



UNIVERSITÀ DEGLI STUDI
DI GENOVA

**UNIVERSITA' DEGLI STUDI
DI GENOVA**

Scuola di Scienze Matematiche

Fisiche e Naturali



LABORATORIO DI CHIMICA GENERALE ED INORGANICA

A.A. 2026 – 2027

**Per il Corso di Laurea in
SCIENZE GEOLOGICHE
BIOTECNOLOGIE**

REAGENTARIO

Il termine “reagentario” comprende tutti i reagenti sia solidi che in soluzione che sono a disposizione dello studente sulle mensole del bancone, sotto le cappe di aspirazione, ed eventualmente su alcuni banchi di servizio.

HCl
1M



01
(N)

Hydrochloric acid 1 M
water solution
CAS: 7647-01-0 (mixture)
LAB 416 - DCCI

H290 H315
P234
P290

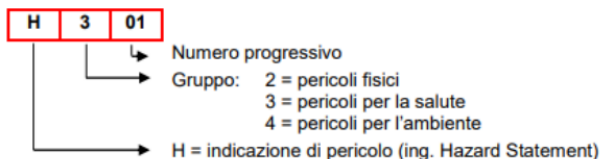
Le bottigliette dei reagenti sono etichettate come riportato a lato. L’etichetta comprende la formula chimica, un codice numerico colorato, che indica la posizione relativa, e le informazioni di sicurezza.

Pittogrammi di Pericolo (CLP)

Il Regolamento Europeo CLP ha definito 9 classi di pericolo (classi GHS) alle quali corrispondono altrettanti pittogrammi che riassumono visivamente i principali pericoli

Pericoli di Tipo Fisico Chimico				
				
Esplosivo	Gas sotto pressione	Infiammabile	Ossidante	Corrosivo
Pericoli per la Salute			Pericoli per l'Ambiente	
				
Tossico acuto	Gravi effetti per la salute	Effetti più lievi per la salute	Pericoloso per l'ambiente	

Ad ogni simbolo corrisponde una o più frasi di rischio “H” che sintetizzano i pericoli secondo il seguente schema



Esercitazione 0

(A) Iniziare a prendere confidenza con l’etichettatura di sicurezza dei reagenti chimici, che comprende i pittogrammi di pericolo (simboli grafici) e le frasi di pericolo e precauzione (codici che iniziano con la lettera H e P). Leggere con attenzione l’etichetta delle sostanze chimiche, in modo da non compiere errori.

(B) Collegare il **nome** alla relativa

formula chimica, chiedere in caso di dubbi.

I reagenti in soluzione sono contenuti in bottigliette di vetro con il tappo smerigliato con beccuccio o con il contagocce. I reagenti in soluzione possono essere **diluiti** (concentrazione fra 0.1 – 2 M o piccole percentuali massa/massa), oppure **concentrati** (percentuali massa/massa fra il 30% e il 100%).

I reagenti **diluiti** sono disponibili sopra i banconi, i reagenti **concentrati** (**indicati in questo quaderno con il termine “CONC”**) si trovano sotto le **cappe di aspirazione**.

IMPORTANTE: maneggiamento dei reagenti in soluzione. Il beccuccio/terminale della pipetta contagocce NON deve toccare il contenitore dove si versa il liquido, altrimenti si potrebbe **contaminare**. Versare goccia a goccia il contenuto come nell'immagine a destra.



I reagenti solidi sono contenuti in barattoli di vetro, anch'essi posti sulle mensole del bancone.

IMPORTANTE: maneggiamento dei reagenti solidi. Prelevare il campione con un cucchiaino, in piccole quantità. Pulire bene il cucchiaino con della carta prima di utilizzarlo per evitare contaminazioni.

Il solvente. In laboratorio, quando si fa riferimento all'acqua, si intende **l'acqua deionizzata**: essa si trova nella spruzzetta della postazione di lavoro (immagine a destra). Se in laboratorio serve acqua di rubinetto è riportato specificatamente. Riempire la spruzzetta esaurita dalle taniche di acqua deionizzata e **ricordarsi di lasciarla piena a fine esperienza.**



REGOLE BASE DEI LABORATORI CHIMICI E BIOLOGICI

! Indossare sempre camice, guanti, e soprattutto occhiali di protezione.

- Durante l'esercitazione tenere pulita e ordinata la propria postazione e riporre con cura i reagenti.
- Non accumulare reagenti nella postazione, sono in comune.

! Alcuni rifiuti prodotti sono detti “speciali” in quanto non sono assimilabili ai rifiuti urbani, principalmente perché sono tossici o pericolosi per l'ambiente. I rifiuti speciali vanno smaltiti a parte in **taniche apposite presenti sotto cappa**. I rifiuti speciali di questo laboratorio sono i **composti che contengono metalli pesanti (Pb, Mn, Cr, Cu)**, che sono particolarmente tossici.

- Non mangiare né bere in laboratorio. Si può uscire quando si vuole per piccole pause.
- Avvertire il personale tecnico/docente se si lascia il quarto piano.
- Evitare di toccarsi il volto con i guanti (contaminati!)
- Non effettuare esperimenti non previsti dalle seguenti procedure (MA, se avete la curiosità, chiedete al personale. Se sono esperimenti fattibili si potrebbe essere accontentati).
- Fare attenzione ai vetri rotti e smaltirli nell'apposito contenitore.
- Segnalare qualsiasi anomalia non prevista.

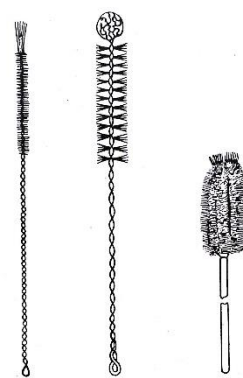
! Non lasciare il Bunsen con fiamma libera incustodita.

- Utilizzare con cura e calma attrezzature e centrifughe in dotazione comune.
- A fine esercitazione lasciare pulita la propria postazione e riempire la spruzzetta dell'acqua.

Se non si capisce la teoria dietro agli esperimenti, approfittare dell'esperienza del personale tecnico/docente per fare domande e completare le proprie competenze!

PULIZIA DELLA VETRERIA

- 1) Smaltire i **metalli pesanti (Pb, Sn, Mn, Cr, Cu)** negli appositi contenitori sotto cappa aspirante (foto a destra).
- 2) procedere a lavare la vetreria con acqua e sapone presso le apposite postazioni.
- 3) Una volta finito, si torna al proprio personale posto operatore e si procede a **deionizzazione** della vetreria: tre piccoli lavaggi con 2 – 3 mL l'uno di acqua deionizzata, in modo da “lavare” le pareti interne bagnate ed eliminare gli ioni dell'acqua del rubinetto).
- 4) Riporre la vetreria bagnata nella propria postazione sull'apposita carta dedicata.



ESERCITAZIONE I

Reazione comuni in soluzione acquosa e reazioni caratteristiche di alcuni ioni

Premessa:

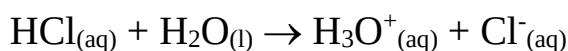
Le soluzioni acquose di elettroliti forti (acidi, basi, sali) contengono essenzialmente ioni. Tali ioni si formano in soluzione:

- con un meccanismo di semplice dissoluzione (es. NaCl)



La reazione di dissoluzione di NaCl si può scrivere nei due modi citati sopra.

- attraverso una vera e propria reazione con l'acqua (es. HCl).



È bene ricordare che, sebbene tutte le reazioni chimiche siano di equilibrio, in questa dispensa molte reazioni riportate avvengono in modo “praticamente quantitativo” (ovvero che hanno una costante di equilibrio tanto grande da potere affermare che siano completamente spostate verso destra) e verranno indicate con una sola freccia, come negli esempi sopra riportati.

