

ADOTTA UN ELEMENTO: Sodio

2014/2015

Serena Santucci

4° A Liceo scientifico

SODIO



Elemento: Sodio;

Simbolo: Na;

Numero atomico: 11;

Peso atomico: 22,9898;

Temperatura fusione: 97,8 °C;

Temperatura ebollizione: 881,4 °C;

Densità: 0,97 g/cm³

sodio Elemento chimico del gruppo dei metalli alcalini, scoperto nei sali da A.S. Marggraf nel 1758 e isolato come metallo da H. Davy nel 1807. Del sodio si conoscono un solo isotopo stabile, ²³Na, e vari isotopi instabili; è molto diffuso in natura sotto forma di composti, nei quali si comporta da monovalente.

Caratteristiche, proprietà e impiego

Il sodio è un metallo bianco argenteo, di consistenza cerosa, solubile in ammoniaca liquida, insolubile in benzene, in etere di petrolio e in cherosene; dal punto di vista chimico ha carattere spiccatamente metallico, e nei suoi composti si presenta allo stato monovalente, generalmente come ione positivo. All'aria umida si ossida rapidamente; brucia con fiamma gialla molto intensa formando il perossido. Decompone l'acqua

sviluppando idrogeno; poiché la reazione è fortemente esotermica, l'idrogeno a contatto con l'ossigeno dell'aria si infiamma.

Il sodio non esiste in natura libero, ma è molto diffuso sotto forma di composti: nelle acque di mare e di alcuni laghi è presente come cloruro, bromuro, ioduro, solfato; in giacimenti salini come cloruro (salgemma), nitrato, carbonato; in numerosi silicati; negli organismi animali e vegetali, essendo un elemento biogenetico. È presente inoltre nell'alta atmosfera terrestre.

Preoccupazioni

Il sodio in polvere è infiammabile all'aria ed esplosivo nell'acqua. È inoltre corrosivo per contatto con la pelle. Questo metallo deve essere sempre maneggiato con attenzione. Il sodio deve essere conservato immerso in idrocarburi liquidi o mantenuto in un'atmosfera inerte. Il contatto con l'acqua e altre sostanze che reagiscono col sodio deve essere evitato.

Ruolo biologico

Nell'uomo il sodio è lo ione extracellulare più importante dell'organismo e assume un ruolo fondamentale nel controllo del volume e della pressione osmotica extracellulare. Nel siero il sodio ha variazioni comprese tra 135 e 148 mmol/l. Le molecole di sodio che permeano costantemente all'interno della cellula, ne fuoriescono grazie a un meccanismo attivo che consuma energia noto come pompa. Un equilibrio stabile per la concentrazione del sodio e del potassio risulta fondamentale per il controllo del volume cellulare e consente a livello neurologico e muscolare di mantenere adeguate caratteristiche di eccitabilità di membrana. Sotto il profilo biologico il sodio svolge una funzione idrosmotica e ha pertanto una correlazione fondamentale con il metabolismo idrico corporeo. Regolano il meccanismo della distribuzione del sodio nell'organismo vari fattori, tra i quali l'ormone antidiuretico (**ADH**), prodotto a livello diencefalico, in grado di agire sui reni facilitando il riassorbimento dell'acqua, e l'aldosterone. Una molecola di origine atriale, nota come fattore natriuretico atriale, o FAN, e il sistema nervoso simpatico costituiscono altri componenti capaci di esercitare un controllo sulla distribuzione del sodio. Importanti cambiamenti della sua concentrazione derivano da alterazioni del bilancio idrico conseguenti all'impiego di farmaci come i diuretici e i mineralcorticoidi che vengono frequentemente somministrati in varie condizioni patologiche.

L'insufficiente eliminazione di sodio attraverso gli emuntori, detta sodioritenzione (sodiuria è la quantità eliminata con le urine nella 24 ore) è causa di edema o di subedema, originata da stati patologici o farmaci.

