

DIESSE FIRENZE
Didattica e Innovazione Scolastica
Centro per la formazione e l'aggiornamento

SCIENZA FIRENZE
TREDICESIMA EDIZIONE

Docenti e studenti a confronto su:

LE TRASFORMAZIONI NEI FENOMENI NATURALI

La dimensione sperimentale nello studio delle scienze

Sala Esse
Liceo Scientifico dell'Immacolata, Salesiani
Firenze, 14 - 15 aprile 2016

Secondo premio – Sezione Triennio

Titolo: Il riordino della natura. Esperienze di cristallizzazione

Studenti Pietro Bocchini, Anna Rebecca Ceccarelli, Federico Manfredi, Micaela Sirsi, Eugenia Trebbi

Classe: 3^a A - 4^a A

Scuola: Liceo Scientifico Sacro Cuore di Cesena (FC)

Docente: Francesca Vicini

Motivazione: buona la coerenza con il tema proposto. Molto precisa e chiara la parte teorica relativa al fenomeno della cristallizzazione e alla diverse modalità con cui avviene. Una premessa importante per riprodurre questo fenomeno è la curva di solubilità, che è stata ricavata per i vari composti scelti con una strumentazione accurata. È stata poi realizzata la cristallizzazione con diversi metodi. In particolare è stato costruito un valido strumento per studiare la cristallizzazione in condizioni isoterme, a varie temperature. Alla fine si sono osservate le differenze nella formazione dei cristalli.

**XIII EDIZIONE
SCIENZA FIRENZE**

**Firenze,
14-15 aprile 2016,
Polo delle Scienze Sociali
Università di Firenze**

Tema del progetto:

**LA TRASFORMAZIONE NEI
FENOMENI NATURALI**

La dimensione sperimentale nello studio delle scienze.

Titolo della tesina:

*“Il riordino della natura”.
Esperienze di cristallizzazione.*

INDICE

1. Introduzione

2. Fase teorica

2.1 Che cos'è un cristallo?	5
- La morfologia dei cristalli.	5
2.2 Dove si trovano i cristalli in natura?	5
- Cristalli nel mondo inorganico.	5
- Cristalli nel mondo animale.	6
- Cristalli nel mondo vegetale.	6
2.3 Come nasce un cristallo?	6
- Cristallizzazione in soluzione.	7
- Accrescimento per raffreddamento di una soluzione satura.	8
- Accrescimento isoterma in soluzione sovrasatura.	8
- Scelta dei sali da analizzare.	9

3. Fase pratica:

3.1 Osservazione al microscopio di calcoli renali.	10
3.2 Osservazione al microscopio di mannite, canfora e zucchero.	10
3.3 Esperimento: micro e olo-cristallino, una questione di calore.	10
3.4 Esperimento: cristallizzazione in diretta su stereoscopio.	11
3.5 Esperimento: cristallizzazione istantanea per agitazione.	11
3.6 Esperimento: cristallizzazione per raffreddamento.	11
3.7 Cristallizzazione isoterma per evaporazione del solvente:	12
- Costruzione di un bagno termostato.	12

3.4 Utilizzo del prototipo sperimentale:	12
- Quali problemi risolvere?	12
- Quali misurazioni effettuare?	12
4. Considerazioni finali	13
5. Bibliografia e sitografia	14
6. Immagini allegate	15

Introduzione:

Partendo dal titolo del convegno, ossia le trasformazioni nei fenomeni naturali, abbiamo cercato un tema che, oltre a prevedere un qualche tipo di mutamento, fosse anche diffuso in natura, quindi facilmente indagabile.

In questo senso il fenomeno della cristallizzazione è risultato perfetto: la formazione di un cristallo consiste infatti in una trasformazione dell'assetto atomico/molecolare delle sostanze, un processo di riordino che fa passare le molecole da uno stato disordinato ad uno organizzato e regolare

Oltre a ciò, la cristallizzazione, è un fenomeno comune, che tocca quasi ogni ambiente naturale e che si presta ad un articolato studio multidisciplinare.

Purtroppo i libri di scienze in adozione nelle scuole secondarie di secondo grado non trattano l'argomento con profondità e, per affrontarlo, abbiamo dovuto consultare specifici testi universitari e complessi articoli monografici.

Lo sviluppo della teoria ha aperto la strada alla parte pratica del progetto dove i ragazzi hanno potuto verificare le conoscenze acquisite.

Con un semplice microscopio stereoscopico hanno, per prima cosa, osservato numerosi campioni di cristalli: alcuni di origine animale come calcoli renali prelevati da ambulatori veterinari, altri di origine vegetale come mannite e canfora acquistati in erboristeria e altri ancora di origine inorganica come rocce e minerali presi in prestito al gruppo mineralogico della città.

Dopo l'osservazione ha avuto inizio la fase sperimentale con l'obiettivo di far crescere cristalli mediante le metodiche apprese e di osservare come le condizioni dell'ambiente di cristallizzazione possano influenzare dimensione e morfologia dei poliedri.

Tutte le metodiche di cristallizzazione sono state indagate sperimentalmente; la maggior parte di queste non ha richiesto materiali particolari quanto piuttosto conoscenza, manualità e pazienza.

L'ultimo esperimento invece è stato una vera e propria sfida e ha portato alla ideazione e alla costruzione di un dispositivo artigianale per svolgere la cristallizzazione in condizioni di isoterma.

Per realizzare lo strumento è stato coinvolto anche uno studente dell'Itis di Cesena che, avendo competenze di elettronica, ha aiutato il gruppo a capire come procedere.

Il dispositivo è stato ultimato la prima settimana di febbraio ed è stato possibile utilizzarlo solo nei pochi giorni rimasti prima della consegna del progetto.

Gli esperimenti sono stati comunque condotti e portati a termine e hanno confermato con efficacia le previsioni elaborate in base alla teoria.

Fase teorica:

Che cosa sono i cristalli?

I cristalli (dal greco *krysallos*, ghiaccio) sono corpi solidi dotati di una struttura interna ordinata lungo le tre direzioni dello spazio e costituiti da elementi o composti chimici.

Possono considerarsi tali solo a determinate condizioni:

- Possedere una composizione esprimibile con una formula chimica;
- Essere caratterizzati da proprietà fisiche definite;
- Essere costituiti da specie chimiche (atomi, molecole, ioni..) disposte in modo geometricamente ordinato.

E' proprio quest'ultima caratteristica a definire la morfologia dei cristalli: ognuno si presenta delimitato da superfici piane dette facce che si incontrano a dare spigoli i quali, a loro volta, si incontrano per formare vertici a descrivere il *poliedro* associato al cristallo.

La più piccola unità tridimensionale che conserva composizione chimica e struttura del cristallo è detta *cella elementare*.

Ai suoi vertici, detti nodi, si trovano atomi, ioni o molecole che si ripetono nello spazio generando un *reticolo cristallino*.

L'*abito cristallino* invece è la forma con cui si accrescono i cristalli, l'estensione della cella elementare.

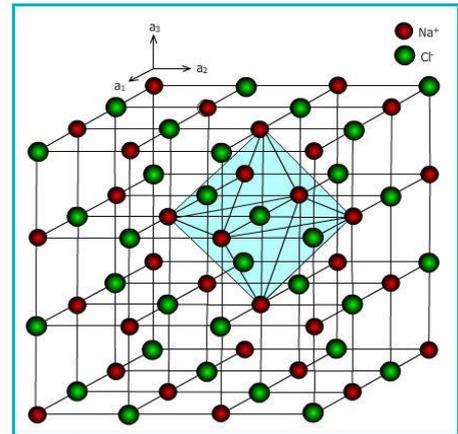


Figura: Nel salgemma la cella elementare (in azzurro) si espande generando un reticolo caratterizzato da un regolare alternarsi di ioni sodio e cloruro.



Anche se l'aspetto esterno, macroscopico, di un cristallo può variare in base alle condizioni ambientali in cui avviene la sua formazione e in base alle interazioni con altri materiali che si trovano a contatto con essi, spesso l'abito cristallino rispecchia la forma della cella elementare, riproponendo all'esterno la medesima figura geometrica o una più complessa, purché generata da una ripetizione nello spazio di quella determinata cella.

Figura: Abito cristallino del salgemma. La struttura cubica della cella elementare del salgemma determina la struttura del suo abito cristallino.

Dove si trovano i cristalli in natura?

Il 90% della materia allo stato solido che ci circonda si presenta in forma cristallina anche se spesso è difficile accorgersene perché i cristalli possono essere talmente piccoli da non essere identificati come tali (es. zucchero) o essere miscelati in complesse formazioni con altre sostanze in un corpo unico (es. rocce). Inoltre, diversamente da come si possa pensare, i cristalli non appartengono unicamente al mondo minerale ed inorganico ma anche al mondo organico, sia animale che vegetale, l'unica caratteristica necessaria alla loro formazione è che la sostanza sia pura.

Non a caso gli antichi maestri alchimisti utilizzavano la cristallizzazione, a volte anche ripetuta e reiterata, per perfezionare la purificazione di una sostanza (tanto che nel linguaggio metaforico si parla di "purezza cristallina").