Per preparare una soluzione contenente un determinato ione è opportuno utilizzare un suo composto che sia un elettrolita forte e solubile.

Gli ioni in soluzione acquosa possono dare luogo alle seguenti reazioni:

- 1) reazioni di **precipitazione** (formazione di prodotti poco solubili).
- 2) reazioni **acido-base** (con scambio di protoni H^+).
- 3) reazioni di **complessazione** (con formazione di ioni complessi).
- 4) reazioni **redox** (con scambio di elettroni e^-).

Sono di seguito riportate alcune esperienze relative ai vari tipi di reazioni.

I.1. Reazioni di precipitazione

Le reazioni di precipitazione avvengono quando gli ioni in soluzione (solubili), combinandosi, formano composti poco solubili che si separano dalla soluzione come sospensione solida che lentamente “precipitano” come corpo di fondo.

IONI NEGATIVI anioni	IONI POSITIVI cationi	Caratteristiche di solubilità dei composti
Praticamente tutti	Ioni alcalini (Li^+ , Na^+ , K^+ , Rb^+ , Cs^+)	Solubili
Praticamente tutti	Ione idronio H_3O^+	Solubili
Praticamente tutti	Ione ammonio NH_4^+	Solubili
Nitrato NO_3^-	Praticamente tutti	Solubili
Acetato CH_3COO^-	Praticamente tutti	Solubili
Cloruro Cl^-	Ag^+ , Pb^{2+} , Hg_2^{2+} , Cu^+	Scarsamente Solubili
Bromuro Br^-	Tutti gli altri	Solubili
Ioduro I^-		
Solfato SO_4^{2-}	Ca^{2+} , Sr^{2+} , Ba^{2+} , Pb^{2+}	Scarsamente Solubili
	Tutti gli altri	Solubili
Solfuro S^{2-}	Ioni alcalini, H_3O^+ , NH_4^+ , Be^{2+} , Mg^{2+} , Ca^{2+} , Sr^{2+} , Ba^{2+}	Solubili
	Tutti gli altri	Scarsamente Solubili
Idrossido OH^-	Ioni alcalini, NH_4^+ , Sr^{2+} , Ba^{2+} , Li^+ , Na^+ , K^+ , Rb^+	Solubili
	Tutti gli altri	Scarsamente Solubili
Fosfato PO_4^{3-} Carbonato CO_3^{2-} Solfito SO_3^{2-} Cromato CrO_4^{2-}	Ioni alcalini, H_3O^+ , NH_4^+	Solubili
	Tutti gli altri	Scarsamente Solubili

Composti con solubilità in H₂O inferiore a ~ 0.02 M sono usualmente classificati come composti insolubili, mentre quelli le cui solubilità sono maggiori di tale valore di concentrazione sono classificati come composti solubili.

Esempio 1a In una provetta si pongono alcuni mL di una soluzione diluita contenenti ioni solfato, ad esempio H₂SO₄ 1 M oppure un qualsiasi elettrolita che fornisce in soluzione ioni SO₄²⁻, e si aggiungono alcuni mL di acqua. Si addiziona quindi goccia a goccia una soluzione di CaCl₂: si forma un precipitato bianco di CaSO₄. Avviene la seguente reazione:



Esempio 1b Si pongono in una provetta conica alcuni mL di HCl diluito (1M), si aggiungono poche gocce di una soluzione di AgNO₃: si ottiene un precipitato bianco di AgCl [conservarlo per utilizzarlo, dopo deposizione, nella reazione 3a]. Avviene la seguente reazione:



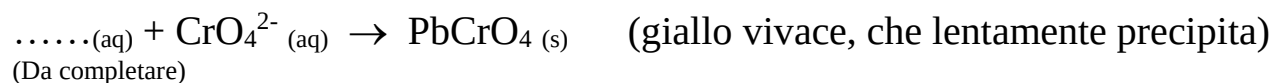
Tale prova può essere effettuata utilizzando, invece di HCl, l'acqua di rubinetto che contiene ioni Cl⁻ (ovviamente in bassa concentrazione, si ottiene solo una vaga torbidità, indice della formazione di un solido, pur non avendo massiva precipitazione).

Osservare la differenza tra i due sali bianchi appena prodotti: si hanno vistose differenze morfologiche che permettono di riconoscerli distintamente (uno polveroso e uno scaglioso, etc...). Queste differenze si possono in reazioni future per il riconoscimento della presenza di certi ioni.

Esempio 1c Si pongono in una provetta alcuni mL di una soluzione acquosa di un sale solubile di $\text{Pb}^{2+}_{(\text{aq})}$, si aggiungono diverse gocce di una soluzione di ioduro di potassio. Avviene la seguente reazione:



Esempio 1d Si pongono in una provetta alcuni mL di una soluzione acquosa di un sale solubile di piombo, si aggiungono poche gocce di una soluzione di cromato di potassio $\text{K}_2\text{CrO}_{4(\text{aq})}$. Avviene la seguente reazione:



Osservare la differenza tra i due sali gialli appena prodotti.

Le proprietà chimico-fisiche dipendono esclusivamente dalla singola sostanza e tali proprietà possono cambiare se si modifica tale sostanza durante le reazioni: non è quindi detto che le proprietà si possano ricondurre ai reagenti di partenza. Lo ione cromato, giallo, non cambia la sua struttura, ma viene semplicemente vincolato per attrazione elettrostatica col il catione piomboso in un sale poco solubile. Nel caso invece della specie PbI_2 , di colore giallo (proprietà assente nei reagenti di partenza, che erano trasparenti e incolori), il colore è dato proprio dalla nuova interazione tra lo ione piomboso e lo ione ioduro che prima non c'era.

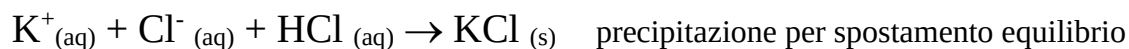
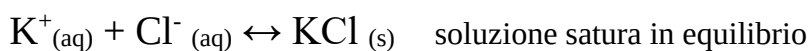
ATTENZIONE:

**smaltire questi sali gialli e le loro soluzioni negli appositi contenitori con
indicato**

“smaltire soluzioni acquose contenenti metalli pesanti”

Esempio 1e REAZIONE DA SVOLGERSI SOTTO CAPP A SPIRANTE

In una provetta si pongono alcuni mL di una soluzione satura di cloruro di potassio KCl. Aggiungendo una pari quantità di acido cloridrico HCl **concentrato** (37% p/p, circa 12M) si ha una precipitazione:



Questo è il principio dello ione in comune: aggiungendo una soluzione contenente uno dei due ioni una soluzione in equilibrio, l'equilibrio si sposta secondo il principio di Le Chatelier.

In una seconda provetta si aggiunge 1 mL circa di HCl concentrato, 1 mL di acqua (concentrazione finale: circa 6M) e KCl saturo. Cosa succede? Perché?

Completare.....
.....

I.2. Reazioni Acido - Base

Sono reazioni in cui gli ioni o le molecole in soluzione acquosa si scambiano protoni (H^+ o H_3O^+).

N.B.:

Il **pH** è una importante proprietà delle soluzioni acquose che fornisce una quantificazione dell'equilibrio tra gli ioni $H_3O^+_{(aq)}$ e $OH^-_{(aq)}$, contenuti nell'acqua:

- concentrazioni di ioni $H_3O^+_{(aq)} > OH^-_{(aq)}$, soluzione acquosa **ACIDA**, pH = 1 - 7;
- concentrazioni di ioni $H_3O^+_{(aq)} = OH^-_{(aq)}$, soluzione acquosa **NEUTRA**, pH = 7;

- concentrazioni di ioni $\text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})} < \text{OH}^-_{(\text{aq})}$, soluzione acquosa **BASICA**, pH = 7-14;

gli aspetti quantitativi dettagliati verranno illustrati successivamente nell'insegnamento teorico.