Composti

Bicarbonato : (o idrogenocarbonato o carbonato acido) di sodio. Ha formula NaHCO_3 ; si presenta in cristalli bianchi, solubili in acqua, insolubili in alcol; si ottiene facendo gorgogliare l'anidride carbonica in una soluzione satura di carbonato di sodio. Il bicarbonato di sodio, per riscaldamento al di sotto di $100\text{ }^\circ\text{C}$, perde anidride carbonica e acqua trasformandosi in carbonato; la sua soluzione acquosa, a causa dell'idrolisi, ha reazione alcalina e, riscaldata all'ebollizione, libera anidride carbonica. È impiegato nella preparazione di polveri effervescenti, di bevande gassate, di miscele per estintori, di polveri esplosive senza fumo ecc.; trova anche impiego nell'industria del cuoio, della carta, nell'industria ceramica e in quella tessile;

Carbonato di sodio: di formula Na_2CO_3 , più comunemente noto con il nome di soda. Si trova nelle acque di alcuni laghi, in depositi salini e in alcune acque minerali. Il carbonato di sodio s'impiega nella fabbricazione del vetro, dell'idrossido di sodio, nell'industria della carta, nella fabbricazione del sapone, per addolcire le acque, in lavanderia, in tintoria, in metallurgia, per la preparazione di vari sali di sodio ecc;

Cloruro di sodio: Sale sodico dell'acido cloridrico, NaCl ; solido cristallino, isometrico, incolore, inodore, di sapore amaro ben noto, di densità $2,165\text{ g/cm}^3$, che fonde a circa $801\text{ }^\circ\text{C}$ e bolle a $1413\text{ }^\circ\text{C}$. Al riscaldamento crepita poiché evapora l'acqua di interposizione inclusa meccanicamente nei cristalli. È trasparente alla luce e, a differenza del vetro, anche all'infrarosso; si scioglie facilmente nell'acqua e a $0\text{ }^\circ\text{C}$ la soluzione satura contiene 35,7 parti di sodio per 100 di acqua; a caldo la solubilità è poco maggiore: 39,8 g per 100 g di acqua a $100\text{ }^\circ\text{C}$.;

Idrossido di sodio: Ha formula NaOH ed è anche noto sotto il nome di soda caustica; si presenta in masse incolori, solubili in acqua, in alcol ecc., che esposte all'aria umida assorbono vapore acqueo e anidride carbonica. Al tatto attacca rapidamente i tessuti organici esplicando azione fortemente caustica. Fonde senza decomporsi a circa $318\text{ }^\circ\text{C}$ e bolle a $1390\text{ }^\circ\text{C}$. È una base forte e le sue soluzioni acquose hanno forte reazione alcalina. Si forma per reazione dell'acqua con il sodio metallico o sciogliendo l'ossido di sodio in acqua; industrialmente si ottiene principalmente per elettrolisi delle soluzioni di cloruro di sodio. Trova impiego su vasta scala nella fabbricazione dei saponi, nell'industria della

carta, della cellulosa, nella purificazione di oli minerali e grassi, nella metallurgia dell'alluminio, nella sintesi di coloranti, nella preparazione di composti;

Ipoclorito di sodio: Sale dell'acido ipocloroso, di formula NaClO, noto allo stato anidro e in tre forme idrate; l'anidride carbonica dell'aria lo decompone lentamente liberando cloro, donde l'odore speciale che emana. La produzione di ipoclorito di sodio commerciale avviene facendo gorgogliare cloro in una soluzione acquosa di soda caustica alla temperatura ordinaria. Si usa per sbiancare tessuti, per sterilizzare e disinfettare l'acqua ecc.

Metodo di produzione

Il sodio può essere preparato per riduzione ad alta temperatura di alcuni suoi composti con carbone, calcio o altri metalli; oggi viene ottenuto industrialmente con il **processo Downs** di elettrolisi del cloruro fuso. Il processo utilizza come elettrolita una miscela fusa formata da circa il 40% in peso di cloruro di sodio e il 60% di cloruro di calcio, miscela che presenta un punto di fusione molto più basso di quello del cloruro di sodio e permette di condurre l'elettrolisi a temperatura di ca 600 °C. Si impiegano grandi celle coibentate rivestite internamente di materiali refrattari, munite di **catodo** circolare in ghisa e anodi in grafite, a funzionamento discontinuo; il sodio che si forma al catodo galleggia sul bagno elettrolitico e si raccoglie in un apposito serbatoio, mentre il cloro che si sviluppa all'**anodo**, e che viene mantenuto separato dal sodio per mezzo di un diaframma in ferro posto tra gli elettrodi, viene convogliato a un serbatoio dall'alto della cella.