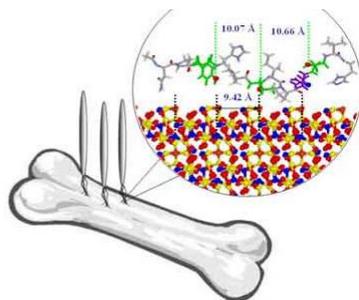
Cristalli nel mondo inorganico: Le rocce sono materiali contenenti cristalli chiamati minerali. I minerali sono per la grande maggioranza policristallini, ossia composti da molti cristalli anche se spesso non visibili ad occhio nudo perché microscopici. I solidi costituiti da un singolo cristallo sono invece detti monocristallini e sono molto rari. Infine, i solidi non cristallini sono detti amorfi (ne è un esempio il vetro). Le rocce formate dai minerali cristallini possono essere di diverso tipo:

- magmatiche (o ignee)
- sedimentarie
- metamorfiche.

Le rocce magmatiche derivano dalla solidificazione dei magmi dei vulcani; le rocce sedimentarie provengono dall'accumulo di sedimenti di varia origine, derivanti in gran parte dalla degradazione ed erosione di rocce preesistenti; le rocce metamorfiche provengono dalla trasformazione degli altri tipi di rocce. Per il nostro studio ci siamo soffermati a studiare le differenze fra rocce magmatiche intrusive, olocristalline (es. granito) e rocce magmatiche effusive microcristalline (es: riolite).

Cristalli nel mondo vegetale: Esistono svariati esempi di come la cristallinità appartenga anche al mondo vegetale, lo zucchero (saccarosio) ottenuto tanto dalla bietola o dalla canna da zucchero ne è un primo esempio, ma altri ancora si potrebbero citare, come per esempio i cristalli di canfora che si possono formare sulla superficie della pianta dalla quale questa sostanza è estratta, o quelli minuscoli di vanillina che si possono formare sulle bacche dell' orchidea aromatica, o anche le piccole "stalattiti" di mannite che si formano sui rami delle acacie note come "albero della manna", dove il mannitolo è cristallizzato in forma semi-pura insieme ad altre molecole.

Cristalli nel mondo animale: Nel mondo animale troviamo numerosi esempi di cristalli: hanno natura cristallina i cosiddetti calcoli, sia quelli renali (concrezioni cristalline che possono formarsi nell'apparato urinario in seguito alla precipitazione e successiva aggregazione di sostanze disciolte nelle urine) che quelli della colecisti (cristalli nella cistifellea formati da componenti della bile). Anche nelle nostre ossa vi sono cristalli, per quanto microscopici e strettamente organizzati in una



matrice organica non cristallina: si tratta dell'idrossiapatite, un minerale reperibile anche in natura nelle rocce del nostro pianeta, ma che l'organismo costruisce e cristallizza da sé utilizzando sostanze assunte con l'alimentazione.

Figura: Esempi di cristalli nel mondo animale: idrossiapatite nel tessuto osseo.

Come nascono i cristalli?

La formazione (e successiva crescita) di un cristallo può avvenire in tre modi:

- Cristallizzazione da un fuso o da una soluzione (passaggio da fase liquida a fase solida);
- Sublimazione (passaggio da fase aeriforme a fase solida);
- Ricristallizzazione (passaggio da fase solida a fase solida).

In funzione dell'esperienza pratica condotta abbiamo approfondito la prima modalità e, in particolare, abbiamo studiato la crescita cristallina a partire da soluzioni.

- *Cristallizzazione in soluzione:*

Quando i solidi cristallini vengono posti in soluzione (generalmente acquosa), le molecole di solvente, nel loro incessante moto casuale, urtano la loro superficie e, se compensano le interazioni coesive del solido, lo disperdono. Questo processo viene detto solvatazione e prevede che le molecole di solvente circondino le molecole di soluto.

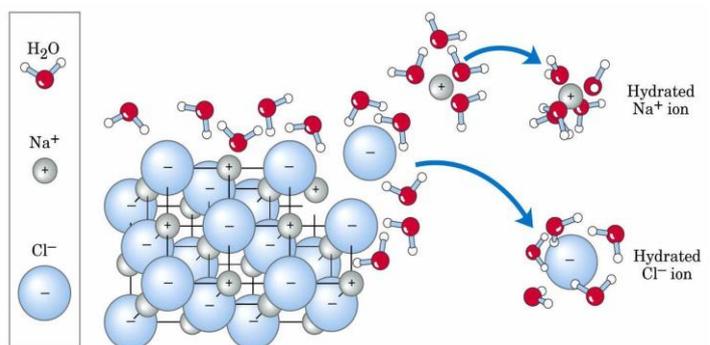


Figura: Solvatazione di salgemma. I dipoli dell' H₂O interagiscono con gli ioni, in modo tale che risultino idratati.

Data la grande variabilità delle caratteristiche chimiche dei solventi e dei soluti (cristalli), non tutte le combinazioni portano a soluzioni con concentrazioni significative di soluto.

In generale all'aumentare della temperatura di solvatazione aumenta la quantità di cristallo che il solvente può disciogliere.

Ciò avviene perché ad un aumento di temperatura corrisponde un incremento dell'agitazione delle molecole e quindi dell'energia cinetica a loro disposizione delle molecole di solvente per disgregare la struttura cristallina del soluto.

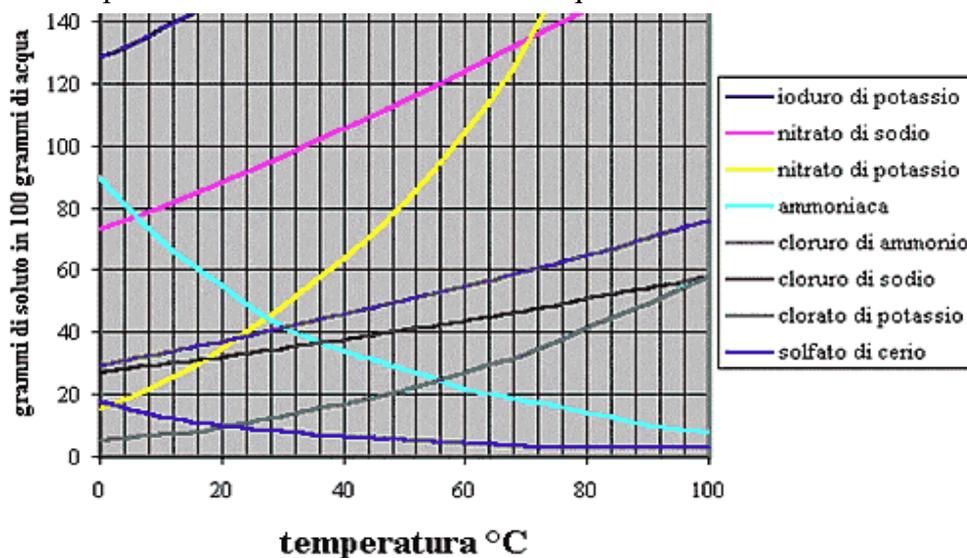


Figura: Curve di solubilità di sali in soluzione acquosa in funzione della temperatura.

In base al rapporto soluto/solvente una soluzione può essere di tre tipi:

- *Soluzione satura*: quando il soluto ha raggiunto la concentrazione massima e non è più possibile scioglierne altro. La tendenza del soluto a cristallizzare è infatti uguale alla tendenza opposta a tornare in soluzione (le due velocità, di cristallizzazione e dissoluzione, sono uguali).
- *Soluzione soprassatura*: quando il solido è presente in soluzione in quantità superiore alla quantità di saturazione. In questo caso prevale la tendenza a cristallizzare e il solido si deposita allo stato cristallino.
- *Soluzione insatura*: quando la soluzione contiene una quantità di soluto inferiore alla quantità di saturazione. In questo caso prevale la tendenza del soluto a solubilizzarsi su quella a cristallizzare.

Analizzando la **curva di solubilità** di un cristallo possiamo notare che i punti situati al di sotto di essa rappresentano soluzioni insature mentre quelli posti al di sopra rappresentano soluzioni soprassature. La condizione di soprassaturazione è detta metastabile: trascorso un certo tempo, detto di induzione, si ristabilisce l'equilibrio termodinamico attraverso la precipitazione del solido in eccesso e la soluzione si riporta nella condizione (stabile) di saturazione.

Il campo di esistenza delle soluzioni soprassature, tuttavia, non si estende in tutta la zona al di sopra della curva di solubilità, ma è limitato:

esistono infatti dei limiti di concentrazione e temperatura al di sopra dei quali la soluzione non può più essere mantenuta soprassatura ma dà luogo istantaneamente alla precipitazione del soluto in eccesso. Questi limiti sono evidenziati dalla **curva di labilità** oltre la quale la soluzione è incapace di reggere il soluto.

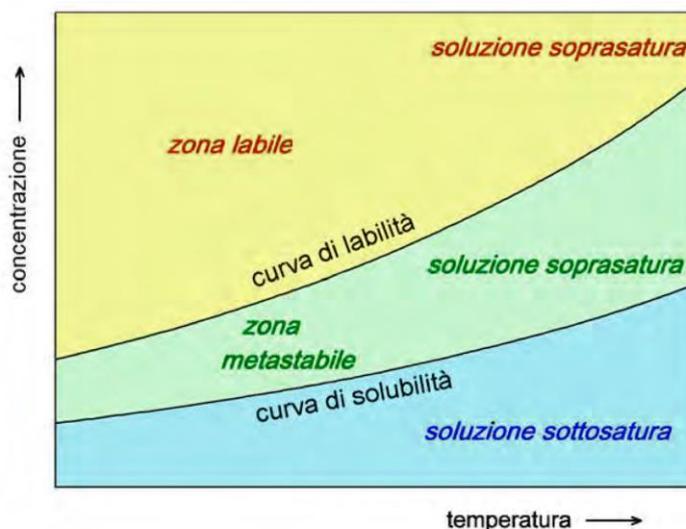
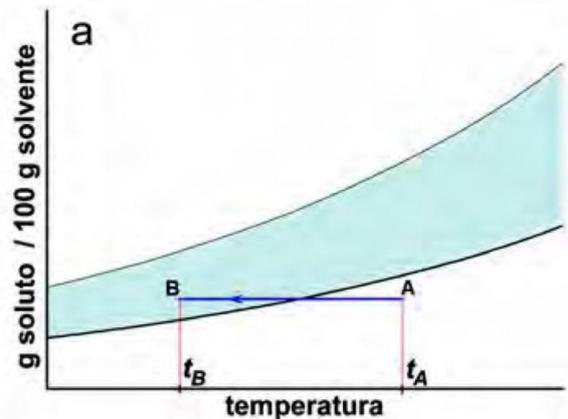


Figura: Curve di solubilità e di labilità delimitanti la regione di sottosaturazione (azzurra), di soprassaturazione metastabile (verde) e di soprassaturazione labile (gialla).