Esempio 2a Inserire in cinque provette pulite qualche mL di acqua e aggiungere in ognuna una goccia di indicatore al tornasole in soluzione acquosa (al centro del reagentario in alto). Aggiungere poi nelle varie provette alcuni prodotti di uso quotidiano (bancone in comune a lato):

- 1) Detergente anticalcare;

contiene acido cloridrico, un acido forte, che si ionizza totalmente



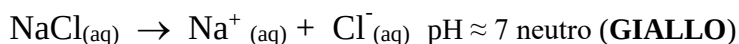
- 2) Aceto;

contiene acido acetico, un acido debole, che si ionizza solo parzialmente



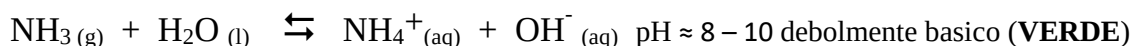
- 3) Salamoia;

soluzione satura di NaCl, un sale neutro che si dissocia completamente in acqua, ma i cui cationi/anioni non reagiscono con l'acqua



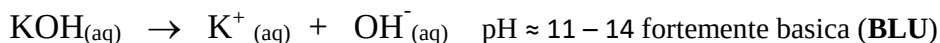
- 4) Detergenti vetri;

contiene ammoniaca, una base debole, che si ionizza solo parzialmente



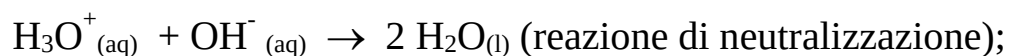
- 5) Disgorgante gel;

contiene disciolto idrossido di potassio, base forte, totalmente dissociata in acqua



Esempio 2b In una provetta si pone circa 1 mL di soluzione di acido cloridrico. Si aggiunge una goccia di indicatore al tornasole in soluzione. Aggiungendo e agitando, goccia a goccia, un idrossido forte diluito (ad esempio KOH o NaOH) si

osserva che ad un certo punto la soluzione cambia colore perché viene “neutralizzato” l’acido secondo la seguente reazione:



quando gli ioni $\text{OH}^-_{(\text{aq})}$ saranno in eccesso, la soluzione diverrà azzurra - blu, colore tipico del tornasole in ambiente basico.



Esempio 2c In una provetta si pone circa 1 mL di soluzione tampone pH 4. Si procede come nell’esempio 2b con indicatore al tornasole e idrossido forte diluito. Si osserva che serve una quantità molto più elevata di base perché la soluzione cambi colore, perché il sistema tampone contrasta le variazioni di pH.

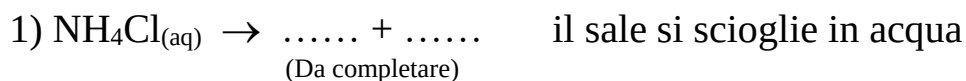
N.B.:

Da adesso in avanti il controllo del pH in queste reazioni qualitative userete la “cartina reattiva” al tornasole (a sinistra): depositando una goccia di soluzione (prelevata per capillarità con l’agitatore) su un pezzetto di cartina tornasole poggiata su un vetrino da orologio pulito e confrontando il colore con la scala graduata sulla confezione.

NON usare la pipetta per il controllo del pH, solo l’agitatore.

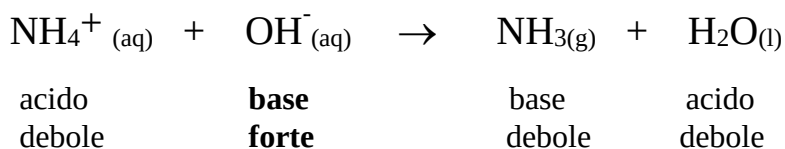
Esempio 2d Si pone in un vetrino da orologio una piccola quantità (“punta di cucchiaino”) del solido $\text{NH}_4\text{Cl}_{(\text{s})}$ e si aggiungono tre - quattro gocce di H_2O (usare pipetta Pasteur). Si mescola con l’agitatore in vetro per circa un minuto, creando così una soluzione satura (non tutto il sale sarà disciolto) e si fa cadere una goccia della soluzione ottenuta su una cartina di indicatore universale. Si osserva una colorazione corrispondente ad ambiente blandamente acido ($\text{pH} < 7$).

Avvengono le seguenti reazioni:



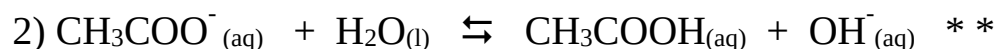
→ Quest'ultima reazione è nota anche (con una terminologia un po' superata) come reazione di idrolisi dello ione ammonio NH_4^+ . Essendo quest'ultimo un acido debole, non sposta significativamente l'equilibrio verso destra. Di conseguenza non tutto lo ione ammonio reagisce e una parte rimane non reagita; infatti non si sente particolare odore di ammoniaca gassosa (quella poca rimane sciolta in acqua) e il pH è solo poco acido (si formano pochi ioni $\text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})}$).

Se si aggiungono alcune gocce di una base forte diluita (es. NaOH o KOH), si ottiene una maggior quantità di ammoniaca, riconoscibile dal caratteristico odore, poiché l'aggiunta di ioni $\text{OH}^-_{(\text{aq})}$ sposta l'equilibrio * verso destra:



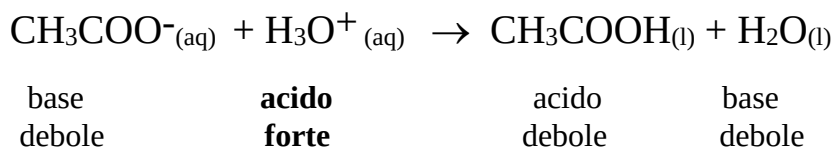
Esempio 2e Si pone in un vetrino da orologio una piccola quantità (“punta di cucchiaino”) del solido acetato di sodio $\text{NaCH}_3\text{COO}_{(\text{s})}$ e si aggiungono tre - quattro gocce di H_2O (usare pipetta Pasteur). Si mescola con l'agitatore in vetro per circa un minuto, creando così una soluzione satura (non tutto il sale sarà disciolto). Si fa cadere una goccia della soluzione ottenuta su una cartina di indicatore universale. Si osserva una colorazione corrispondente ad ambiente blandamente basico ($\text{pH} > 7$).

Avvengono le seguenti reazioni:



→ Quest'ultima reazione è nota anche (con una terminologia un po' superata) come reazione di idrolisi dello ione acetato $\text{CH}_3\text{COO}^-_{(\text{aq})}$. Essendo quest'ultimo una base debole, non sposta significativamente l'equilibrio verso destra. Quindi non tutto lo ione acetato reagisce e una parte rimane non reagita; infatti non si sente particolare odore di aceto (quel poco rimane sciolto in acqua) e il pH è solo blandamente basico (si formano pochi ioni $\text{OH}^-_{(\text{aq})}$).

