

Divertiments amb el sulfat de coure

Treballs pràctics de Química

J. Lorenzo Ramírez Castro
IES Maria Rúbies. Lleida
jramire7@xtec.net

Índex

DIVERTIMENTS AMB EL SULFAT DE COURE	1
1.- Reactius i material de laboratori	1
El sulfat de coure i l'aigua	3
2.- El sulfat de coure té aigua	3
Càlcul de la quantitat d'aigua d'hidratació	3
3.- El sulfat és soluble	4
4.- La solubilitat del sulfat depèn de la temperatura	4
5.- Estudi del gràfic de la solubilitat del sulfat de coure (II).....	5
6.- Purificació del sulfat de coure (II). Recristal·lització	5
Variació d'entalpia de dissolució del sulfat de coure (II)	6
Entalpia d'hidratació del sulfat de coure (II).....	7
El sulfat de coure té coure	8
7.- Obtenció del coure del sulfat.....	8
El coure i el zinc	9
8.- L'alumini i el coure.....	9
9.- Amb sosa càustica	9
10.- Amb amoníac	9
11.- El sulfat de coure també té sulfat	10
Obtenció de compostos de coure.....	10
12.- Obtenció d'un sulfat de coure i amoni	10
13.- Obtenció d'un nitrat de coure i amoni.....	10
14.- Obtenció de l'òxid de coure (II).....	11
Obtenció de coure de l'òxid de coure (II).....	12
15.- Obtenció de l'òxid de coure (I).....	12
16.- Obtenció de clorur de coure (II).....	12
17.- Obtenció Clorur de coure (I).....	13
18.- Preparació de iodur de coure (I).....	14
El sulfat de coure (II) com a reactiu.....	15
19.- Obtenció de la seda artificial (Raió).....	15
20.- Alguns preparats de sulfat de coure.....	16
Fitxa tècnica i de dades de seguretat	17

Divertiments amb el sulfat de coure

El sulfat de coure (II) és a la Química el que el pa és a l'alimentació: va bé sempre. Es pot comprar a un preu raonable, no és gaire tòxic ni contaminant, és molt versàtil ja que pot il·lustrar una gran varietat de processos químics i proporciona uns canvis i uns colors molt bonics.



1.- Reactius i material de laboratori

Aquests treballs pràctics centrats en el sulfat de coure (II) estan pensat per a poder ser portats a terme, sempre que sigui possible, amb productes químics i material barats o reciclats, de manera que es puguin realitzar encara que no es disposi inicialment de cap estri de laboratori.

Al costat de la pàgina figuren els productes químics que més s'utilitzen en aquest document. Ja que n'hi ha prou amb un nivell de qualitat de producte tipus industrial, es proposa adquirir-lo com segueix:

El sulfat de coure (II) es pot comprar al detall en les drogueries clàssiques i, en sacs de 25 kg, es ven en totes les cooperatives agràries a un preu aproximat de 33 euros (1,3 euros/kg). Ull!!!, no s'ha de comprar brou bordelès!.

L'hidròxid de sodi, l'amoníac diluït (4%) i el sulfumant (24%) els venen al super de la cantonada. Igualment, als supermercats es troba:

Sal marina (més del 95% clorur de sodi, NaCl)

Sosa (carbonat de sodi, Na₂CO₃)

Bicarbonat de sodi (NaHCO₃)

Alcohol de cremar (pot ser metanol, alcohol isopropílic, o mescla d'etanol i alcohol isopropílic)

Alcohol etílic (del 96%, desnaturalitzat)

Aigua oxigenada (H₂O₂ de 10 volums, o el que és el mateix, del 3%)

Es necessita:

sulfat de coure (II)
(CuSO₄)



sosa càustica (hidròxid de sodi, NaOH)



amoníac concentrat (NH₃ (aq))



amoníac de neteja,
(amoníac diluït, NH₃ (aq))



sulfumant, aigua forta,
(àcid clorhídric concentrat, HCl (aq))



tub d'assaig o llauna metàl·lica

bec Bunsen

pot de iogurt

got de precipitats

En les drogueries clàssiques és possible trobar amoníac concentrat (de més del 20%), aigua oxigenada de vint o trenta volums, acetona, sofre, carbó actiu, i d'altres productes orgànics i inorgànics i comprar-los al detall a bon preu.

Metalls com ferro, coure, alumini, plom, etc. es troben fàcilment en una ferreteria.

En tots els casos s'ha de comprovar la composició del que es compra i d'estudiar bé les normes de seguretat aplicables a cada substància¹. Si el producte químic no portava etiqueta, o és incompleta, o es transvasa a altres recipients, s'han d'elaborar les etiquetes corresponents amb les pictogrames i normes de seguretat adients i etiquetar tot degudament.

En quant a material de laboratori, el més car és el bec bunsen amb el suport i la reixeta per a escalfar, però els tubs d'assaig són barats i els gots de precipitats (imprescindibles quan s'ha d'escalfar) accessibles (uns 3 euros cadascú).

Quan no es necessita escalfar els pots de iogurt de vidre són extraordinaris. També els gots i les culleretes de plàstic fan molt bon servei.

¹ Un manual de seguretat del laboratori químic prou bo és l'editat per la casa Panreac, que es pot baixar gratuïtament de l'adreça: www.panreac.es.

EL SULFAT DE COURE I L'AIGUA

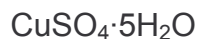
2.- El sulfat de coure té aigua

Es fica una mica de sulfat, que és de color blau, en un tub d'assaig (o sobre una llauna metàl·lica) i s'escalfa a la flama d'un bec Bunsen (o similar). Poc a poc el sulfat es va tornant blanc i apareixen unes gotes en la part de dalt del tub.