Se, in base a tali osservazioni, la cristallizzazione può avvenire solo nella zona metastabile, due possono essere gli approcci pratici per far rientrare una soluzione nella condizione ideale per generare cristalli:

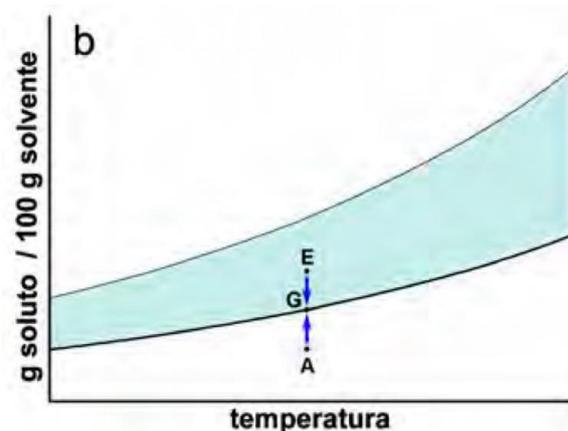
- **Cristallizzazione per raffreddamento:** si può infatti portare la soluzione ad una temperatura elevata (t_A) alla quale è sottosatura (punto A) e poi raffreddarla fino ad una temperatura inferiore (t_B) alla quale diventa soprasatura (punto B).

Figura: Un punto A (corrispondente ad una condizione di sottosaturazione) può spostarsi orizzontalmente fino a B (corrispondente ad una condizione di soprasaturazione) variando la temperatura.



- **Cristallizzazione isoterma per evaporazione del solvente:** si può portare la soluzione da uno stato di sottosaturazione (punto A) alla zona metastabile (punto E) facendo evaporare il solvente e quindi aumentando la concentrazione.

Figura: Un punto A (corrispondente ad una condizione di sottosaturazione) può spostarsi verticalmente fino a E (corrispondente ad una condizione di soprasaturazione) variando la concentrazione.



In entrambi i metodi la fase più critica non consiste nell'accrescimento del cristallo quanto nella sua nascita ossia nella generazione dei primi "nuclei cristallini". Infatti, anche quando ci sono tutte le condizioni necessarie affinché la cristallizzazione possa avvenire, non è detto che si verifichi: i cristalli hanno bisogno di uno stimolo, di un punto di disomogeneità dal quale iniziare la loro organizzazione. Questo può avvenire in vari modi:

- *in modo meccanico, tramite agitazione;*
- *per entrata dall'esterno di particelle anche estranee ai componenti della soluzione;*
- *per introduzione di cristallini del soluto che si deve ottenere ("germi di cristallizzazione").*

Nella nostra esperienza abbiamo sperimentato tutti e tre i modi di favorire la nucleazione ma, mentre per il primo e il secondo è stato sufficiente, rispettivamente, scuotere il contenitore con la soluzione e lasciarlo aperto, per il terzo metodo si è reso necessaria la preparazione di un germe. Il germe si ottiene facilmente facendo evaporare una goccia di soluzione satura (con disciolto il sale da far accrescere) su un vetrino portaoggetti. Una volta formato il germe deve essere sospeso nel volume della soluzione e deve essere mantenuto a distanza dalle pareti del recipiente per far sì che cresca liberamente in tutte le direzioni.

Tre sono sostanzialmente le tecniche per la sospensione del germe:

- Il germe può essere legato con un semplice nodo scorsoio o incollato ad un filo di nylon sottile che viene appeso e calato dentro alla soluzione;
- Il germe può essere fissato ad un disco di cartone o di plastica che viene posizionato sul bordo superiore del recipiente fungendo anche da coperchio;
- Il germe può essere appeso ad un disco che galleggia sopra alla soluzione che, ancora una volta, agisce anche da coperchio.

Noi abbiamo scelto il primo metodo.

Quali sali studiare?

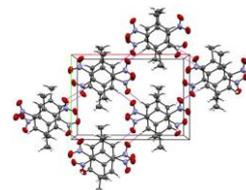
Prima di passare dalla fase teorica a quella pratica era necessario selezionare i sali sui quali svolgere i nostri esperimenti. La scelta si è basata su diversi criteri, i sali che cercavamo infatti dovevano essere:

- Facili da accrescere (considerando che tutti gli esperimenti sarebbero stati condotti in casa, senza disponibilità di strumentazione specifica);
- Differenti per abito cristallino (per potere confrontare le diverse morfologie dei cristalli);
- Diversi per colorazione (per rendere più efficace la loro osservazione e distinzione).
- Non troppo pericolosi da manipolare.

Dopo aver indagato sulle caratteristiche di numerosi sali abbiamo selezionati i seguenti.

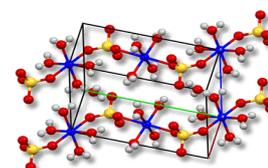
➤ **Solfato di potassio e alluminio dodecaidrato ($KAl(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$) o allume di rocca.**

Questa sostanza è molto facile da accrescere e genera *cristalli ottaedrici bianchi* trasparenti.



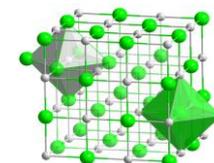
➤ **Solfato di rame (II) pentaidrato ($CuSO_4 \cdot 5H_2O$) o vetriolo blu.**

Dalla cristallizzazione di questa sostanza si formano *cristalli esaedrici* che presentano una intensa colorazione *blu* (grazie alla presenza dello ione Cu^{2+}). La forma dei suoi cristalli è variabile in base al grado di soprassaturazione.



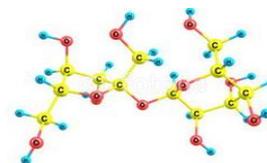
➤ **Cloruro di sodio ($NaCl$) o salgemma.**

Il comune sale da cucina è costituito da *cristalli cubici bianchi* che abbiamo osservato anche al microscopio stereoscopico. Il maggiore vantaggio di questa sostanza è la facile reperibilità.



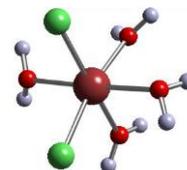
➤ **Saccarosio ($C_{12}H_{22}O_{11}$) o zucchero.**

Il comune zucchero da tavola è formato da *cristalli bianchi trasparenti*.



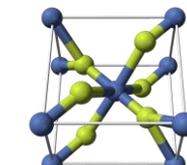
➤ **Manganese cloruro tetraidrato ($MnCl_2 \cdot 4H_2O$)**

Poliedro di *forma ottaedrica e colorazione rosa* dovuta alla presenza del manganese.



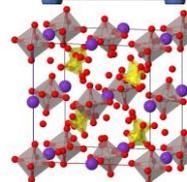
➤ **Nichel cloruro esaidrato ($NiCl_2 \cdot 6H_2O$)**

I cristalli sono *prismi monoclini con colorazione verde* dovuta alla presenza del nichel



➤ **Solfato di cobalto II eptaidrato ($CoSO_4 \cdot 7H_2O$)**

Poliedro di *forma ottaedrica e colorazione violacea* dovuta alla presenza del cobalto.



Per ciascuno di questi sali abbiamo cercato i valori di solubilità alle varie temperature per stabilire le quantità da sciogliere in acqua distillata e abbiamo ricavato i grafici con le curve di solubilità (in allegato).

Fase pratica:

La fase pratica è stata caratterizzata dall'esecuzione di alcuni esperimenti che sono serviti per vedere l'applicazione dei concetti teorici studiati e, successivamente, dalla costruzione di uno strumento per mettere in atto la metodica che richiede condizioni di isotermità.

Osservazione al microscopio di calcoli renali.

Avendo scoperto la presenza di cristalli anche nel mondo animale ci siamo procurati degli esempi: calcoli renali. Considerando la difficoltà di reperire campioni di origine umana ci siamo rivolti ad una clinica veterinaria della nostra città che ci ha fornito calcoli di struvite di gatto e calcoli di ossalato di calcio di cane che abbiamo potuto osservare al microscopio.

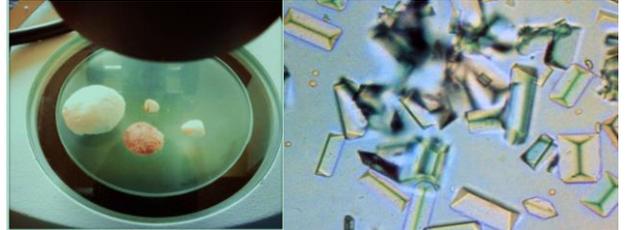


Figura: A sinistra calcoli di struvite ($(\text{NH}_4)\text{MgPO}_4 \cdot 6(\text{H}_2\text{O})$) e, a destra, cristalli di ossalato di calcio monoidrato.