Se si aggiungono alcune gocce di un acido forte diluito (ad es. H_2SO_4) si ottiene una maggior quantità di acido acetico, riconoscibile dal caratteristico odore, poiché l'aggiunta di ioni $\text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})}$ sposta l'equilibrio * * verso destra:



I.3. Reazioni di complessazione

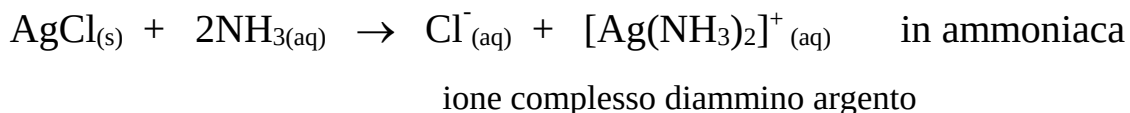
Sono reazioni in cui molecole o ioni si combinano tra loro per dar luogo a specie definite “complessi”.

Molte biomolecole di importanza per le scienze della vita sono composte da complessi organo-metallici: vitamina B₁₂ (Co^{2+}), eme (Fe^{2+}) plastocianina (Cu^+), anidrasi carbonica (Zn^{2+}), nitrogenasi (Mo^{2+}), clorofilla (Mg^{2+})...

Esempio 3a) Recuperare il solido ottenuto nella esperienza **1b** (in caso non lo si avesse più, ri-prepararlo): buona parte del solido insolubile in acqua, $\text{AgCl}_{(\text{s})}$, sarà precipitato. Se si elimina dalla provetta la soluzione acquosa surnatante il solido, utilizzando lentamente una pipetta Pasteur (senza prelevare il sale), e al residuo

solido si aggiunge una abbondante soluzione acquosa di NH_3 , si osserva dopo agitazione accurata la dissoluzione di $\text{AgCl}_{(s)}$:

esempio 1b) $\text{Ag}^+_{(aq)} + \text{Cl}^-_{(aq)} \rightarrow \text{AgCl}_{(s)}$ in acqua

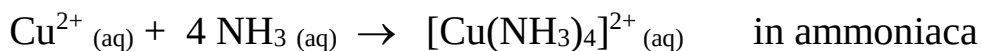


AgCl è quindi un sale insolubile in acqua, ma solubile in ammoniaca (ricordatevi che la solubilità dipende anche dal solvente utilizzato).

Esempio 3b) Si pongono in una provetta pochissimi grani di CuSO_4 solido, si aggiunge qualche mL di acqua e si mescola con cura aiutandosi con un agitatore fino a totale solubilizzazione del solido.

$\text{CuSO}_{4(s)} \rightarrow \dots + \dots$ il sale si scioglie in acqua
(Da completare)

Si aggiunge ammoniaca, e mescolando si ottiene una soluzione azzurra – blu:



Osservare le reazioni di complessazione svolte con ioni argento e ioni rameici: come mai entrambi questi ioni svolgono con l'ammoniaca reazioni di complessazione simili?

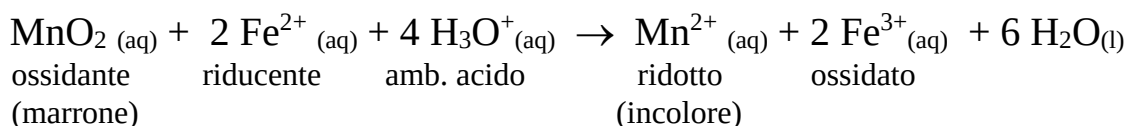
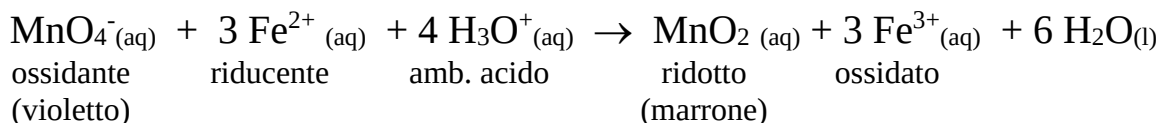
I.4. Reazioni di ossidoriduzione

Le reazioni di ossidoriduzione (redox), in soluzione acquosa, sono reazioni in cui avviene trasferimento di elettroni da una specie ad un'altra.

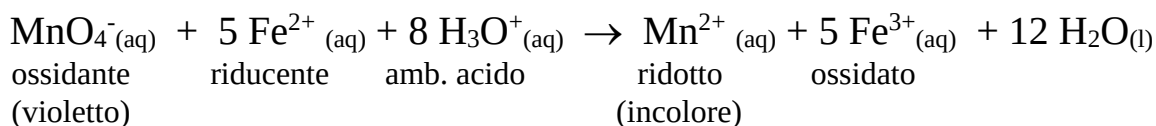
Esempio 4a) Si pongono in una provetta alcuni mL di soluzione di permanganato di potassio KMnO_4 , si acidifica con alcune gocce di H_2SO_4 diluito, e si aggiungono alcuni mL di soluzione di FeSO_4 (oppure direttamente qualche grano del solido).

Si nota, mescolando, una decolorazione della soluzione dovuta alla riduzione dello ione MnO_4^- da violetto a ione Mn^{2+} incolore.

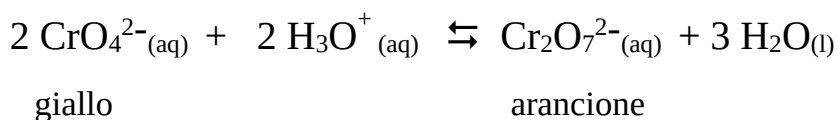
Si possono osservare due trasformazioni:



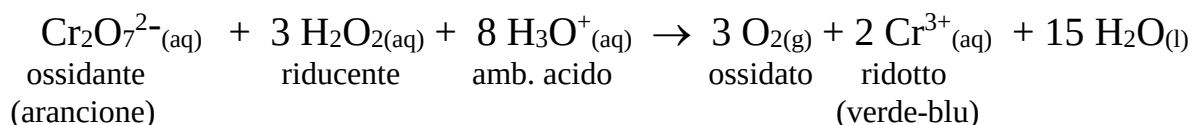
Reazione complessiva:



Esempio 4b) Si pongono in una provetta alcuni mL di soluzione di K_2CrO_4 , si acidifica con alcune gocce di H_2SO_4 diluito (1M) fino a cambiamento di colore della soluzione ad arancione chiaro, dovuto alla **dimerizzazione** dello ione cromato (giallo) a dicromato (arancione):



Si aggiunge a questa soluzione dell'acqua ossigenata (H_2O_2): mescolando, si osserva sviluppo di gas (ossigeno molecolare) e il cambiamento del colore della soluzione a verde – blu (colore tipico del cromo trivalente):



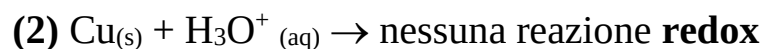
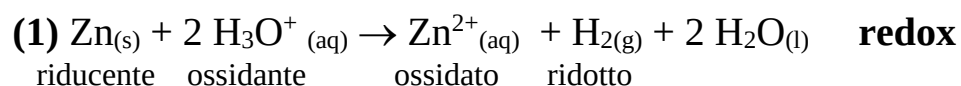
da notare che invece, in ambiente basico, l'acqua ossigenata funge da ossidante e converte il cromo trivalente a cromo esavalente ($\text{CrO}_4^{2-}(\text{aq})$), come osserveremo nello studio del cromo.

Esempio 4c) REAZIONI DA SVOLGERSI SOTTO CAPPASPIRANTE

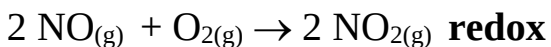
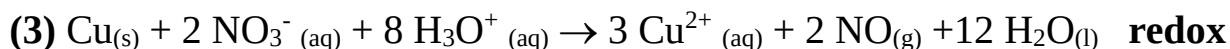
Si pone un pezzetto di zinco metallico in una provetta **(1)** contenente HCl **concentrato**, si osserva lenta la dissoluzione del metallo con sviluppo di gas infiammabile (H_2). Ripetendo la stessa esperienza in un'altra provetta **(2)** con dei pezzetti di rame metallico, non si osserva una reazione altrettanto evidente, salvo un miglioramento della lucentezza del rame.