Si a continuació se tiren unes gotes d'aigua a sobre del sulfat blanc, es torna una altra vegada blau.

Què passa?.

El sulfat de coure en la seva forma normal conté aigua d'hidratació (cinc molècules d'aigua), es a dir, és sulfat de coure (II) pentahidratat, de color blau:



Si s'escalfa per sobre de 110 °C el sulfat perd quatre molècules d'aigua, i si es continua escalfant per sobre de 150 °C perd tota l'aigua que li queda i es torna de color blanc. El procés és reversible.

Càlcul de la quantitat d'aigua d'hidratació

Es col·loca en un gressol (o en una llauna de conserva, si no es disposa de gressol) una quantitat exactament pesada de sulfat de coure (II) pentahidratat (aproximadament 5 g del sulfat de coure normal, el blau) i s'escalfa amb un bec, procurant que la flama no sigui molt forta, remenant de tant en tant els cristalls amb una vareta de vidre, fins que s'hagi convertit completament en un pols de color blanc.

El procés s'ha de fer lentament per no arribar a descomposar el propi sulfat en òxid de coure (II) (CuO). Aquesta descomposició comença per damunt dels 200 °C i es completa als 650 °C.

Si inicialment els cristalls de sulfat de coure no són microcristalls si no que són molt grossos és poden triturar prèviament en un morter, encara que no és necessari ja que el procés de deshidratació destrueix els cristalls, desfent-los.

Acabada la dessecació, es deixa refredar el gressol, tapant-lo amb un vas o un vidre de rellotge per evitar el més possible la renovació d'aire i que es torni a hidratar, abans de tornar-lo a pesar.

La diferència de pes correspon a l'aigua d'hidratació. Si es divideix la massa del sulfat de coure (II) anhidre entre la massa de sulfat de coure (II) hidratat del que prové donarà un valor que, en el cas de considerar que l'hidratació és amb cinc molècules d'aigua, hauria de ser proper a 0,64:

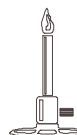
Es necessita:

sulfat de coure (II)
(CuSO₄)



tub d'assaig o llauna
metàl·lica
bec Bunsen, trespeus i
reixeta
pot de iogurt
vas de precipitats

Atenció:



$$\frac{1 \text{ mol de CuSO}_4}{1 \text{ mol de CuSO}_4 \cdot 5 \text{ H}_2\text{O}} = \frac{159,5 \text{ g de CuSO}_4}{249,5 \text{ g de CuSO}_4 \cdot 5 \text{ H}_2\text{O}} = 0,639$$



3.- El sulfat és soluble

Es fica una mica de sulfat en un pot de iogurt. S'afegeix aigua fins a la meitat i es remena. Apareix una dissolució (per tant, transparent) d'un preciós color blau.

4.- La solubilitat del sulfat depèn de la temperatura

El sulfat és soluble en aigua. Si, però, quant?, a quina temperatura?, com varia?

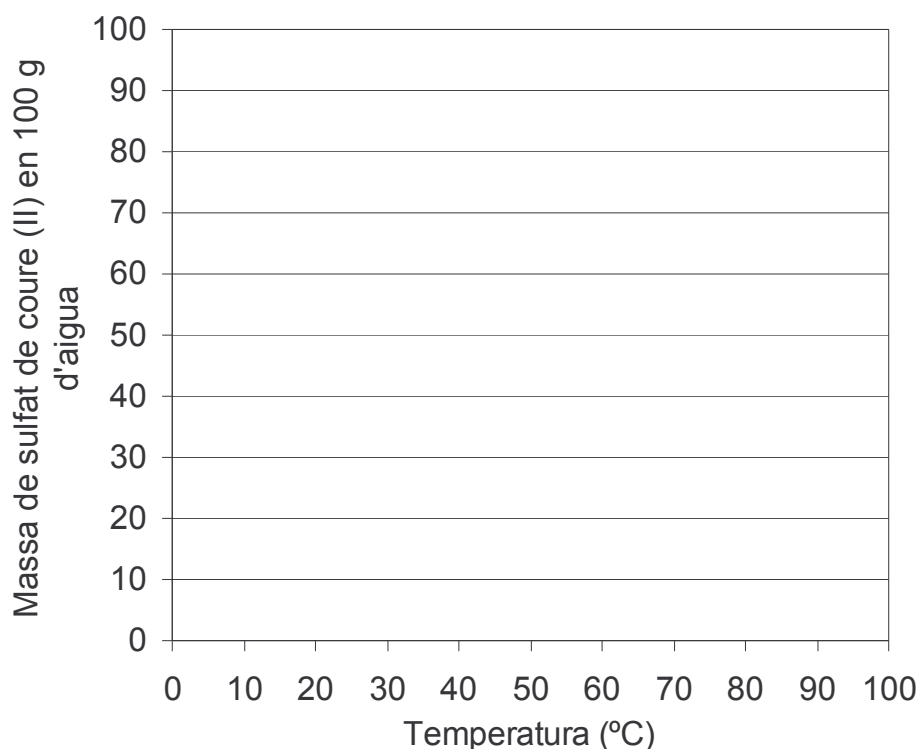
La solubilitat és una propietat característica de les substàncies que normalment depèn de la temperatura. És el cas del sulfat de coure (II). Si busquem² la quantitat de sulfat de coure (II) que es pot dissoldre en 100 g d'aigua a diferents temperatures obtindrem la taula següent:

Temperatura (°C)	0	10	20	30	40	50	60	70	80	90	100
Sulfat de coure (II) (g)	14	17	21	25	29	33	40	47	55	64	75

Les dades de la taula les representareu al gràfic de sota. Al gràfic serà més fàcil veure que la solubilitat del sulfat de coure (II) augmenta ràpidament a mesura que va augmentant la temperatura. El gràfic també resultarà molt útil per llegir ràpidament noves dades.