Osservazione al microscopio di zucchero, canfora e mannitolo.

Abbiamo analizzato al microscopio anche cristalli di origine vegetale: i cristalli del comune zucchero da cucina (saccarosio) ottenuto dalla barbabietola e dalla canna da zucchero; i cristalli di canfora che si possono formare sulla superficie della pianta dalla quale questa sostanza è estratta e, infine, le piccole "stalattiti" di mannite.

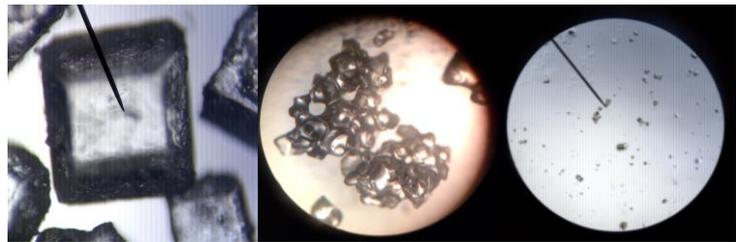


Figura: A sinistra cristalli di zucchero, al centro di canfora e a destra di mannitolo.

Micro e olo-cristallino: una questione di calore.

Studiando la cristallizzazione in geologia e, in particolare, nelle rocce di origine magmatica, distinte in intrusive ed effusive, abbiamo cercato un esperimento per dimostrare come si formano i loro diversi minerali.

Creare le stesse condizioni che caratterizzano i loro magmi di origine era praticamente impossibile ma abbiamo trovato una esperienza pratica estremamente semplice.

L'esperienza dimostra come la dispersione di calore da parte di un fuso incida sulla tessitura del minerale.

Le rocce vulcaniche, infatti, vengono eruttate a temperature pressoché uguali a quelle delle rocce intrusive ma disperdono il loro calore molto velocemente a differenza delle altre che (a parità di altre condizioni, come ad esempio la composizione dei magmi) disperdono il loro calore molto lentamente.

Per questo, i due tipi di rocce, anche se partono dallo stesso magma, hanno tessiture e minerali diversi.

Per svolgere l'esperimento abbiamo utilizzato:

- 2 becker
- 2 teglie da forno
- Polvere di zolfo
- Acqua
- Pentolino
- Fornello



Abbiamo fuso a 60°C la polvere di zolfo (abbiamo scelto lo zolfo perchè non è tossico e quando fonde non emette gas o vapori in grande quantità volatilizzando) e abbiamo suddiviso il fuso in due becker messi ciascuno a bagno in una teglia riempita con acqua, una bollente e l'altra gelida.

Abbiamo osservato, durante il raffreddamento, la diversa morfologia assunta dai cristalli di zolfo: lo zolfo posto nel becker in acqua calda, solidificando lentamente (analogamente alle rocce intrusive) ha dato origine a cristalli grossi e visibili, lo zolfo posto nell'altro becker invece, solidificando molto velocemente (analogamente alle rocce vulcaniche) ha dato origine ad un insieme di numerosissimi microcristalli difficili da distinguere ad occhio nudo.

Figura:
Nell'immagine al centro è presente lo zolfo che si è solidificato a bagno nell'acqua calda mentre a destra lo zolfo che si è solidificato in acqua fredda.



Cristallizzazione in diretta con stereoscopio.

Questo semplicissimo esperimento ci ha permesso di osservare da vicino il fenomeno della cristallizzazione. Abbiamo infatti prelevato una goccia da una soluzione soprasatura calda di allume di rocca (soluzione contenente 6g di allume in 10ml di acqua distillata a circa 60°C) e l'abbiamo osservata con lo stereo microscopio. Il contatto con la superficie ha innescato istantaneamente la generazione di cristalli che abbiamo così potuto vedere crescere con i nostri occhi.



Figura: Cristallizzazione allo stereo microscopio di allume di rocca.

Cristallizzazione istantanea per agitazione.

Abbiamo preparato una soluzione satura di allume di rocca riscaldando a 60°C 200ml di acqua distillata con 120g di sale. Quindi abbiamo posto la soluzione in frigorifero facendola diventare sopra satura. Una volta raffreddata, per innescare la cristallizzazione, abbiamo agitato il contenitore e, improvvisamente abbiamo assistito alla trasformazione del liquido in una massa di cristalli.



Figura: Cristallizzazione istantanea per agitazione di allume di rocca.

Cristallizzazione in soluzione per raffreddamento.

Il primo metodo che abbiamo utilizzato per far crescere i cristalli è quello che si basa sul raffreddamento di una soluzione facendola passare da satura a soprasatura.

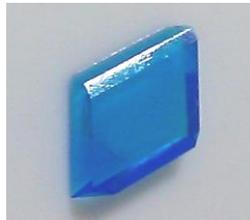
Per far ciò abbiamo utilizzato:

- sali (con diverso colore e differente abito cristallino);
- recipienti chiusi in cui far crescere i cristalli;
- acqua distillata come solvente (in modo da evitare interazioni fra solvente e soluto);
- fornello per scaldare le soluzioni.

Per cominciare abbiamo verificato le solubilità dei vari sali e ne abbiamo pesato le quantità adeguate (240g allume di rocca, 248g di solfato di rame e 80g di cloruro di sodio) per saturare 200ml di acqua distillata ad una temperatura di circa 80°C. Quindi abbiamo scaldato le soluzioni fino allo scioglimento di tutto il soluto e le abbiamo lasciate raffreddare a temperatura ambiente per tre giorni. All'interno abbiamo posto un germe cristallino sospeso con filo di rame sostenuto da una matita per favorire la nucleazione. Dopo cinque giorni abbiamo ottenuto cristalli dei quali abbiamo osservato la forma geometrica al microscopio.



Allume di rocca



Solfato di rame



Cloruro di sodio

Cristallizzazione isoterma per evaporazione di solvente.

Per sperimentare questo ultimo metodo ci serviva un ambiente che garantisse il mantenimento costante della temperatura in soluzione. Non disponendo di una piastra riscaldante con temperatura regolabile abbiamo costruito noi stessi un dispositivo che ci ha permesso non solo di lavorare in isoterma ma anche di farlo a temperature differenti. Quello che più assomigliava allo strumento che ci serviva (e quello dal quale abbiamo preso ispirazione) è l'acquario. Gli acquari per pesci tropicali infatti mantengono l'acqua ad una temperatura costante per favorire la sopravvivenza delle specie che vi sono contenute, spesso molto delicate. Purtroppo però la temperatura massima che si può impostare al loro interno è di trenta gradi, inferiore a quelle sulle quali volevamo lavorare. Così abbiamo provato ad ingegnarci e abbiamo convertito un semplice acquario nel nostro prototipo sperimentale. Abbiamo acquistato un acquario con capienza di circa 20 litri e al suo interno abbiamo inserito una resistenza da lavatrice da 700 Watt e un termostato da 0-90°C.

Il compito della resistenza è quello di scaldare l'acqua (fungere da carico del circuito) mentre quello del termostato è di agire da interruttore comandato dalla temperatura.

Resistenza e termostato sono stati fissati all'interno dell'acquario e collegati insieme interrompendo la fase del circuito. E' stata predisposta, infine, per la sicurezza, la messa a terra: una interna al termostato e una nella carcassa della resistenza.

Rimanevano solo da preparare i nostri sali che sono stati inseriti all'interno di provette (per ridurre la superficie a contatto con l'aria e rendere graduale l'evaporazione) da immergere nell'acqua.

Quali problemi risolvere prima delle misurazioni?

Nel costruire il nostro strumento ci siamo imbattuti in diversi problemi di ordine pratico: innanzitutto bisognava allineare i vari componenti del prototipo facendo sì che la sonda del termostato fosse sempre immersa (in modo da rilevare la temperatura dell'acqua), in secondo luogo bisognava che la resistenza fosse sempre totalmente in acqua (per evitare un suo surriscaldamento) e che le provette rimanessero per buona parte della loro lunghezza a bagnomaria (perché la cristallizzazione non subisse sbalzi di temperatura) ma l'evaporazione abbassava rapidamente il livello dell'acqua nell'acquario. Dopo varie prove e tentativi abbiamo trovato il giusto posizionamento per ogni componente. Infine il dispositivo, dovendo rimanere in funzione per giorni interi, doveva essere costantemente monitorato così abbiamo stabilito un programma che indicava a ciascun componente del gruppo gli orari e i giorni in cui verificare l'attività dello strumento e scattare delle fotografie ai cristalli..

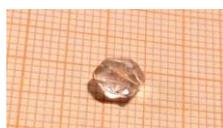
Quali e quante letture effettuare?

Abbiamo deciso di analizzare gli stessi sali facendoli cristallizzare a tre diverse temperature: 20°C, 40°C e 60°C.

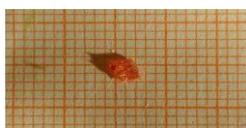
La nostra previsione era di ottenere cristalli più definiti e voluminosi a bassa temperatura (alla quale la velocità di accrescimento è maggiore della velocità di nucleazione) e cristalli più piccoli ad alte

temperature (alle quali la velocità di nucleazione è maggiore di quella di accrescimento e porta alla formazione di numerosi cristalli minori). Dopo tre giorni dall'accensione abbiamo osservato se e come era avvenuta la cristallizzazione nelle provette:

- Dopo tre giorni, nelle provette immerse in acqua termostata a 20°C i sali (4g in 5ml di acqua distillata) si sono formati tutti con una dimensione di circa mezzo centimetro.