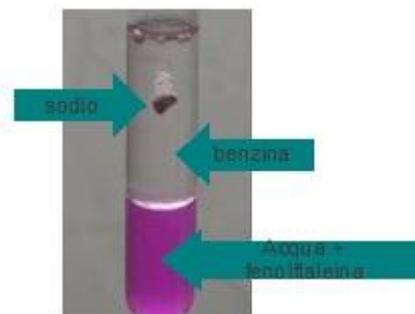
ESPERIMENTI

Sodio salterino

Benché sia un metallo, il sodio è un materiale molto leggero: la sua densità è leggermente minore di quella dell'acqua, per cui tende a galleggiare sulla sua superficie. Quando il sodio viene a contatto con l'acqua avviene una reazione vigorosa da cui si sviluppa idrogeno (un gas):



Se nell'acqua è stato precedentemente disciolto un indicatore di pH, si rende visibile anche la formazione dell'idrossido di sodio (NaOH, soda caustica). L'idrossido di sodio è una base per cui, sciogliendosi in acqua man mano che si forma, provoca la variazione di colore (viraggio) dell'indicatore (per esempio, con l'indicatore fenolftaleina il viraggio è da incolore a viola). La reazione libera una grande quantità di calore, per cui l'idrogeno può bruciare a contatto con l'aria (generando altro calore) e il sodio che ancora non ha reagito si surriscalda emettendo una caratteristica luce gialla. Ciò può rendere la reazione fra sodio e acqua addirittura esplosiva.



Per evitare che la reazione fra il sodio e l'acqua avvenga a contatto con l'aria, si può ricoprire l'acqua con benzina. Come è noto, la benzina non si scioglie in acqua e poiché è meno densa la ricopre. Al contrario il sodio è più denso della benzina e vi affonda, fino a raggiungere l'acqua con cui reagisce, ma senza che sia presente l'ossigeno dell'aria. Inoltre, la benzina disperde in parte il calore generato dalla reazione fra sodio e acqua. Pertanto l'idrogeno formato non brucia e non si sviluppa alcuna fiamma colorata di giallo dal sodio.

Tuttavia, il rapido sviluppo del gas e il fatto che numerose bolle aderiscono alla superficie del pezzettino di sodio spingono quest'ultimo verso l'alto, allontanandolo dall'acqua e interrompendo la reazione.

Le fiamme colorate

Quando si cucina la pasta, la prima operazione da compiere è far bollire l'acqua. Capita talvolta (o spesso, a seconda della distrazione del cuoco) che dell'acqua fuoriesca dalla pentola e cada sulla fiamma prodotta dal fornello a gas. In tal caso, se l'acqua è salata, la fiamma assume immediatamente un colore giallo molto intenso, che cessa dopo poco. Che cosa è successo? La colorazione gialla è dovuta al sodio, presente nel sale da cucina (cloruro di sodio, NaCl). Nel sale solido, il sodio è presente sotto forma di ioni sodio (Na^+), di carica elettrica positiva (**cationi**); il cloro è presente sotto forma di ioni cloruro (Cl^-), di carica elettrica negativa (**anioni**). Quando il sale è sciolto in acqua, invece, gli ioni positivi e negativi non si attraggono più, perché l'acqua forma uno "schermo" (processo di **solvatazione**) intorno a ciascuno di essi, e quindi gli ioni Na^+ e Cl^- possono praticamente muoversi liberamente nel liquido, indipendentemente gli uni dagli altri.