² Aquest podria ser el tema d'una petita investigació, sobre tot si es calculen les diferents solubilitats en mols per litre.

Solubilitat del sulfat de coure (II) en aigua



5.- Estudi del gràfic de la solubilitat del sulfat de coure (II)

1.- La solubilitat del sulfat de coure (II) a una determinada temperatura es pot llegir al gràfic que dibuixareu.

Per exemple, quan de sulfat de coure (II) es pot dissoldre a 40 °C?, i a 20 °C?.

2.- Mitjançant el gràfic podem obtenir noves dades que no s'han mesurat directament al laboratori.

Per exemple, quina és la solubilitat del sulfat de coure (II) a 25 °C?

3.- També es pot saber què passarà quan es refredi una dissolució de sulfat de coure (II) que es troba a una determinada temperatura.

Per exemple, suposem que disposem d'una solució de sulfat de coure (II) que conté 40 g de cristalls dissolts en 100 g d'aigua a 80 °C. Què passarà conforme es va refredant fins arribar als 20 °C?.

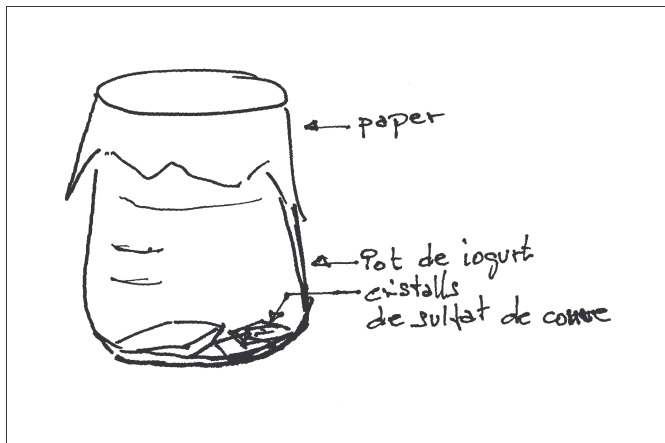
6.- Purificació del sulfat de coure (II). Recristal·lització

Es fiquen uns 40 g de sulfat per cada 100 mL d'aigua i s'escalfen, mentre es va remenant, fins a la total dissolució (60-70 °C).

Es deixa refredar la dissolució d'un dia per un altre, tapant-la amb un paper a sobre per a permetre l'evaporació sense que li caigui pols. Apareixeran uns cristall ròmbics

de color blau intens, de sulfat de coure (II) pentahidratat, més o menys grans, depenen de les condicions de treball, molt bonics i de gran puresa.

Els cristalls obtinguts són prou grans per poder apreciar a simple vista la simetria que presenten i adonar-se que el sistema cristal·lí al que pertanyen és el triclínic, amb les cares del cristall romboïdals.



Si es volen aconseguir cristalls molt grans s'ha de repetir l'operació, però suspenent en el si de la dissolució sobresaturada un cristall ja format mitjançant un fil, al que s'ha lligat o pegat. **(dibuix cristall lligat amb un fil i suspès d'un llapis)**

Variació d'entalpia de dissolució del sulfat de coure (II)

Aquesta activitat et dóna l'oportunitat de realitzar algunes mesures termoquímiques i dur a terme el càlcul d'una variació d'entalpia. També posa en evidència algunes idees sobre les dissolucions que ja has estudiat abans.

En un morter es polvoritzen uns 40 g de sulfat de coure per aconseguir que els processos a que es sotmetrà posteriorment de dessecació i/o de dissolució siguin més ràpids. **PRECAUCIÓ:** Utilitzeu ulleres protectores

Es reserva la meitat i l'altra meitat es col·loca en un gressol (o en una llauna de conserva, si no es disposa de gressol) i s'escalfa amb un bec, remenant de tant en tant el pols, fins que hagi canviat completament de color a blanc. Es deixa refredar tapant-lo amb un vas o un vidre de rellotge per evitar el més possible la renovació d'aire i que es torni a hidratar.

Es pesen 12,50 g (0,05 mol) de sulfat de coure (II) hidratat, $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$.

Es posen 50 cm³ d'aigua en un vas de precipitats aïllat amb "porexpan". S'anota la temperatura i després afegeix el sulfat de coure (II).

Es necessita:

sulfat de coure (II)
(CuSO_4)



morter amb mà gressol (tub d'assaig o llauna metàl·lica)
bec Bunsen, trespeus i reixeta
proveta de 100 mL
vas de precipitats amb aïllament de "porexpan"
termòmetre
balança
pot de iogurt o vas de precipitats

Atenció:



Es remena suaument amb el termòmetre el contingut del vas fins que el sòlid s'hagi dissolt. S'anota la temperatura de la dissolució i calcula la variació de temperatura que es produeix durant el procés de dissolució.

Es repeteix el procés utilitzant 8,00 g (0,05 mol) de sulfat de coure (II) anhidre, CuSO_4 .