Manganese cloruro



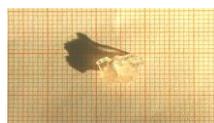
Solfato di cobalto



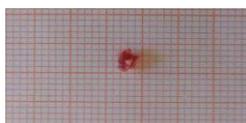
Nichel cloruro

Cristalli cresciuti dopo tre giorni a 20°C.

- Dopo tre giorni, nelle provette immerse in acqua termostata a 40°C i sali (4g in 5 ml di acqua distillata) si sono formati con una dimensione di pochi millimetri: altri cristalli minori sono comparsi alla base della provetta e lungo il filo che sosteneva il germe.



Manganese cloruro



Solfato di cobalto



Nichel cloruro

Cristalli cresciuti dopo tre giorni a 40°C.

- Dopo tre giorni nelle provette immerse in acqua termostata a 60°C i sali (4g in 5ml di acqua distillata) non si sono formati. Un alone microcristallino ha coperto le pareti della provetta.

Considerazioni finali:

L'obiettivo del progetto era quello di affrontare lo studio del fenomeno della cristallizzazione cercando di capire quanto sia presente in natura e quali siano le condizioni favorevoli al suo avvenire. Compresi i meccanismi chimico-fisici alla base del processo abbiamo provato a verificarli attraverso molteplici esperimenti variando i sali di partenza e le caratteristiche dell'ambiente di cristallizzazione (temperatura e concentrazione della soluzione).

Ogni esperienza ha confermato quanto la teoria aveva previsto. Le osservazioni al microscopio hanno infatti rilevato la natura cristallina di numerosi campioni analizzati provenienti dal mondo animale, vegetale e minerale e tutti gli esperimenti di cristallizzazione in soluzione, pur richiedendo pazienza e manualità, hanno avuto esito positivo.

La fase più complessa è stata quella relativa alla costruzione dello strumento necessario agli esperimenti in isoterma. Con i pochi mezzi che avevamo a disposizione abbiamo provato ugualmente a costruire un nostro dispositivo usando componenti di recupero come un comune acquario per pesci, una resistenza da lavatrice e qualche filo elettrico.

Lo studio svolto sullo strumento, sostanzialmente di tipo qualitativo, ha dimostrato e consolidato le conoscenze sul fenomeno rendendo chiaro che la grandezza termodinamica fondamentale nella cristallizzazione da soluzione è la solubilità. I cristalli formati a basse temperature (20°), come previsto, sono risultati voluminosi grazie al fatto che, la lenta evaporazione del solvente ha permesso una graduale ma corretta disposizione degli ioni nel reticolo cristallino accrescendo l'unico nucleo presente; i cristalli formati a 40°C sono risultati invece più piccoli a causa della sottrazione più veloce del solvente e del conseguente generarsi di numerosi nuclei minori di accrescimento; infine, il motivo dell'assenza di formazione dei cristalli a 60°C, è spiegabile con il fatto che la soluzione è passata dalla zona metastabile a quella labile oltrepassando la curva di labilità a causa di un rapidissimo aumento della concentrazione di soluto (immaginabile come una traslazione verticale nel grafico che riporta la curva di solubilità dei sali).

L'esperienza è risultata positiva e molto articolata ma, avendo avuto a disposizione poco tempo per svolgere la fase pratica, potrebbe essere interessante proseguire l'indagine e sperimentare la cristallizzazione anche ad altre temperature individuando quella "limite" per ogni sostanza oppure determinare la resa di cristallizzazione "quantificando" il processo all'interno delle soluzioni.

Bibliografia:

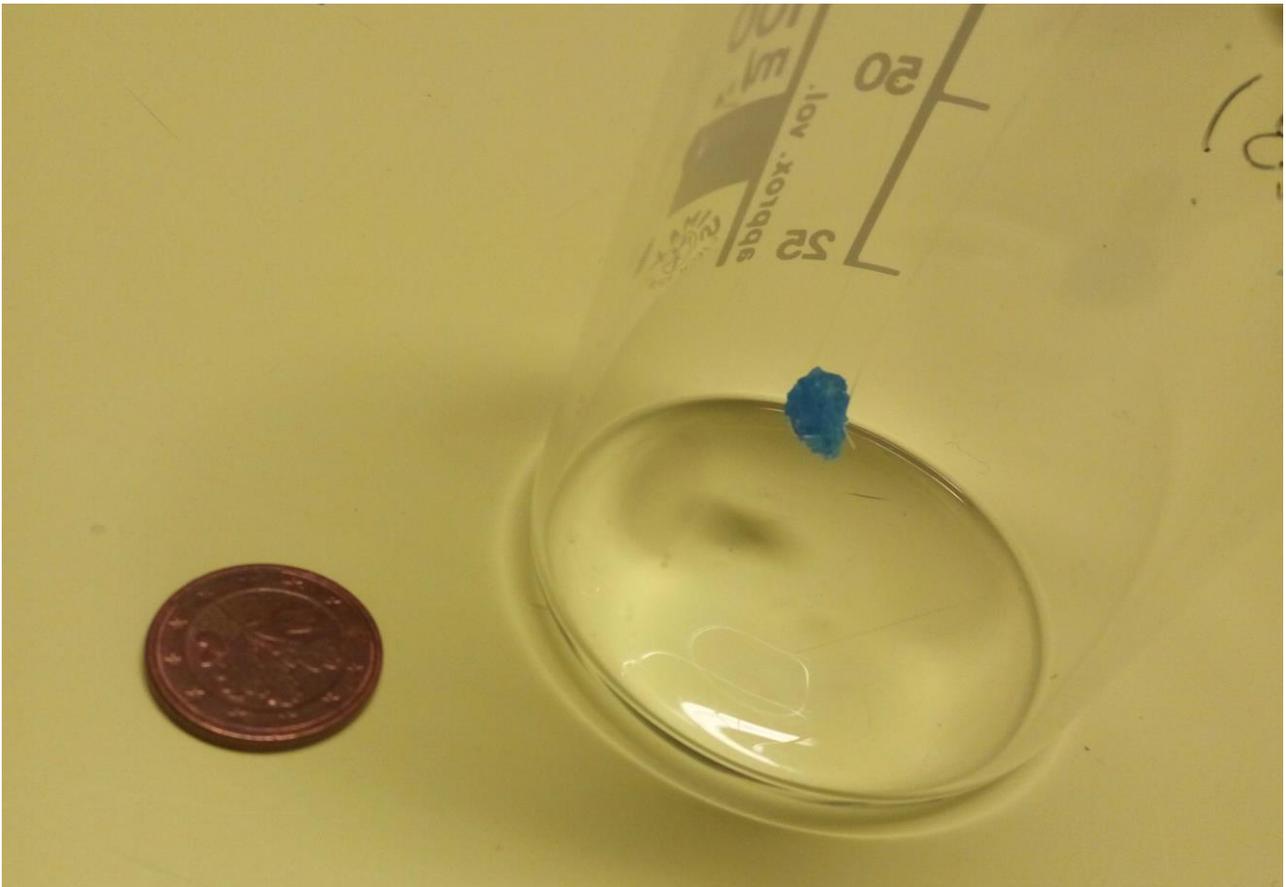
- **A. Bosellini, T. Cavattoni.**, Corso di Scienze del cielo e della terra, Bologna, Zanichelli, 2013
- **J. Kotz, P. Treichel, J. Townsend.**, Chimica, Napoli, Edises, 2014.
- **G.Valitutti, A.Tifi, A.Gentile.**, Le idee della chimica, Bologna, Zanichelli, 2012.
- **E. Lupia Palmieri, M. Parotto.**, La terra nello spazio e nel tempo, Bologna, Zanichelli, 2014
- **J.Kotz, P.Treichel, J.Townsend.**, Chimica, Napoli, EdiSES, 2013.
- **I.Bertini, C.Luchinat, F.Mani.**, Chimica, Milano, Ambrosiana, 2011.
- **M.Hein, S.Arena.**, Fondamenti di Chimica, Bologna, Zanichelli, 2010.

Sitografia:

- <http://www.remondini.net/newsite/?q=system/files/cristallizzazione.pdf>
- <https://elearning2.uniroma1.it/pluginfile.php/116717/course/section/22807/Cristallizzazione.pdf>
- <http://www.dbt.univr.it/documenti/OccorrenzaIns/matdid/matdid906948.pdf>
- <http://shahar.altervista.org/OrganicaI/Lab%20Chimica%20Organica%20-%20dispense%2003.pdf>
- <http://www.webalice.it/claudio.casalino/files/cristallizzazione.pdf>
- http://bressanini-lescienze.blogautore.espresso.repubblica.it/2011/10/11/cristalli-di-sale-2-quanto-sale-si-scioglie-nell%E2%80%99acqua/?refresh_ce
- <https://masterschool.wikispaces.com/file/view/Cristallizzazione.pdf>
- <http://geo.geoscienze.unipd.it/sites/default/files/6%20Magmatismo.pdf>
- <http://digilander.libero.it/madscience/seriebowen.pdf>
- http://online.scuola.zanichelli.it/chimicaintornoanoi/files/2010/08/Zanichelli_Chimica_Intorno_Lab4-ST.pdf
- <http://www.cristallografia.org/libro.asp>