Ponendo invece un pezzo di rame metallico in una provetta **(3)** contenente alcuni mL di HNO_3 concentrato, si nota dopo poco la dissoluzione del metallo accompagnata dalla generazione di gas, di vapori rossastri di NO_2 ottenuti per ossidazione all'aria di NO.

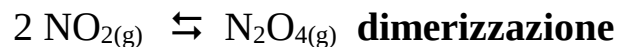
Avvengono le seguenti reazioni:



reagisce tuttavia l'ossido scuro sulla superficie del metallo, CuO (tenorite)



incolore rosso-bruno



rosso-bruno incolore

favorito a caldo $\rightleftharpoons$ favorito a freddo

ESERCITAZIONE II

reazioni caratteristiche di alcuni cationi e alcuni anioni

Reazioni caratteristiche di alcuni CATIONI METALLICI

Queste reazioni vanno eseguite preparando un piccolo volume di una soluzione diluita dello ione metallico in esame (2 - 3 mL) e poi aggiungendo gradualmente alcune gocce del reattivo indicato, mescolando con l'agitatore in vetro.

Si procede a verificare il comportamento dello ione all'aggiunta di basi deboli o forti: ricordarsi di controllare, mediante cartina di indicatore universale, se tale aggiunta è stata effettuata in quantità sufficiente e il pH è quello desiderato. Le reazioni che richiedono riscaldamento devono essere effettuate in bagnomaria.

Dopo aver svolto le esperienze descritte sotto riportare in questa tabella le trasformazioni osservate.

Catione	Aggiunta base debole	Aggiunta base forte
Cr^{3+}		

Fe^{3+}		
Al^{3+}		
Cu^{2+}		

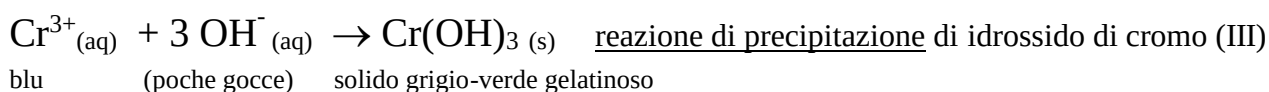
Catione Cr^{3+}

Una soluzione contenente ioni $\text{Cr}^{3+}_{(\text{aq})}$ dà luogo alle seguenti reazioni:

(ogni punto è una singola reazione da svolgere in una singola provetta contenente circa un dito di soluzione)

1) Con soluzione acquosa di **basi forti**, ad es. idrossidi alcalini (NaOH oppure KOH)

(ricordiamo per le basi forti $\text{NaOH}_{(\text{aq})} \rightarrow \text{Na}^{+}_{(\text{aq})} + \text{OH}^{-}_{(\text{aq})}$):



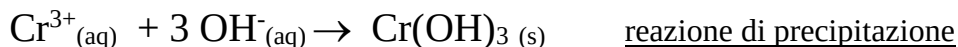
L'idrossido di cromo (III) $\text{Cr}(\text{OH})_{3(\text{s})}$ si scioglie parzialmente in eccesso di reattivo:



Che ri-precipita dopo alcuni minuti per riscaldamento (equilibrio spostato a destra a freddo, a sinistra a caldo a favore dell'idrossido solido che è più stabile).

2) Base debole, soluzione acquosa di NH_3

(ricordiamo $\text{NH}_3(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{NH}_4^+(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq})$ quindi sviluppa meno ioni idrossido):

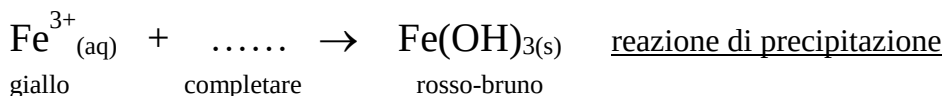


Il precipitato non è solubile in eccesso di NH_3 ; poiché essa è una base debole e **non** fornisce una quantità di ioni OH^- sufficiente da consentire la formazione dello ione complesso tetraidrossicromo (III) solubile - $[\text{Cr}(\text{OH})_4]^-$

Catione Fe^{3+}

Una soluzione contenente ioni $\text{Fe}^{3+}(\text{aq})$ dà luogo alle seguenti reazioni:

1) Con soluzione acquosa di idrossidi alcalini:



Il precipitato di idrossido di ferro (III) è insolubile in eccesso di idrossido alcalino (non può fare reazioni di complessazione con ione idrossido)

2) Con soluzione acquosa di NH_3 :

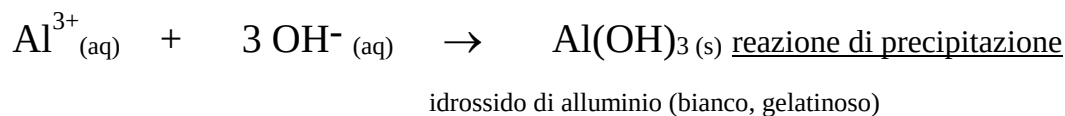


Il precipitato $\text{Fe}(\text{OH})_3$ è anche insolubile in eccesso di NH_3 .

Catione Al^{3+}

Una soluzione contenente ioni $\text{Al}^{3+}(\text{aq})$ dà luogo alle seguenti reazioni:

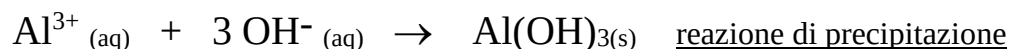
1) Con una soluzione acquosa di basi forti:



L'idrossido di alluminio è solubile in eccesso di idrossido alcalino, con formazione dello ione complesso $[\text{Al}(\text{OH})_4]^{-}$ tetraidrossoalluminato.



2) Con soluzione acquosa di base debole:

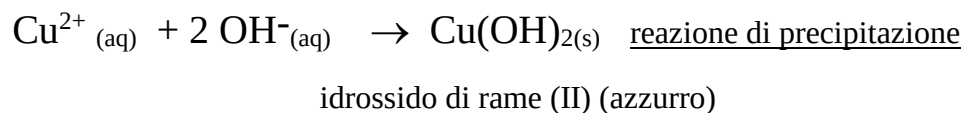


Il precipitato non è solubile in eccesso di NH_3 , poiché essa fornisce una quantità insufficiente di ioni OH^{-} per consentire la formazione dello ione complesso $[\text{Al}(\text{OH})_4]^{-}$ solubile.

Catione Cu^{2+}

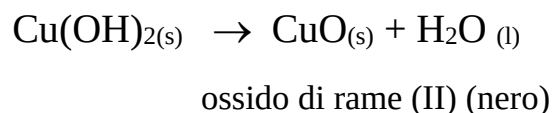
Una soluzione contenente ioni $\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})}$ dà luogo alle seguenti reazioni:

1) Con una soluzione acquosa di idrossidi alcalini (NaOH , KOH) a freddo:



verificare che il **pH** > 7 con la cartina indicatrice, altrimenti aggiungere altra base.

1bis) $\text{Cu}(\text{OH})_2$ si decompone a caldo:



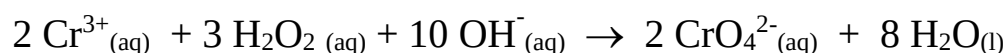
2) Con una soluzione una soluzione acquosa di NH_3 vedere riconoscimento di Cu.