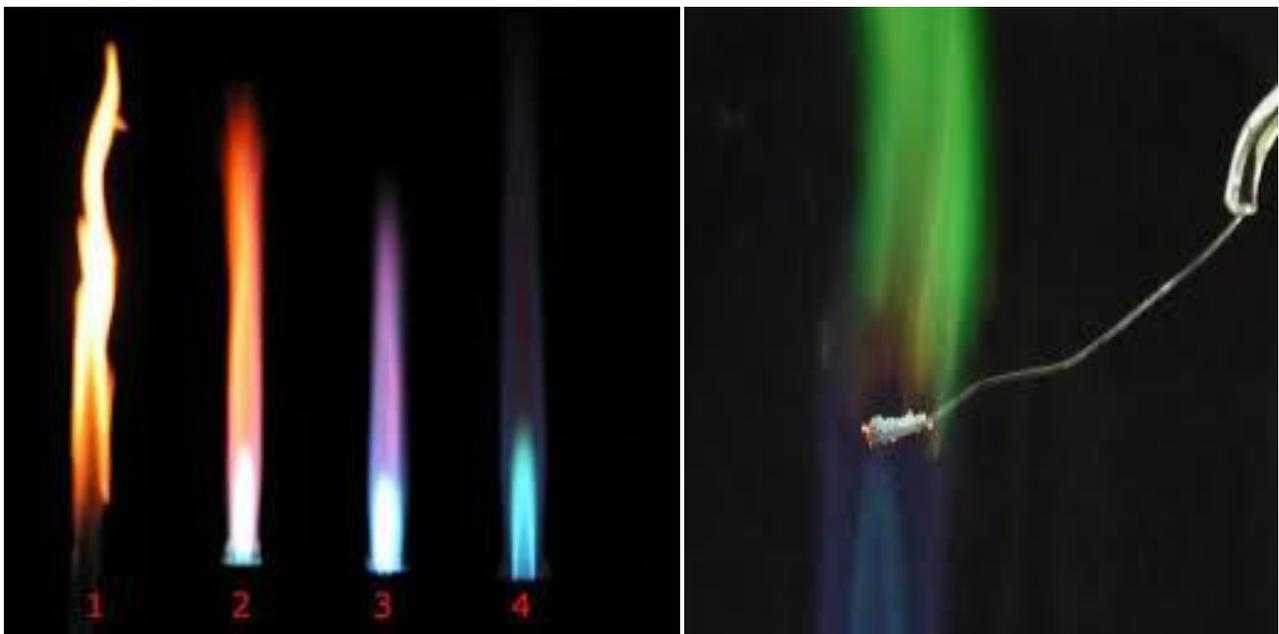
Che cosa accade quando una soluzione di cloruro di sodio viene introdotta, accidentalmente o intenzionalmente, in una fiamma a temperature quindi molto elevate? Il calore fornito dalla fiamma provoca una serie di processi, fra i quali la trasformazione degli ioni in atomi, per cui nella fiamma vengono generati atomi di sodio.

Se la temperatura della fiamma è abbastanza alta, il calore produce un altro fenomeno: esso viene assorbito dagli atomi e per questo gli elettroni si possono allontanare (**eccitazione**). Dopo questi salti elettronici gli atomi tendono a restituire l'energia assorbita lasciando che l'elettrone ritorni al livello energetico di partenza. Anche in questo caso, l'energia restituita da ogni elettrone corrisponde alla distanza tra i livelli energetici e quindi avrà un valore ben definito e viene quindi rilasciata come un "pacchetto" (**quanto**)

di energia. Uno dei modi in cui l'energia viene è l'emissione di **radiazione elettromagnetica**, cioè di luce.

Litio e Stronzio	rosso cardinale e rosso brillante
Sodio	giallo-arancio
Bario	verde
Rame	blu - verde

Per il sodio la luce emessa è gialla, per altri elementi può essere rossa, verde o blu per altri ancora la "luce" può essere invisibile all'occhio umano. Che cosa è accaduto allora nella fiamma del fornello a gas sulla quale il cuoco disattento ha lasciato cadere acqua salata? È successo che gli atomi di sodio formati nella fiamma sono stati eccitati dall'energia termica fornita dalla fiamma stessa e poi hanno restituito questa energia sotto forma di luce gialla.



La pirotecnia



Il fenomeno dell'emissione della luce nelle fiamme è alla base della pirotecnia, ovvero l'arte del fuoco. Nei fuochi d'artificio, l'energia termica necessaria a formare atomi e poi ad eccitarli in modo che possano emettere luce colorata durante il rilassamento è fornita dalla combustione della polvere pirica. La polvere pirica e la pirotecnia hanno origini antiche e spesso avvolte nella leggenda. Secondo le prime testimonianze scritte, la polvere pirica era già nota in Cina attorno al 1000 d.C., ma probabilmente era diffusa nella regione già da tempo. Nel XIII secolo fu introdotta in Europa, probabilmente dagli arabi.