Immagini

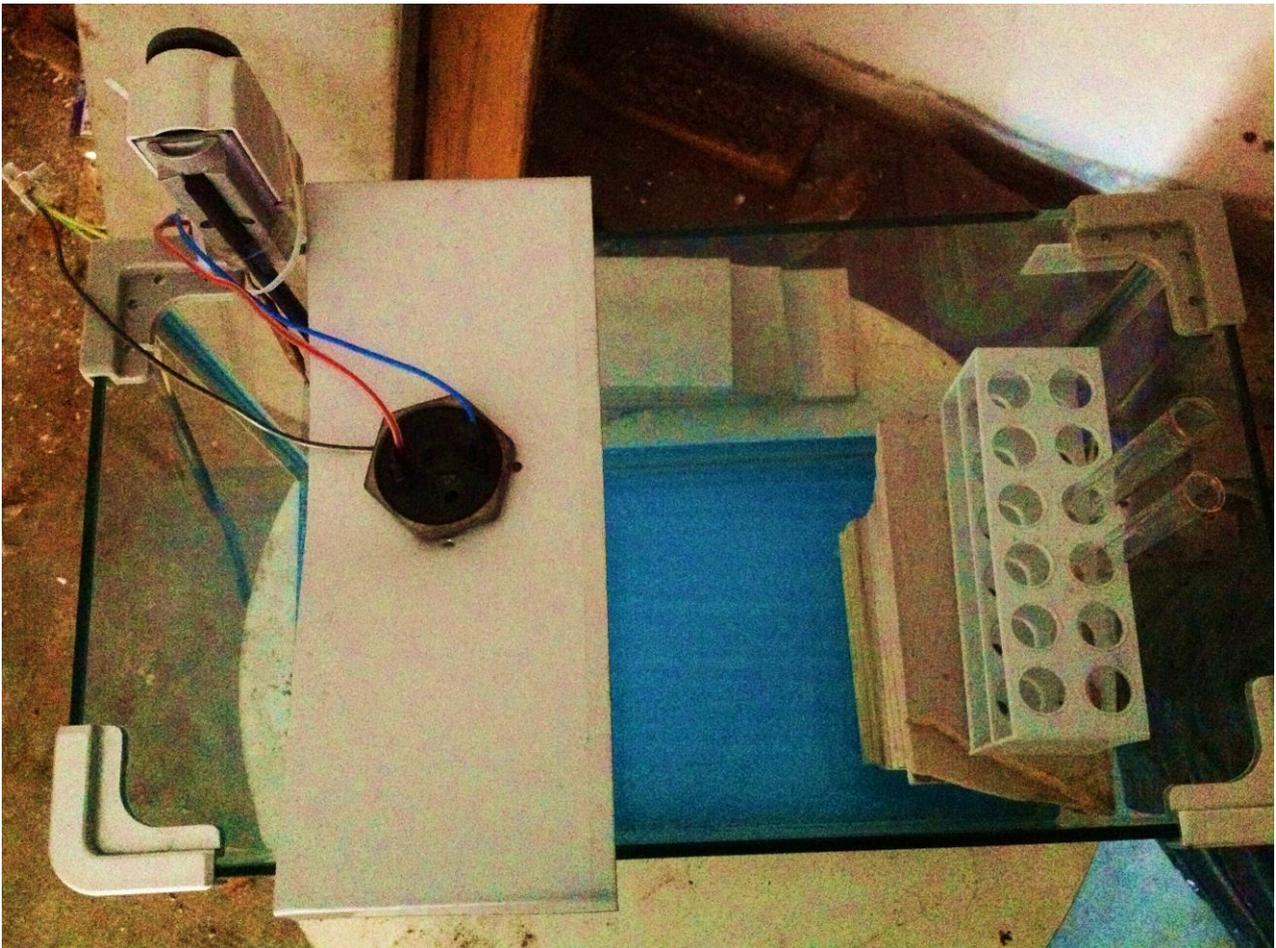
allegate



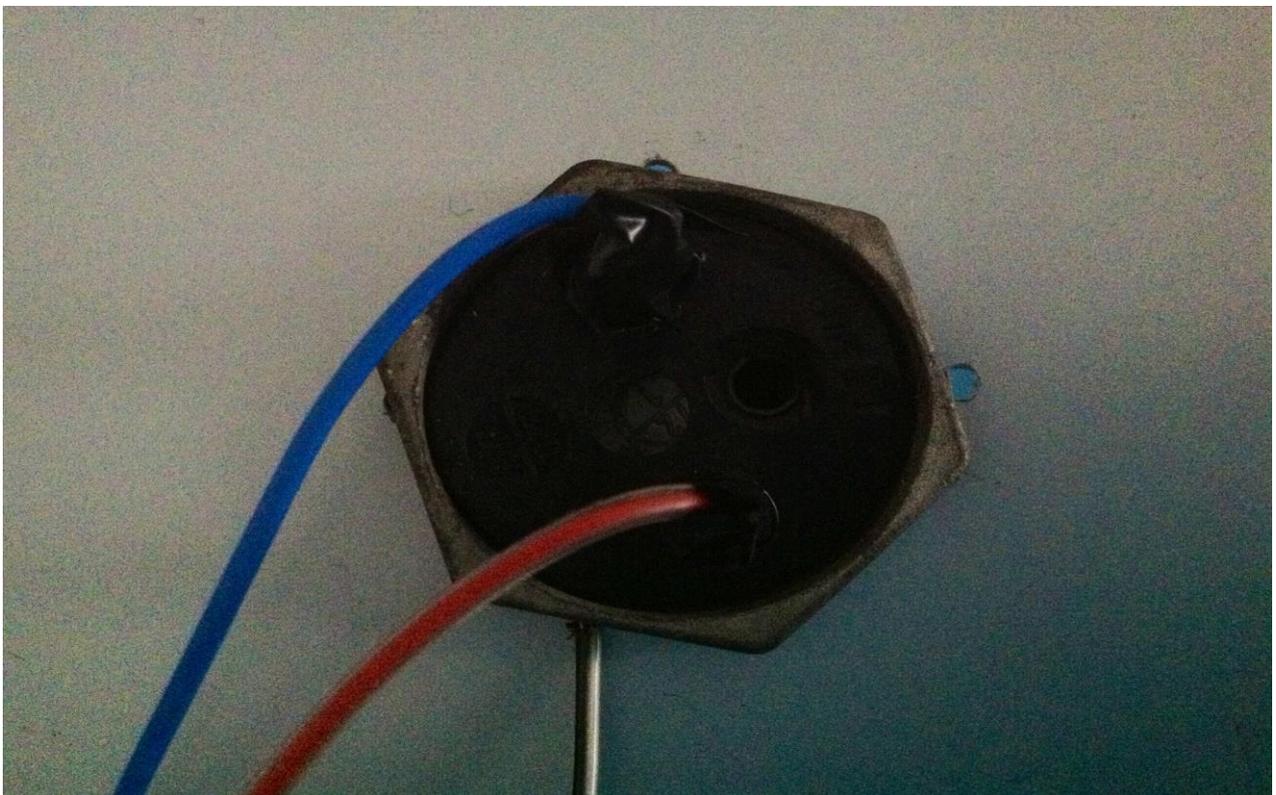
Cristallo di solfato di rame ottenuto con la tecnica di cristallizzazione per raffreddamento.



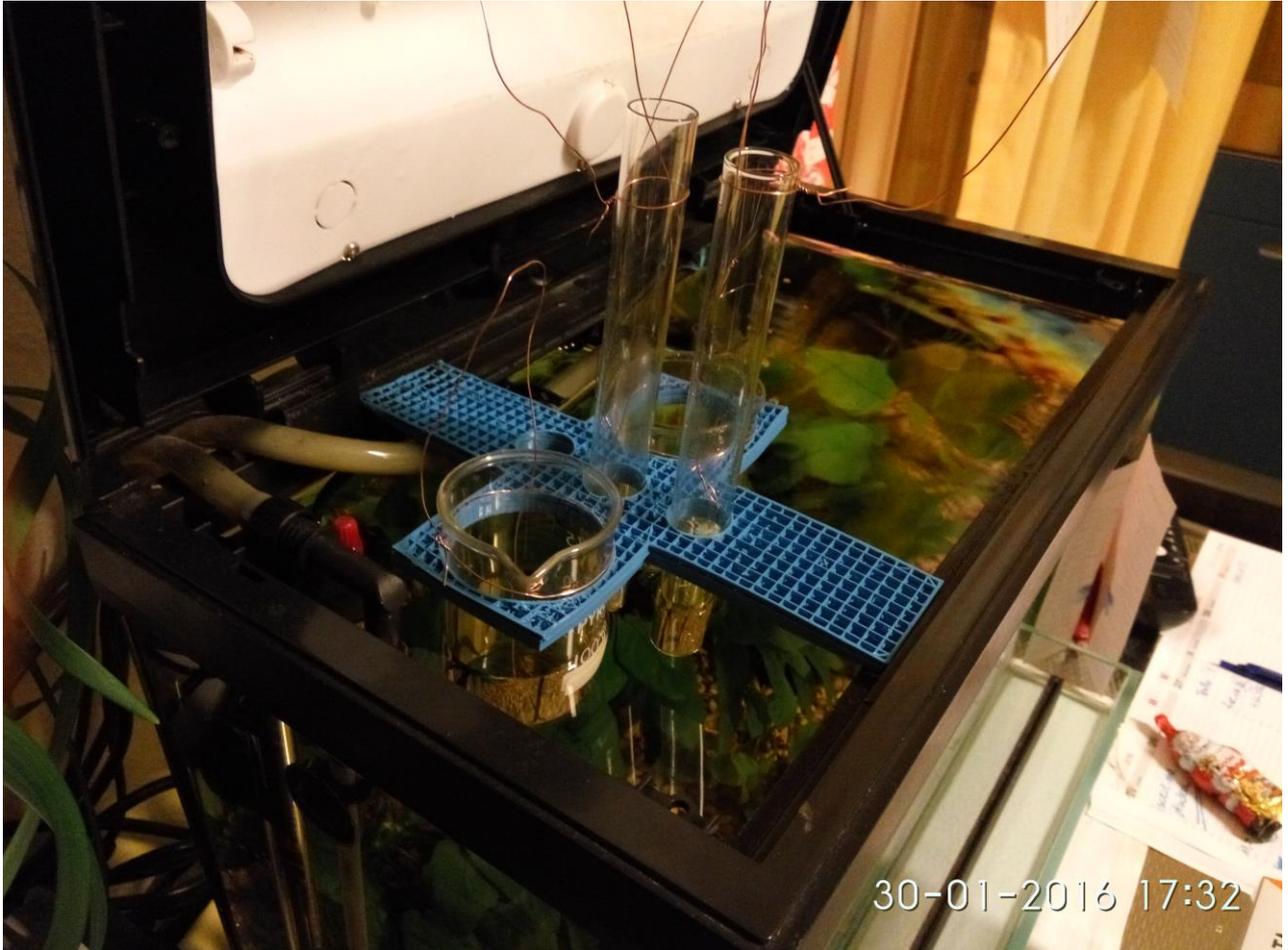
Cristallo di allume di rocca ottenuto con la tecnica di cristallizzazione per raffreddamento.