En els càlculs de les equacions termoquímiques com aquest, suposem que tota l'energia transferida s'utilitza per escalfar l'aigua del vas, és a dir negligim la calor transferida al solut, al vas, etc. Si la reacció és endotèrmica, suposem que tota la calor absorbida pels reactius procedeix de l'aigua. Totes aquestes suposicions faciliten els càlculs, Per descomptat, en determinacions més precises aquestes quantitats s'hauran de tenir en compte. (La capacitat calorífica de l'aigua és $4,2 \text{ J K}^{-1} \text{ g}^{-1}$: dit d'una altra manera, $4,2 \text{ J}$ augmenten en 1 K la temperatura d' 1 g d'aigua. La densitat de l'aigua és d' 1 g cm^{-3})

a Calcula les variacions d'entalpia produïdes en els teus experiments quan prepares dissolucions de:

i sulfat de coure (II) hidratat

ii sulfat de coure (II) anhidre

b En els teus experiments ambdues dissolucions eren aproximadament $0,5 \text{ mol dm}^{-3}$. Per què les concentracions només són aproximades?

c Dibuixa els diagrames d'energia per als processos d'a i a ii.

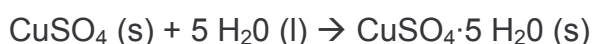
d En els teus experiments has utilitzat $0,025 \text{ mol}$ de sulfat de coure. A partir dels teus resultats, calcula els canvis d'entalpia (en kJ mol^{-1}) que creus que s'han produït per 1 mol de:

i sulfat de coure (II) hidratat

ii sulfat de coure (II) anhidre

Entalpia d'hidratació del sulfat de coure (II)

Utilitza els teus diagrames d'energia per calcular ΔH de la reacció:

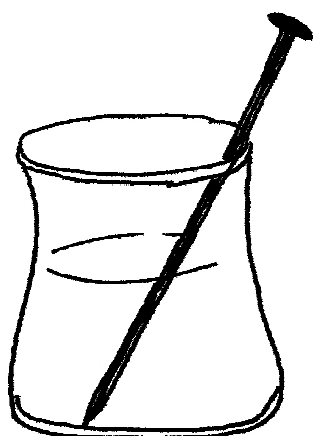


Explica utilitzant els conceptes d'enllaços trencats i enllaços formats, l'origen dels canvis d'entalpia en aquesta reacció.

EL SULFAT DE COURE TÉ COURE³

7.- Obtenció del coure del sulfat

Es prepara una dissolució de sulfat de coure, ficant uns 5 g de sal en un pot de iogurt ple d'aigua. Una vegada s'hagi dissolt tot (tindrà un preciós color blau), s'introdueix un clau de ferro gran que sobresurti del pot (ull!, ha de ser de ferro, no d'acer) i es deixa reposar uns 5-10 minuts.



Passat el temps es treu el clau i s'observa què és el que ha succeït al clau i al color de la solució.

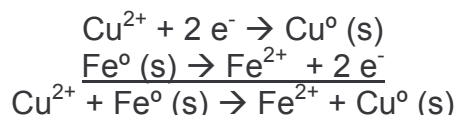
Es pot tornar a ficar el clau en la dissolució i deixar-lo un parell d'hores per aconseguir que es dipositi tot el coure. El coure no es queda soldat al ferro, com en una electrodeposició forçada, sinó en forma de pols, de manera que es pot fer caure al fons del recipient i treure el clau net (sense coure).

Si es filtra el líquid, en el paper de filtre quedarà el coure metàl·lic. Es deixa assecar, es pesa i se guarda en un pot degudament etiquetat.

Igualment es pot pesar el clau de ferro abans i després del procés i comprovar l'estequiometria de la reacció redox.

Què passa?

El ferro té una tendència a oxidar-se molt més gran que el coure (que és un metall noble), de forma que si es fiquen en contacte ions coure (II) amb ferro metàl·lic, el coure passa a metàl·lic i el ferro passa a la dissolució en forma de ió ferro (II):



Es necessita:

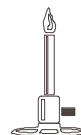
sulfat de coure (II)
(CuSO₄)
sosa càustica (hidròxid de sodi, NaOH)
sosa (carbonat de sodi, NaCO₃)



amoníac (NH₃ (aq))
Sal comuna (clorur de sodi, NaCl)
claus de ferro (Fe)
paper d'alumini (Al)
una pedra calcària petita (CaCO₃)

tub d'assaig o llauna metàl·lica
bec Bunsen
reixeta i trespeus
pot de iogurt

Atenció:



³ T. Lister (compilador): *Classic Chemistry Demonstrations* The Royal Society of Chemistry (1993-1994). London 1995. Es poden descarregar de www.rsc.org
Versió en castellà: *Experimentos de química clásica* Ed. Síntesis. Madrid 2002

El coure i el zinc

8.- L'alumini i el coure

Es prepara una dissolució de sulfat de coure, ficant uns 5 g de sal en un pot de iogurt ple d'aigua. Una vegada s'hagi dissolt tot (tindrà un preciós color blau), s'introdueix un tros de paper d'alumini, i es deixa reposar uns 5-10 minuts. Passa qualsevol cosa?.

Si no passa res, s'afegeix una cullerada de sal comuna i es remena per a dissoldre-la. Si no passa res, s'afegeix una altra.

Què passa?

Malgrat que l'alumini és molt més reactiu que el ferro, a la pràctica és molt més estable ja que la capa d'òxid d'alumini que es forma immediatament, el passiva, de manera que no deixa que l'oxigen de l'aire entri en contacte amb l'alumini.

En aquest cas els ions coure no són capaços d'oxidar directament l'alumini i necessiten de l'ajut de la sal per trencar la capa d'òxid d'alumini i atacar el metall.

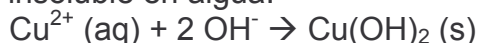
9.- Amb sosa càustica

Dissolgueu una mica de sosa càustica (uns 2 g d'NaOH) en un pot de iogurt. Fixeu-vos què passa amb la temperatura del pot.