Identificazione di alcuni CATIONI METALLICI

Le seguenti reazioni hanno la caratteristica di generare prodotti solidi o soluzioni altamente colorati e di essere specifiche per certi cationi metallici, per questi motivi sono sfruttate per identificare la presenza di questi metalli in maniera qualitativa. Come confronto eseguire in parallelo in una seconda provetta il **test negativo**, cioè ripetere la procedura in assenza del metallo (usare un po' di acqua al suo posto).

TEST DI RICONOSCIMENTO DEL CROMO

La soluzione contenente Cr^{3+} portata con idrossido (NaOH o KOH) a $\text{pH} > 13$ (ambiente fortemente basico, controllare con cartina indicatrice) reagisce con alcune gocce di H_2O_2 (acqua ossigenata) secondo la reazione di ossidoriduzione:



Anche dopo l'aggiunta di H_2O_2 controllare che il pH sia sempre 13, eventualmente correggerlo con NaOH o KOH: dobbiamo lavorare in eccesso di OH^- e H_2O_2 per convertire in alcuni minuti a caldo tutto il Cr^{3+} in CrO_4^{2-} (giallo).

Dopo aver eliminato l'eccesso di H_2O_2 per riscaldamento (finché non si nota più sviluppo di gas), si acidifica con acido acetico fino a $\text{pH} \sim 5$ e si tratta a freddo con soluzione di ioni Pb^{2+} . Si ha la seguente reazione:

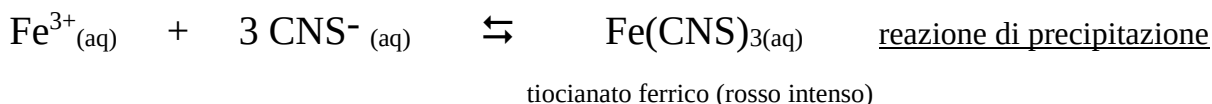


Colore del precipitato:

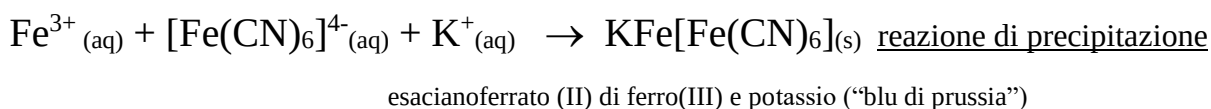
Nota: è importante essere sicuri di aver eliminato completamente H_2O_2 in eccesso, altrimenti residui di H_2O_2 in acido agiscono da riducente, ri-convertendo il Cr(VI) di nuovo in Cr (III), come accaduto in esercitazione I, reazione 4b

TEST DI RICONOSCIMENTO DEL FERRO

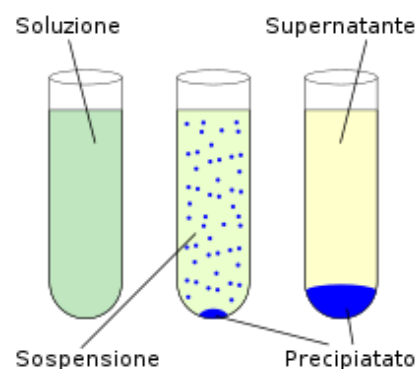
A) Con soluzione di KCNS (tiocianato di potassio):



B) Con soluzione di $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ (esacianoferrato (II) di potassio):



Nota: queste sostanze hanno un forte potere colorante e appariranno molto scure o quasi nere. Scartare la maggioranza della sospensione e diluire una piccola aliquota per osservare meglio il colore.



TEST DI RICONOSCIMENTO DELL'ALLUMINIO

- Un precipitato di $\text{Al}(\text{OH})_3$ (centrifugato e lavato, vedere dettagli sotto) viene ridisciolto nella quantità minima sufficiente di NaOH o KOH
- Si aggiunge alla soluzione un uguale volume di soluzione di alizarina 0.1%
- Si aggiunge acido acetico diluito (almeno fino a raddoppiare il volume della soluzione) fino alla comparsa di un precipitato rosso (se il solido iniziale era in piccola quantità si può avere solo colorazione rossa).

Lavaggio di un precipitato

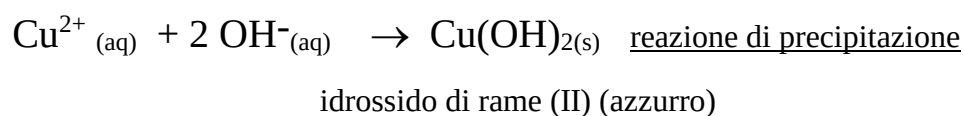
Ottenuta mediante centrifuga la deposizione sul fondo della provetta di un solido in sospensione:

- I. isolare il solido eliminando la maggior parte del surnatante con una pipetta pasteur (attenzione a non prelevare solido!);

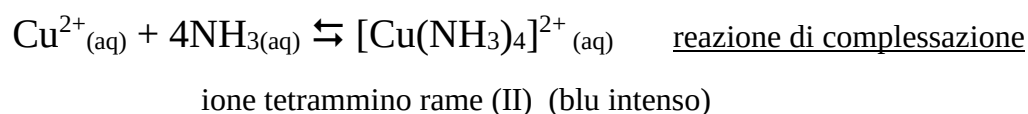
- II. aggiungere acqua deionizzata e sospendere il precipitato con un agitatore così da “lavarlo” bene dalla soluzione residua;
III. centrifugare, eliminare il surnatante e ripetere il tutto altre 2 volte.

TEST DI RICONOSCIMENTO DEL RAME

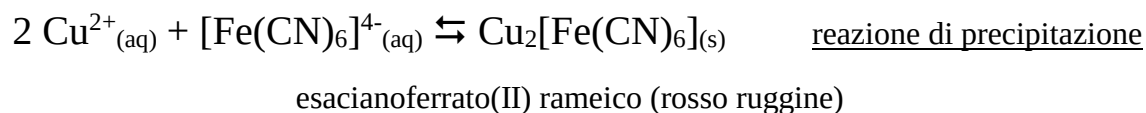
A) Aggiungendo una soluzione acquosa di NH_3 , si ottiene dapprima un solido poco solubile verde-azzurro dato dall'ambiente basico:



In eccesso di NH_3 a freddo $\text{Cu}(\text{OH})_{2(\text{s})}$ si dissolve formando un complesso blu (mescolare con cura ed eventualmente usare **NH_3 conc.**):



B) Con soluzione di $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ a freddo:



Reazioni caratteristiche di alcuni IONI NON METALLICI

Queste reazioni vanno eseguite partendo da piccole quantità di solido prelevate e opportunamente trattate secondo due modalità:

- test per via secca direttamente sul solido;
- test per via umida, dopo aver sciolto completamente il solido.

Laddove necessario, può essere opportuno inumidire una miscela solida con una-due gocce di acqua deionizzata (da prelevare con una pipetta Pasteur da una provetta).

Test per via secca

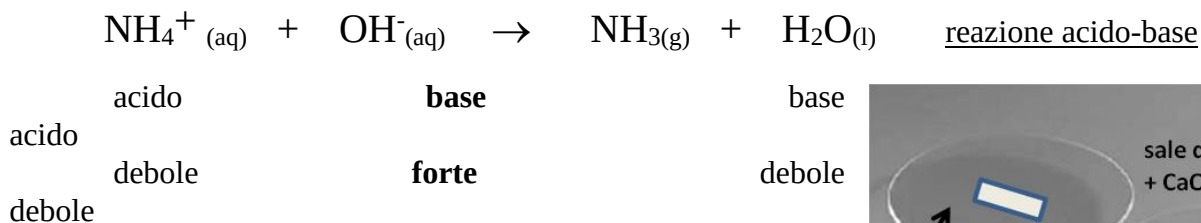
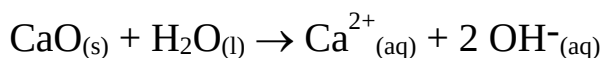
TEST DI RICONOSCIMENTO IONI AMMONIO - $\text{NH}_4^{+}_{(\text{aq})}$

Si mescola una piccola quantità di un sale di ammonio solido con $\text{CaO}_{(s)}$ in un vetrino da orologio.