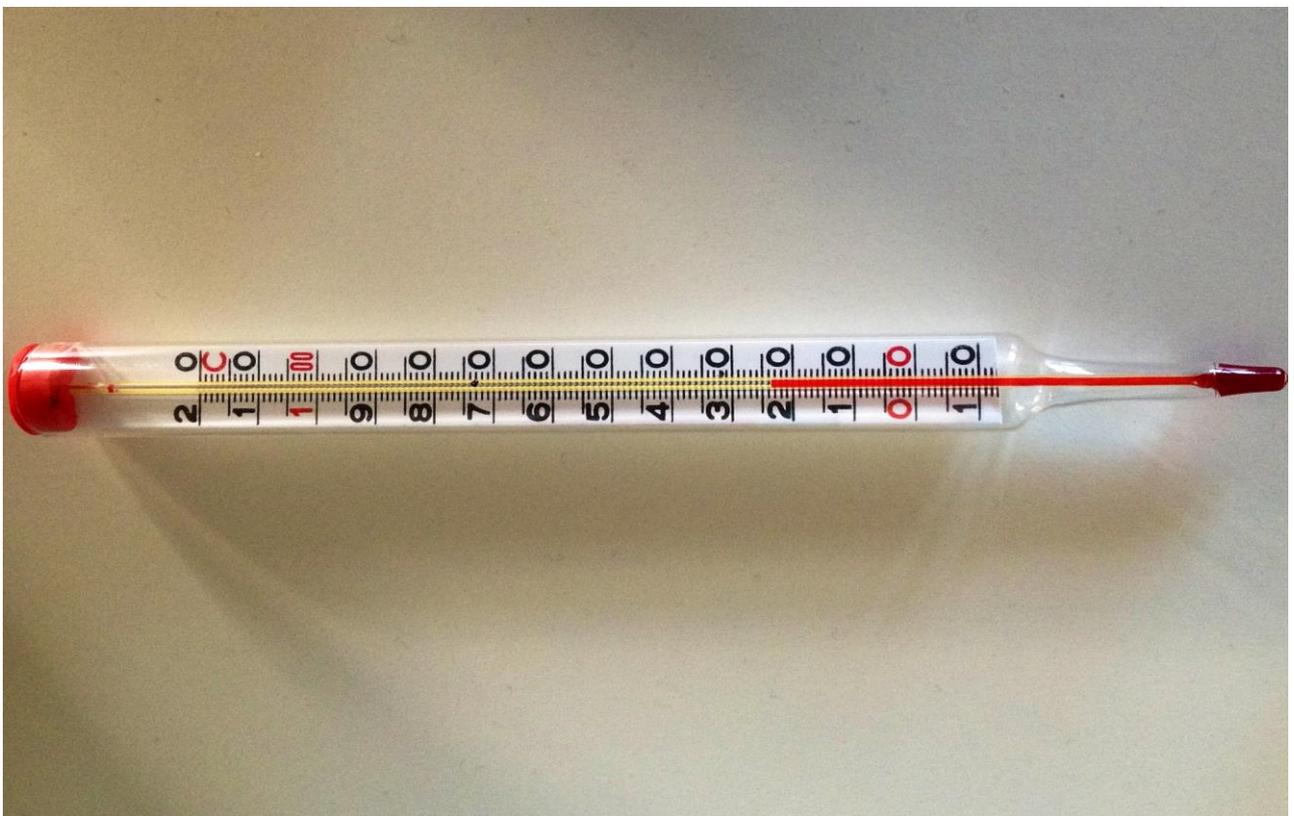
Dispositivo per sperimentare la cristallizzazione in soluzione isoterma.



Particolare dello strumento: resistenza da lavatrice vista dall'alto.



Particolare dello strumento: sistema di posizionamento delle soluzioni.



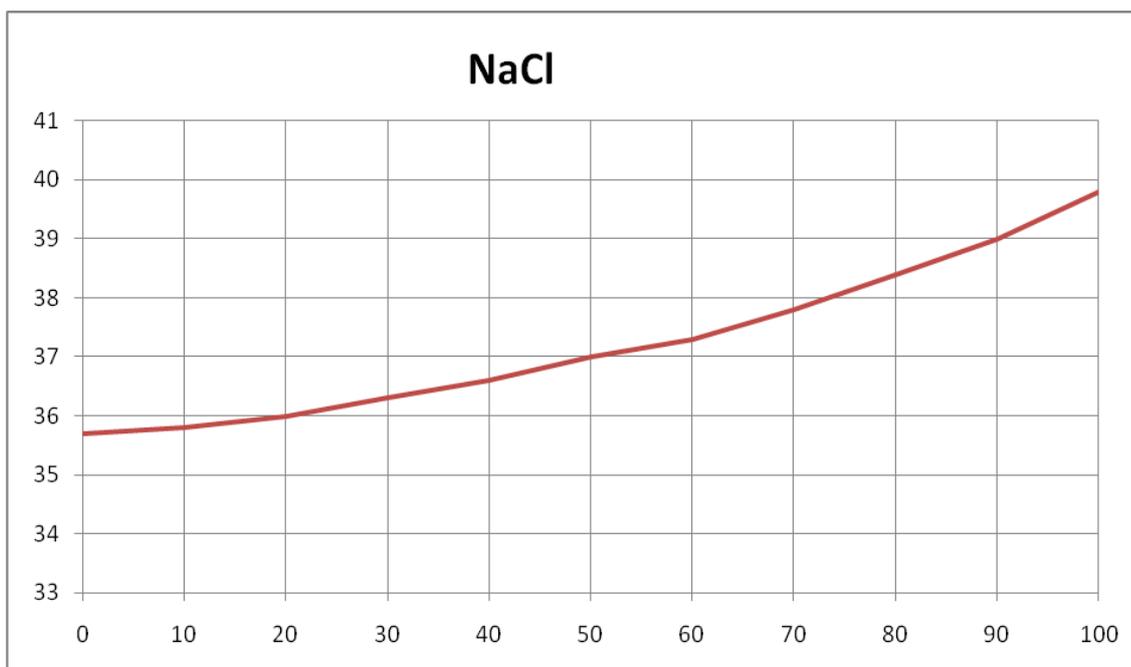
Termometro ad immersione utilizzato per verificare la temperatura dell'acqua all'interno dello strumento.



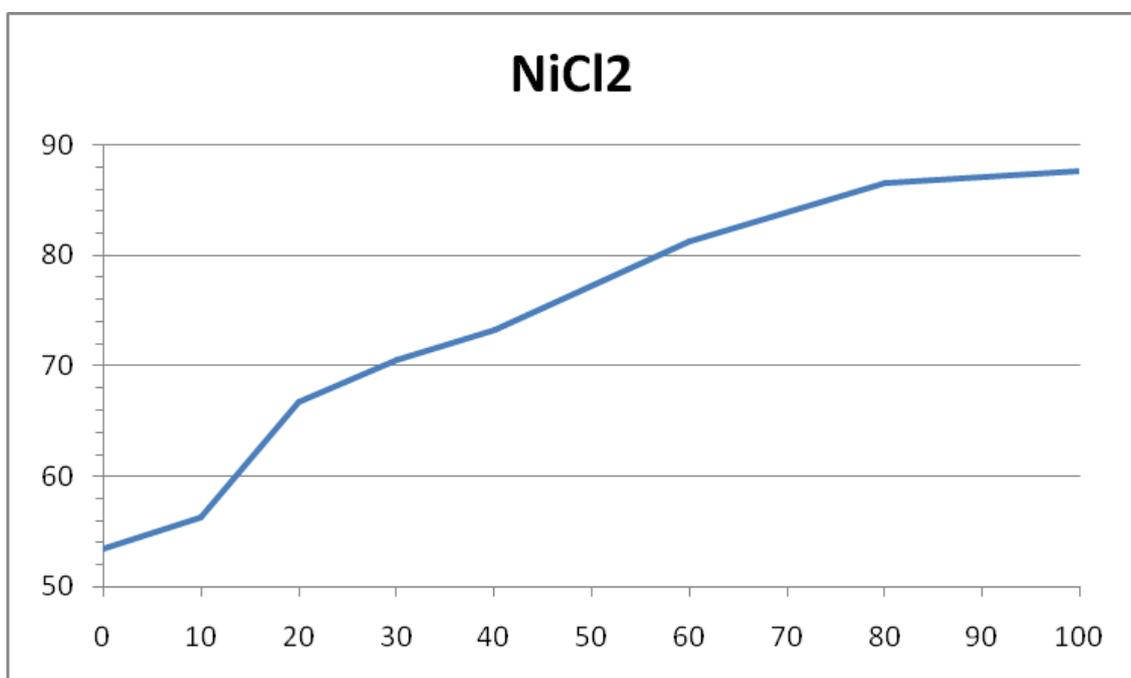
Strumento visto di lato.