A continuació, prepareu una dissolució de sulfat de coure, ficant uns 5 g de sal en un pot de iogurt ple d'aigua. Una vegada s'hagi dissolt tot afegiu-li una mica de la dissolució d'hidròxid de sodi que heu preparat abans. Apareixerà un copiós precipitat de color blau cel.

Què passa?

L'hidròxid de coure (II) és insoluble en aigua:



El brou bordelès (sulfat de coure + òxid de calci) és insoluble en aigua. S'utilitza en suspensió.

10.- Amb amoníac

Afegiu amoníac a una dissolució de sulfat de coure (II). Inicialment apareix un precipitat de color blau cel. Si es continua afegint-hi amoníac el precipitat es redissol formant-se una solució d'un color blau molt intens.

Què passa?.

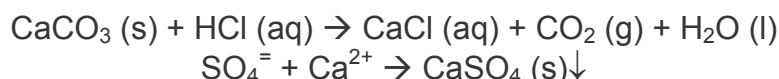
Com l'amoníac és bàsic, inicialment precipita l'hidròxid de coure (II), com en el cas d'afegir hidròxid de sodi, però, en augmentar la concentració d'amoníac s'observa

una reacció característica de l'amoniac amb el ió coure (II). L'hidròxid i les sals de coure (encara que siguin poc solubles) formen un ió complex de color blau molt intens en presència d'amoniac: l'ió tetraamminacoure (II), $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$.

11.- El sulfat de coure també té sulfat

Una pedra calcària té calci. Amb clorhídric es dissol la pedra i s'obté una dissolució de ions calci. Si, a continuació es mescla amb una altra de sulfat de coure, es produeix un precipitat de sulfat de calci, que és insoluble.

Què passa?.



OBTENCIÓ DE COMPOSTOS DE COURE

12.- Obtenció d'un sulfat de coure i amoni

Es fiquen un 5 g de sulfat de coure (II) en un pot de iogurt i s'afegeix amoniac concentrat tot just per redissoldre l'hidròxid de coure (II) que es forma inicialment. Es fica, a continuació, el mateix volum d'alcohol, es remena i es col·loca un temps en un frigorífic.

S'obtenen uns cristalls de color blau intens que es filtren i es deixen assecar a l'aire.

Què passa?

S'ha obtingut una sal complexa, el sulfat de tetraamminacoure (II): $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$

13.- Obtenció d'un nitrat de coure i amoni

A partir de sulfat de coure (II). Es prepara en un pot de iogurt una dissolució aproximadament 1 mol/L de sulfat de coure(II), ficant-hi uns 12 g de la sal i aigua, i s'aboquen en un vas de precipitats de 250 mL; així mateix, es prepara en un altre pot una dissolució d'hidròxid de sodi 2 mol/L (uns 4 g de NaOH i aigua) i s'aboca al mateix vas que conté el sulfat de coure. S'observarà la formació d'un precipitat blau, com de gelatina.

Es filtra tot el contingut del vas i es renta en el mateix filtre dos vegades amb aigua destil·lada, preferiblement amb l'ajut d'una trompa de buit per accelerar el procés. (El $\text{Cu}(\text{OH})_2$ no es dissol en aigua). En el paper de filtre hi ha hidròxid de coure (II), $\text{Cu}(\text{OH})_2$.

Es necessita:

sulfat de coure(II)
amoniac concentrat
alcohol
hidròxid de sodi
àcid nítric concentrat
(HNO_3)



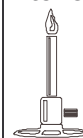
àcid tartàric
glucosa
coure metall en fils
aigua oxigenada
concentrada (H_2O_2)



iodo (I_2)
iodur de potassi (KI)

pot de iogurt de vidre
Vasos de precipitats de
250 mL
fogó, trespeus i reixeta
embut, paper de filtre
balança
vareta, espàtula.

Atenció:



Es fica aquest hidròxid en un altre vas al que s'afegeixen uns 50 mL d'aigua i, a poc a poc, uns 20 mL d'àcid nítric concentrat, de manera que quedarà una dissolució blau clar. A continuació, s'addiciona en petites porcions, ja que el procés és exotèrmic, amoníac concentrat fins que es redissol l'hidròxid de coure (II) que es torna a formar inicialment i s'observa el color blau molt intens característic de l'ió tetraamminacoure (II), $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$.

Després, es refreda amb gels o en congelador durant 20 – 25 minuts i finalment es remena i/o frega la paret del recipient suaument. Apareixen uns cristalls de nitrat de tetraamminacoure (II), $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4](\text{NO}_3)_2$, de color blau intens. Es filtren, es renten dos vegades amb una mica d'alcohol i es deixen assecar.

A partir de carbonat bàsic de coure. Si s'utilitza carbonat bàsic de coure ($\text{CuCO}_3 \cdot \text{Cu}(\text{OH})_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$), el procediment és molt més directe ja que els 20 mL d'àcid nítric concentrat s'addicionen directament, però a poc a poc, sobre la mescla de 10 g de carbonat i 50 mL d'aigua.

Quan para l'efervescència del diòxid de carboni, s'afegeix l'amoníac i es continua, com en el cas anterior.

El carbonat bàsic de coure ($\text{CuCO}_3 \cdot \text{Cu}(\text{OH})_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$) és el que venen comercialment ja que el carbonat de coure (II) (CuCO_3) no existeix, ja que descompon espontàniament. També es poden utilitzar els minerals de coure malaquita o atzurita, que tenen la mateixa formulació.