Allestire un secondo vetrino con un pezzettino di cartina indicatrice di pH al centro, adesa con una sola goccia di acqua deionizzata in modo che non si stacchi dal vetrino (usare la pipetta Pasteur, vedi immagine a fianco).

La miscela di sali viene solo inumidita con 1 - 2 gocce di H_2O ; si copre immediatamente con il secondo vetrino precedentemente allestito.

La reazione svolge $\text{NH}_3_{(g)}$ gassosa, riconoscibile dal colore azzurro assunto dalla cartina indicatore universale posta sopra la reazione (sostanza basica) e dal caratteristico odore (se si apre il sistema).

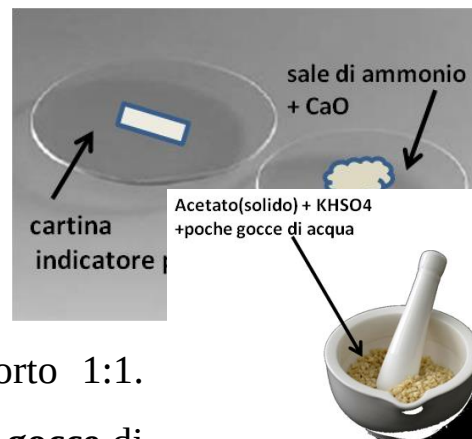
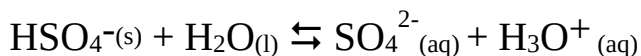


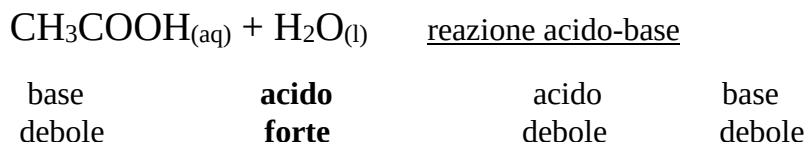
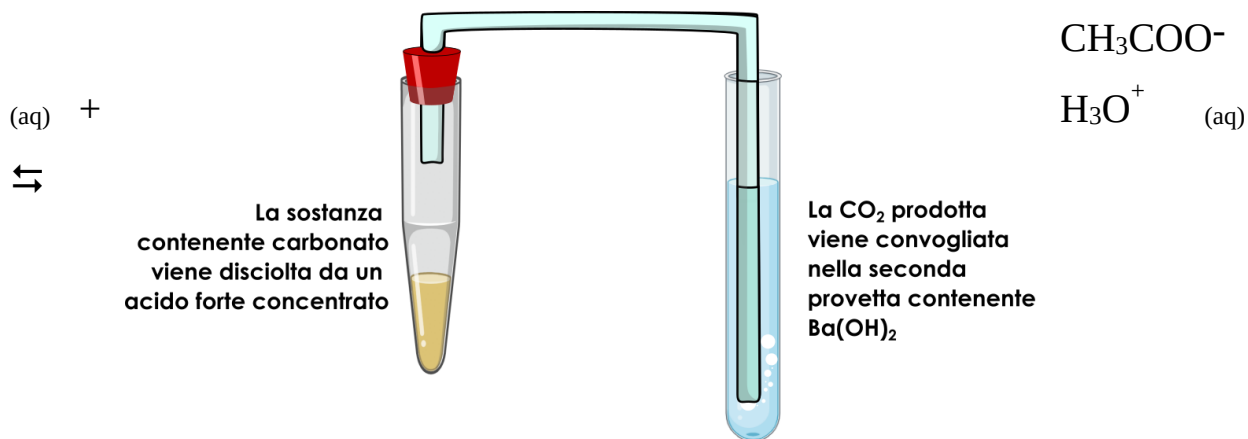
TEST DI RICONOSCIMENTO IONI ACETATO - $\text{CH}_3\text{COO}^{-}_{(aq)}$

In un mortaio, la sostanza solida contenente ioni acetato è macinata con NaHSO_4 solido in rapporto 1:1.

Travasare in un vetrino da orologio, aggiungere **1-2 gocce** di H_2O e chiudere con un secondo vetrino come fatto sopra.

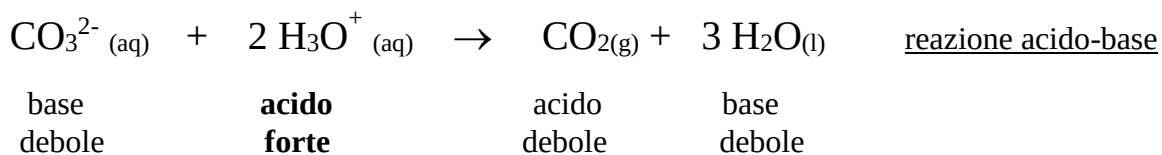
Dopo 3-4 minuti la reazione svolge CH_3COOH , acido acetico, riconoscibile dal colore arancio-rosato assunto dalla cartina indicatore universale posta sopra la reazione (sostanza acida) e dal caratteristico odore pungente (se si apre il sistema) in quanto parte delle molecole prodotte evaporano.





TEST DI RICONOSCIMENTO IONI CARBONATO - $CO_3^{2-}(aq)$

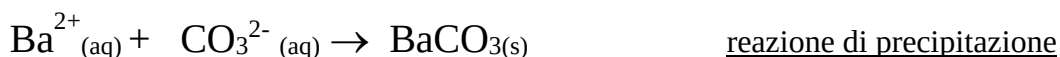
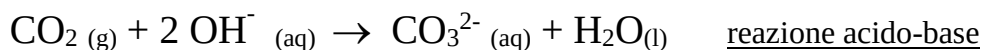
Un carbonato solido (ad esempio di sodio o potassio) reagisce con alcune gocce di acidi forti **concentrati**; ad esempio:



Per confermare che il gas sviluppato sia diossido di carbonio il gas che si svolge viene catturato mediante tubo ad U.

- La reazione va condotta in provetta a fondo conico, aggiungendo a una piccola quantità di polvere (mezzo dito) alcune gocce di acido forte concentrato.
- Appena il gas inizia a svolgersi si tappa con tubo ad U (si veda l'immagine sopra)
- L'altro estremo del tubo a U è immerso in una soluzione di idrossido di bario nella provetta a fondo tondo, dove il gas viene fatto gorgogliare.

La reazione di $\text{CO}_{2(g)}$ con lo ione $\text{OH}^-_{(aq)}$ trasforma nuovamente il diossido di carbonio in ione carbonato, che in presenza di ioni $\text{Ba}^{2+}_{(aq)}$ intorbidisce la miscela a causa della formazione di una sospensione del solido bianco poco solubile $\text{BaCO}_{3(s)}$:

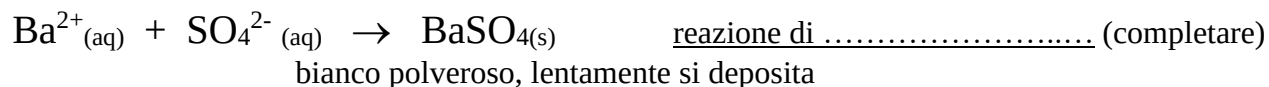


Nota: se la soluzione di idrossido di bario fosse torbida è necessario centrifugarla prima dell'uso e usare la soluzione surnatante, limpida e priva di solido.