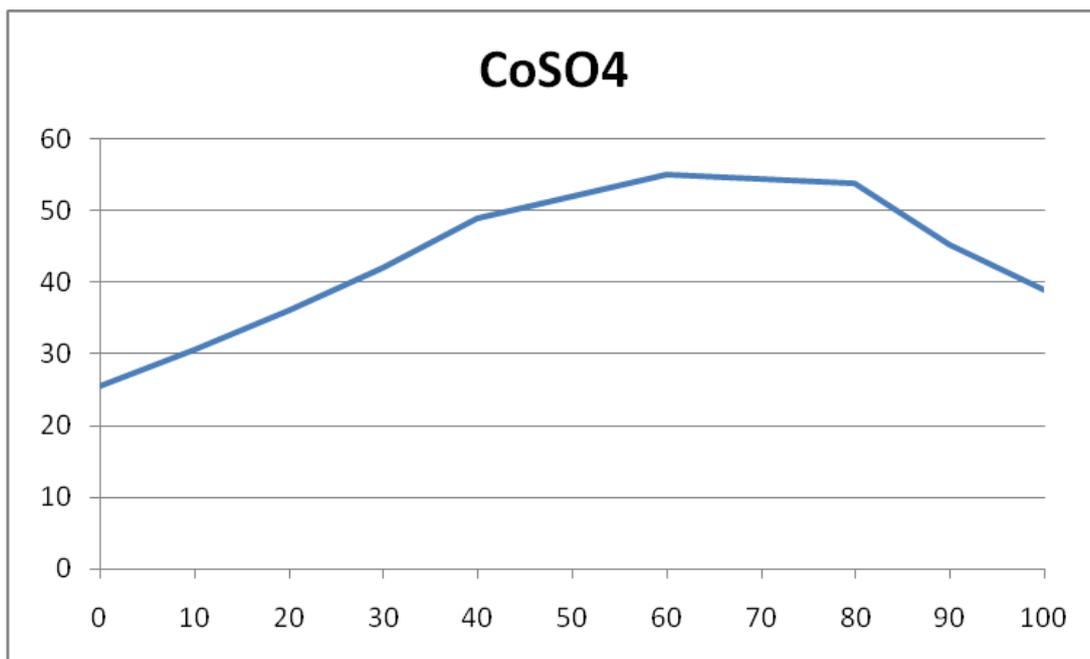
Fase di costruzione dello strumento.



Curva di solubilità di NaCl											
Temperatura (°C)	0	10	20	30	40	50	60	70	80	90	100
Concentrazione NiCl2	35,7	35,8	36	36,3	36,6	37	37,3	37,8	38,4	39	39,8



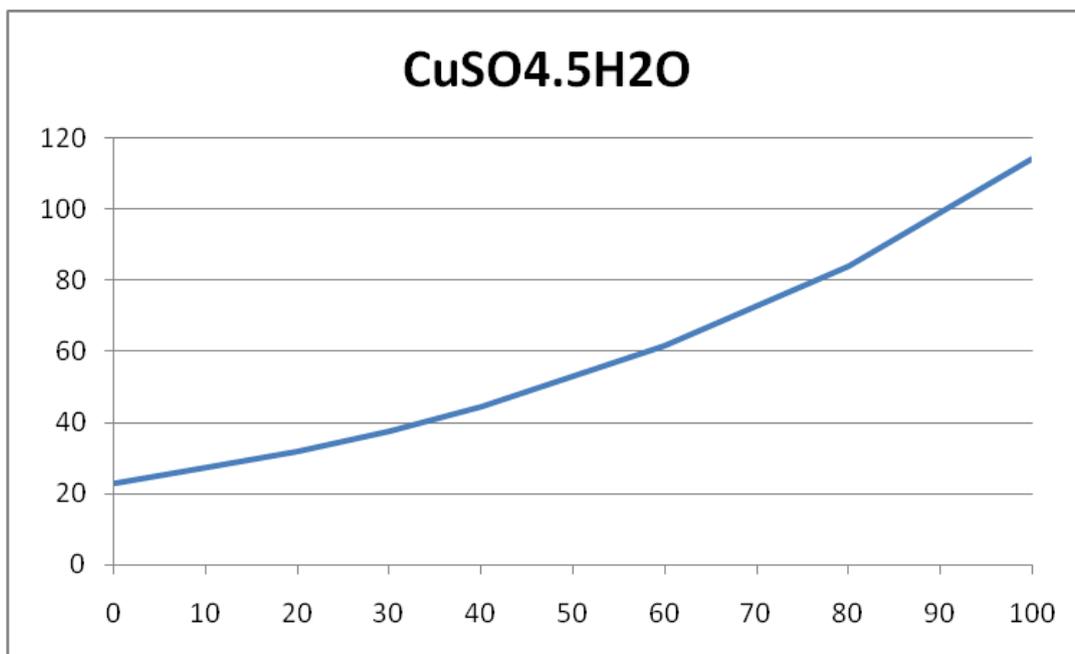
Curva di solubilità di NiCl2											
Temperatura (°C)	0	10	20	30	40	50	60	70	80	90	100
Concentrazione NiCl2	53,4	56,3	66,8	70,6	73,2		81,2		86,6		87,6



Curva di solubilità di CoSO4											
Temperatura (°C)	0	10	20	30	40	50	60	70	80	90	100
Concentrazione CoSO4	25,5	30,5	36,1	42	48,8		55		53,8	45,3	38,9

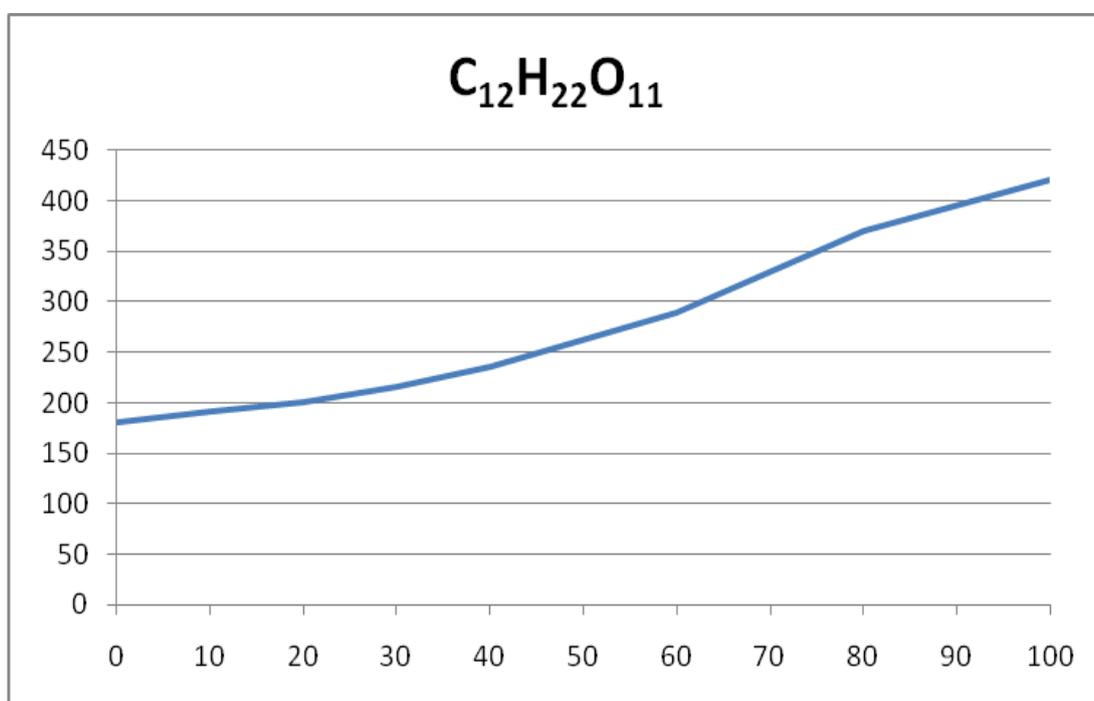


Curva di solubilità di MnCl2											
Temperatura (°C)	0	10	20	30	40	50	60	70	80	90	100
Concentrazione MnCl2	63,4	68,1	73,9	80,8	88,5		109		113	114	115



Curva di solubilità di CuSO₄

Temperatura (°C)	0	10	20	30	40	50	60	70	80	90	100
Concentrazione CuSO ₄ .5H ₂ O	23,1	27,5	32	37,8	44,6		61,8		83,8		114



Curva di solubilità di C₁₂H₂₂O₁₁

Temperatura (°C)	0	10	20	30	40	50	60	70	80	90	100
Cocentrazione C ₁₂ H ₂₂ O ₁₁	180,1	190,5	200,4	215,8	234,6		288,8		369,8		420