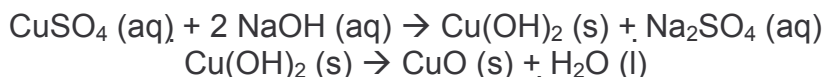
14.- Obtenció de l'òxid de coure (II)

Es prepara, com en el cas anterior, en un pot de iogurt una dissolució aproximadament 1 mol/L de sulfat de coure(II), ficant-hi uns 12 g de la sal i aigua, i s'aboquen en un vas de precipitats de 250 mL; així mateix, es prepara en un altre pot una dissolució d'hidròxid de sodi 2 mol/L (uns 4 g de NaOH i aigua) i s'aboca al mateix vas que conté el sulfat de coure. S'observarà la formació d'un precipitat blau, com de gelatina.

S'hi afegeix una mica més d'aigua i, a continuació, es va escalfant el vas en un trespeus amb reixeta i un bec Bunsen. Quan el precipitat es torni ben negre, es deixa sedimentar i es filtra encara en calent, passant-lo per un embut amb paper de filtre.

El precipitat es renta amb aigua i finalment el paper de filtre amb el precipitat es deixa dessecar (si es disposa d'estufa, a 100 °C).

Què passa?



Obtenció de coure de l'òxid de coure (II)

química enosa 4.2

15.- Obtenció de l'òxid de coure (I)

Es prepara una dissolució 1 mol/L de sulfat de coure(II), com en el cas anterior, i es col·loca en un vas de precipitats de 250 mL.

En un altre vas de precipitats de 250 mL es prepara una mescla d'uns 15 g d'àcid tartàric, 18 g de glucosa i uns 100 mL d'hidròxid de sodi 2 mol/L (8 g de NaOH i 100 mL d'aigua) i el conjunt s'agita fins aconseguir la dissolució del tartàric i de la glucosa, i finalment s'afegeix al vas que conté el sulfat de coure (II). Cas de que no quedi una dissolució de color blau tinta, s'hi afegeix més hidròxid de sodi fins aconseguir-ho.

La dissolució que conté el licor blau s'escalfa, com en el cas anterior, fins aconseguir un color rogenc característic de l'òxid de coure(I).

El precipitat es renta amb aigua i es filtra a través d'un embut amb paper de filtre. Finalment el paper de filtre amb el precipitat es deixa dessecar (si es disposa d'estufa, a 60 °C).

Què passa?

$\text{CuSO}_4 \text{ (aq)} + \text{Tartàric} \rightarrow \text{Complex coure(II)-tartàric}$

$2 \text{Cu}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{Cu}^{1+}$

$\text{Glucosa} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Àcid glucònic} + 2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^-$

$2 \text{Cu}^{1+} + 2 \text{OH}^- \rightarrow 2 \text{CuOH}$

$2 \text{CuOH} \rightarrow \text{Cu}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O}$

16.- Obtenció de clorur de coure (II)

A partir de sulfat de coure (II). Com en el cas de l'obtenció de l'òxid de coure (II), es prepara en un pot de iogurt una dissolució aproximadament 1 mol/L de sulfat de coure (II), ficant-hi uns 12 g de la sal i aigua, i s'aboquen en un vas de precipitats de 250 mL; així mateix, es prepara en un altre pot una dissolució d'hidròxid de sodi 2 mol/L (uns 4 g de NaOH i aigua) i s'aboca al mateix vas que conté el sulfat de coure. S'observarà la formació d'un precipitat blau, com de gelatina.

Es filtra tot el contingut del vas i es renta en el mateix filtre repetides vegades amb aigua destil·lada, preferiblement amb l'ajut d'una trompa de buit per accelerar el procés. (El $\text{Cu}(\text{OH})_2$ no es dissol en aigua). Podeu llançar el líquid filtrat. En el paper de filtre teniu hidròxid de coure (II), $\text{Cu}(\text{OH})_2$.

A continuació es redissol l'hidròxid en el mateix filtre fent passar àcid clorhídric 1 mol/L, a poc a poc, fins que es dissolgui tot. El líquid filtrat s'evapora a la flama suau d'un bec fins a sequedat i s'obté clorur de coure (II) dihidratat ($\text{CuCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$) de color

verd-blau. Si es continua escalfant es desprenen les dos molècules d'aigua i es torna el sòlid (clorur de coure (II) anhidre) de color marronós.

Què passa?

El clorur de coure (II) dihidratat ($\text{CuCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$) és molt soluble en aigua (1104 g per cada litre d'aigua, a $^\circ\text{C}$) per lo qual, si es vol cristal·litzar, s'ha de portar quasi a sequedat.

A partir de coure metall. També es pot preparar directament a partir de coure metall. Si es disposa de poc coure, es fica en un tub d'assaig amb 2-3 mL d'àcid clorhídric concentrat i, a continuació s'afegeix, gota a gota, aigua oxigenada el més concentrada possible fins a la completa dissolució del coure, i ja es té el clorur de coure (II) en dissolució.

Amb l'aigua oxigenada s'ha de tenir cura sempre, però si la que s'utilitza arriba al trenta per cent (100 volums), l'ús de guants i ulleres és absolutament obligat, ja que les esquitxades poden ser molt perilloses.

Què passa?

L'aigua oxigenada oxida directament al coure metàl·lic:



17.- Obtenció Clorur de coure (I)

A partir d'òxid de coure (II). Es fica una espàtula de CuO en un tub d'assaig amb 2-3 mL de HCl concentrat (veure obtenció de CuO a partir de sulfat de coure (II)). A aquesta dissolució s'afegeix coure finament dividit (aproximadament 1 g de filets primers de cable de coure) i s'escalfa en bany Maria quasi bullint fins que la dissolució inicialment marró fosca (clorcomplexos de coure (II)) es torni incolora (10 minuts) pel pas de tot el coure (II) a Cu (I), que és soluble ja que està en forma de ió diclorocuprat (I), $[\text{Cu}(\text{Cl})_2]^-$.