Dal punto di vista chimico la combustione della polvere pirica è un esempio di **ossidazione**, in cui un **combustibile** (la sostanza che brucia) e un **comburente** (la sostanza che determina la combustione, ovvero l'agente ossidante) reagiscono tra loro. A differenza di combustioni come quelle della benzina in un motore, della carta, del legno, dello zucchero, in cui il comburente è l'ossigeno dell'aria, nella polvere pirica si impiegano agenti ossidanti solidi piuttosto energici, che fanno parte della miscela stessa. In questo modo la reazione evolve velocemente, in modo esplosivo, liberando molta energia sotto forma di calore.

Nei fuochi d'artificio la polvere pirica è mescolata con composti che contengono elementi metallici come litio, sodio, calcio, stronzio, bario, rame. L'energia liberata dalla combustione della polvere pirica decompone questi composti, produce gli atomi degli elementi metallici e li eccita. I colori suggestivi e spettacolari dei fuochi d'artificio derivano, almeno in parte, dalla luce prodotta dal fenomeno di emissione atomica. A questo si affianca il fenomeno dell'**incandescenza**, cioè l'emissione di luce dovuta al forte riscaldamento di solidi (come nelle lampadine a filamento). Per esempio, il magnesio brucia nella fiamma e forma un composto con l'ossigeno. L'ossido di magnesio rimane solido, sotto forma di particelle solide, anche nelle fiamme dei fuochi d'artificio (infatti fonde a temperatura molto alta, circa 2800 °C). A causa del forte riscaldamento queste particelle solide diventano incandescenti ed emettono un'intensa luce bianca. Per questo il magnesio è impiegato in pirotecnia per la produzione di lampi bianchi.

Ricristallazione del sale

Il sale da cucina (NaCl , noto come cloruro di sodio) è sicuramente un composto adatto alla cristallizzazione o, per meglio dire, ricristallizzazione. Il cristallo del sale si presenta come un cubo, più o meno regolare e trasparente. Ecco l'occorrente per la cristallizzazione del sale da cucina:

- Un recipiente di plastica, possibilmente di forma rettangolare come quelli che si usano per conservare gli alimenti (va bene anche di altri materiali, scelgo la plastica per il semplice fatto che ci permette di osservare meglio ciò che accade all'interno e perché è nelle case di tutti !) ;
- Una bottiglia di plastica da 1,5L ;
- Un pentolino ;
- Sale da cucina (400g) ;
- 1L di acqua (preferibilmente demineralizzata, che si trova facilmente al supermercato, ma in mancanza d'altro va più che bene anche quella di rubinetto) ;
- Un termometro da cucina (facoltativo).



Per prima si prepara una soluzione satura di acqua e sale. La solubilità del sale in acqua non è una vera e propria costante e dipende da molti fattori, la temperatura in primo luogo. La solubilità del sale da cucina a $20\text{ }^{\circ}\text{C}$ (più o meno la temperatura ambiente) è di circa 37g per 100mL di acqua. Questo significa che in un litro si sciolgono 370g di NaCl . Si pesano circa 400g di sale e lo si aggiunge poco a poco, agitare bene, ad 1L acqua all'interno della bottiglia di plastica. Una volta aggiunti bisogna vedere che un po' del sale non si è sciolto ed è rimasto sul fondo. La soluzione che sta sopra è quindi satura. Si versa un po' di questa soluzione all'interno del pentolino e riscaldiamo (non importa fino

all'ebollizione, va bene anche, se avete il termometro a disposizione, una temperatura di 70 – 80 °C).



A questo punto, trasferiamo la soluzione all'interno del recipiente di plastica. Dopo un po' di tempo (la quantità del tempo necessario è molto variabile, alcuni cristalli potrebbero formarsi subito, altri dopo un'intera giornata) si vede che iniziano a formare dei cristalli di forma quadrata, conseguentemente all'evaporazione dell'acqua.



Si deve lasciare a riposo la soluzione anche per una notte intera o alcuni giorni e si vedrà che il numero di cristalli aumenterà oppure che alcuni di essi tenderanno ad accrescersi.

www.chimica-online.it

www.chimica.unipd.it

www.wikipedia.it

www.EnciclopediaTreccani.it