Se filtra, o es decanta, rentant el coure que queda amb clorhídric, i es fica en un recipient amb aigua freda (preferiblement destil·lada i desoxigenada⁴), amb el que s'obté un precipitat blanc de CuCl , com a conseqüència de la disminució dràstica de la concentració de clorurs. Es filtra, es renta amb aigua i es deixa assecar.

A partir de coure metall. També es pot preparar directament a partir de coure metall. Si es disposa de poc coure, es fica en un tub d'assaig amb 2-3 mL d'àcid clorhídric concentrat i, a continuació s'afegeix, gota a gota, aigua oxigenada el més concentrada possible fins a la completa dissolució del coure. A continuació s'introdueix més coure (quatre o cinc vegades més que el de partida) i es continua treballant com en el cas anterior d'obtenció del clorur de coure (I) a partir d'òxid de coure (II).

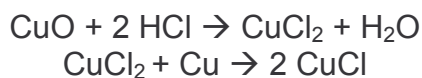
⁴ Per a obtenir aigua desoxigenada s'escalfa l'aigua fins a ebullició i es deixa refredar.

Amb l'aigua oxigenada s'ha de tenir cura sempre, però si la que s'utilitza arriba al trenta per cent (100 volums), l'ús de guants i ulleres és absolutament obligat, ja que les esquitxades poden ser molt perilloses.

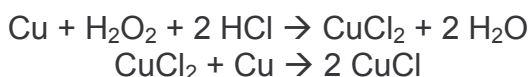
Què passa?

Les reaccions que tenen lloc són:

A partir de CuO



A partir de Cu



A diferència del CuCl₂, que és molt soluble, el CuCl és insoluble en aigua. El CuCl s'utilitza en pirotècnia, proporcionant als focs d'artifici el color blau turquesa.

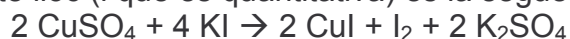
18.- Preparació de iodur de coure (I)

A partir de sulfat de coure (II). En un vas de precipitats de 250 mL es dissolen 5 g de sulfat de coure (II) en 50 mL d'aigua, aproximadament. Es prepara en un altre pot una dissolució de iodur de potassi amb una concentració més del doble que l'anterior, amb 10 g de KI i 50 mL d'aigua, es vessa en la de sulfat i es remena.

Immediatament es forma iodur de coure (II), CuI₂, però és molt inestable i es descomposa de seguida en iodur de coure (I), CuI, ja que és molt insoluble, i iode lliure, I₂. A continuació, es bull la mescla fins que s'apreciï el color blanc del precipitat. Després es filtra, es renta el filtrat amb aigua i es deixa assecar.

Què passa?

La reacció global que té lloc (i que és quantitativa) és la següent:



El iode que es forma acoloreix la mescla emmascarant el color blanc del iodur amb el violat del iode. En bullir es desprèn el iode i queda la dissolució transparent amb un precipitat blanc en el fons.

A partir de coure metall. També es pot obtenir d'una forma similar directament a partir de coure. En un pot de vidre petit es fica 1 g de iode, 10 g de iodur de potassi, 20 mL d'aigua i uns 3 g de fils de coure. A continuació, s'escalfa en bany Maria quasi bullint, remenant de tant en tant, fins que desaparegui el color del iode (tarda una estona).

En acabar, es treu el coure que queda i es vessa el contingut del vas en un altre que contingui uns 30-50 mL d'aigua freda, amb lo qual precipita immediatament el CuI, blanc. Es filtra, es renta amb aigua i es deixa assecar.

Què passa?

El iode oxida al coure amb una reacció quantitativa, com en el cas anterior, per lo qual es pot utilitzar per exemplificar la llei de les proporcions fixes, pesant el coure abans i després, i la quantitat de iodur de coure (I) obtinguda.

EL SULFAT DE COURE (II) COM A REACTIU

19.- Obtenció de la seda artificial (Raió)

Es dissolen 10 grams de sulfat de coure (II) en 100 mL d'aigua destil·lada. Es col·loca aquesta dissolució en un vas de precipitats de 250 mL i s'afegeix, a poc a poc i agitant al mateix temps, dissolució de hidròxid de sodi, fins que deixi de formar-se més precipitat blau clar d'hidròxid de coure (II).

Es filtra tot el contingut del vas i es renta en el mateix filtre dos o tres vegades amb aigua destil·lada. (El $\text{Cu}(\text{OH})_2$ no es dissol en aigua).

Formació del reactiu de Schweiter. Es fica el paper de filtre amb tot el seu contingut en un vas de precipitat i es va afegint-hi hidròxid d'amoni, agitant al mateix temps. Una vegada que s'hagi aconseguit un blau intens, desapareixent tot el precipitat, es segueix remenant amb la vareta fins que se dissolgui el paper de filtre o, al menys, part d'ell. En lloc de paper de filtre es poden dissoldre petits trossos de cotó fluix.

Aquest color blau intens que s'ha format i que té la propietat de dissoldre la cel·lulosa (paper, cotó..) es el reactiu de Schweiter i, com ja s'ha comentat repetidament, es deu a la formació de un catió complex anomenat ió tetramminacoure (II): $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$.

Formació del raió o seda artificial. Es prepara en un vas gran i transparent una dissolució d'àcid sulfúric, aproximadament del 2% (No s'ha d'oblidar que mai s'ha de ficar l'aigua sobre el àcid sulfúric, sinó al revés).

Amb una xeringa s'agafa la dissolució o dispersió de cel·lulosa en el reactiu Schweiter i, amb la punta introduïda en la dissolució de sulfúric, es comprimeix suaument l'èmbol de la xeringa de manera que vagi sortint un fil de la dissolució de cel·lulosa. Es nota com se va formant un fil de seda artificial anomenada raió, que s'anirà dipositant en el fons del recipient.

Es necessita:

sulfat de coure (II)
(CuSO_4)
cotó (cel·lulosa)
àcid sulfúric (H_2SO_4)



hidròxid de sodi
amoníac

Atenció:

20.- Alguns preparats de sulfat de coure

Sulfat de coure: en dissolució, fungicida.

Brau bordelès: sulfat de coure (II) neutralitzat amb òxid de calci, en suspensió neutra, fungicida.

Reactiu de Schweiter, hidròxid de coure (II) + amoníac, dissolvent del cotó i la cel·lulosa.

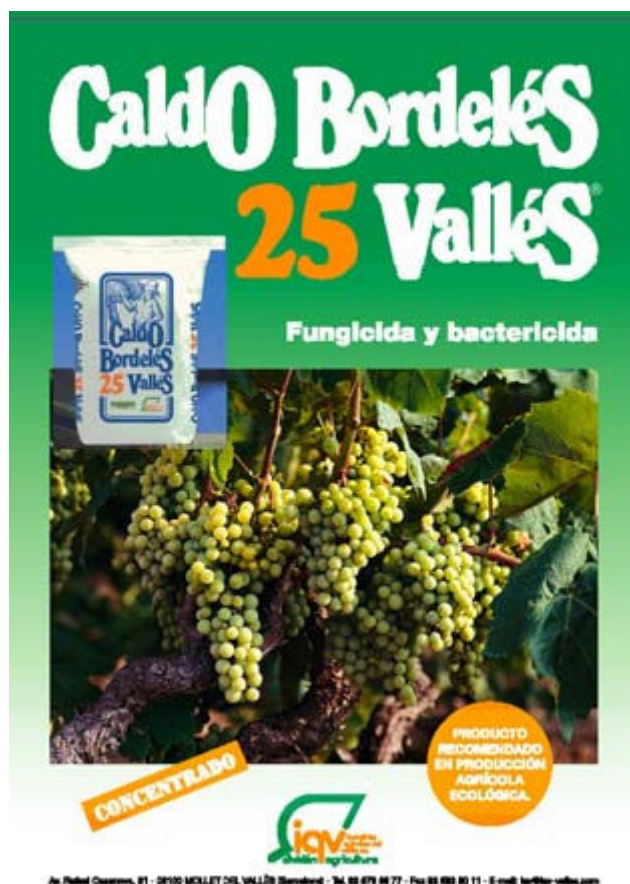
Acetat de coure fort: (Reactiu de Barfoed) - Dissoldre 13,3 g de acetat de coure (II) en una mescla de 195 mL de aigua i 5 mL d'àcid acètic, reductora de la dextrosa, però no de la maltosa.

Catalitzador Kjeldahl (Cu): Sulfat de potassi (> 90 %) més sulfat de coure (II) (0,3-9 %). Catalitzador en la digestió àcida prèvia a la determinació de nitrogen segons Kjeldahl.

Reactiu de Benedict: solució de 17.3 g de sulfat de coure cristal·litzat, 173 g de citrat de sodi o potassi, 200 g de carbonat de sodi en 1.000 mL d'aigua destil·lada, per a la determinació qualitativa del sucre a l'orina

Reactiu de Fehling: solució A: sulfat de coure cristal·litzat, 35 g; aigua destil·lada, fins a 500 mL. Solució B: sal de Seignette (tartrat de sodi i potassi, $\text{KNaC}_4\text{H}_4\text{O}_6 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$), 175 g; hidròxid de potassi, 125 g; aigua, fins a 500 mL. Determinació de la glucosa.

Reactiu de Haines: sulfat de coure, 2 g, potassa càustica, 7,5 g, glicerina, 15 g i aigua destil·lada, 150 mL.



Fitxa tècnica i de dades de seguretat

Coure(II) Sulfat 5-hidrat

Sulfat de coure (II) pentahidratat

$\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$

Dades físiques: Cristalls blaus inodors. Solubilitat en aigua a 20 °C 330 g/L. Densitat (20/4): 2,284. Descomposició tèrmica des de 110 °C. pH: ~4 (50 g/L)

Aplicacions químiques: Reactiu en anàlisis. En galvanotècnia. Catalitzador en les determinacions de Nitrogen segons Kjeldahl. Identificació de sucres reductors (Solució de Fehling). Reactiu de polvorització en CCF .

Perillositat:

Toxicitat aguda:

DL₅₀ oral rata: 300 mg/kg (referit a la substància anhidra)

DLLo oral home: 50 mg/kg (referit a la substància anhidra)

Efectes perillosos per a la salut:

Per inhalació del pols: Irritacions en mucoses, tos, dificultats respiratòries. La inhalació de grans quantitats de vapors metàl·lics pot ocasionar febre.

En contacte amb la pell: Irritacions.

Per contacte ocular: conjuntivitis, trastorns de visió.

Per ingestió: dolors d'estómac, vòmits, desarregles intestinals, hipotensió, taquicàrdies, col·lapse, acidosi



Nociu i Perillós per al medi ambient

R: 22-36/38-50/53. Nociu per ingestió. Irrita els ulls i la pell. Molt tòxic per als organismes aquàtics, pot provocar a llarg termini efectes negatius en el medi ambient aquàtic.

S: 22-60-61. No respirar el pols. Eliminin-se el producte i el seu recipient com a residus perillosos. S'ha d'evitar la seva alliberació al medi ambient.