Test per via umida

TEST DI RICONOSCIMENTO IONI SOLFATO - $\text{SO}_4^{2-}_{(aq)}$

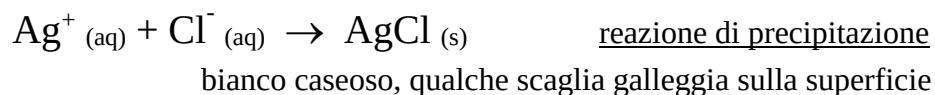
In una provetta si inseriscono alcuni grani (“punta di cucchiaino”) di un qualsiasi elettrolita che fornisce in soluzione ioni solfato, e si sciolgono in 2 – 3 mL di acido cloridrico. Una volta che il solido è stato totalmente disciolto, si aggiungono poche gocce di una soluzione di BaCl_2 : si forma il solido bianco solfato di bario.



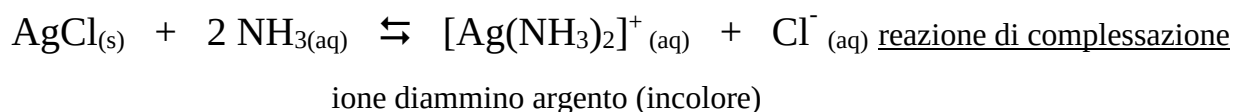
Nota: se si hanno dubbi sul solido formatosi, centrifugare e lavare (due o tre volte) il solido ottenuto e provare a dissolverlo in $\text{HCl}_{(\text{conc})}$ sotto cappa: BaSO_4 è uno dei pochi sali insolubili in questo acido minerale concentrato.

TEST DI RICONOSCIMENTO IONI CLORURO - $\text{Cl}^-_{(\text{aq})}$

In una provetta si inserisce una punta di cucchiaino di un qualsiasi elettrolita che fornisce in soluzione ioni cloruro, e si sciolgono in 2 – 3 mL di acido nitrico. Una volta che il solido è stato totalmente disciolto, si aggiungono poche gocce di una soluzione di AgNO_3 : si forma il solido bianco cloruro d’argento.



Nota: se si hanno dubbi sul solido formatosi, centrifugare e lavare (due o tre volte) il solido ottenuto e provare a dissolverlo in $\text{NH}_3_{(\text{conc})}$ sotto cappa: AgCl è solubile in ammoniaca poiché lo ione argento forma uno ione complesso molto stabile



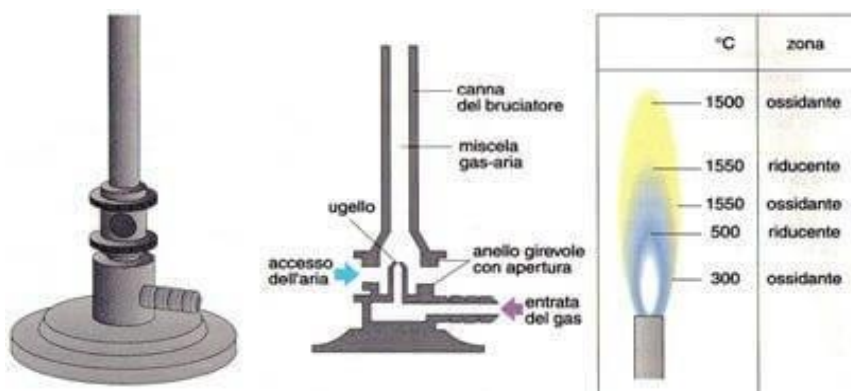
ESERCITAZIONE III

diagramma di separazione dei cationi metallici e saggio alla fiamma

Ricerca di alcuni elementi metallici alcalini/alcalini terrosi alla fiamma

Una piccola quantità di sostanza, posta in un vetrino da orologio, viene inumidita con 2 - 3 gocce di $\text{HCl}_{(\text{aq})}$ diluito.

La pasta formatasi è portata



su un filo in lega nichel-cromo (preventivamente predisposto e pulito in acido) e successivamente esposta alla fiamma di un becco Bunsen, partendo dalla base della fiamma e salendo rapidamente verso la punta (la zona più calda ed efficace).

Nella fiamma i sali volatilizzano e le conferiscono, per emissione di radiazioni nel visibile, una caratteristica colorazione.

Annotare colorazione, proprietà della fiamma, e durata della stessa. Osservare la fiamma anche attraverso un vetro al cobalto.

COLORE (famiglia)	ELEMENTO	COLORE (dettaglio)	DURATA
Viola	K		
	K + vetro al cobalto		
Giallo /arancio /rosso	Li		
	Ca		
	Sr		
	Na		
Verde/blu	Ba		
	Cu		

Separazione cationi metallici studiati nell'esercitazione II

Sfruttando tutte le reazioni viste in esercitazione II per i cationi Cu^{2+} , Fe^{3+} , Al^{3+} e Cr^{3+} si procede alla **separazione** di questi quattro cationi metallici mescolati insieme. Si sfruttano le loro diverse proprietà, in particolare il generare specie solubili o insolubili, in modo da procedere via via ad isolare le specie per separazioni solido – liquido aiutati dalla centrifuga. Si rimanda per lo svolgimento al diagramma di separazione **riportato a pagina 31**.

Attenzione che, anziché un solido incognito, per esercitarsi verrà qui utilizzata una soluzione acida già pronta contenente tutti e quattro gli ioni da separare (saltare step 1).

Propedeutica all'analisi qualitativa

1) In previsione dell'analisi qualitativa incognita, per esercitarsi a identificare la presenza di ioni non metallici, è possibile usare le miscele solide “prova” presenti in laboratorio.

Seguire le procedure svolte in esercitazione II (**pagina 24 – 27**) usando però una delle miscele incognite a disposizione in laboratorio per testare la propria abilità nel cercare questi ioni:

- se le reazioni attese non avvengono, lo ione cercato non è presente (test **negativo**);
- se le reazioni attese avvengono, vuol dire che lo ione cercato è presente (test **positivo**).

2) Se si ha tempo, fare anche la ricerca dei cationi: quelli visibili alla fiamma e quelli verificabili in soluzione dopo separazione secondo il diagramma visto oggi.

Sia per (1) che per (2) verificare l'esito guardando le soluzioni ed eventualmente, in caso di errori, **riprovare a fare il test per capire dove si è sbagliato**.

ESERCITAZIONE IV

analisi qualitativa di un campione incognito

Viene fornito un **campione incognito con un piccolo report di analisi da compilare**. Il campione è formato da alcuni degli ioni che sono stati studiati nelle scorse due esperienze.

I test da svolgere sono divisi in tre famiglie (e sono indicate le pagine in cui trovarli):

- Saggio alla fiamma per ricerca di metalli dei gruppi IA e IIA (**pag. 28**);
- Saggi per gli ioni non metallici (**pag. 24-27**);
- Diagramma di separazione per i cationi metallici Cu^{2+} , Fe^{3+} , Al^{3+} e Cr^{3+} (**pag. 31-37**).

Svolgere **tutti i test** (non importa l'ordine) per verificare la presenza dei suddetti ioni e **compilare il piccolo report di analisi solo con gli ioni trovati**: consegnare al personale tecnico/docente per la verifica e correzioni.

Diagramma di separazione Cu^{2+} , Fe^{3+} , Al^{3+} e Cr^{3+}

Sciogliere con cura, agitando a caldo per alcuni minuti in acido nitrico una piccola quantità del sale incognito. Procedere quindi come da indicazione del **diagramma di pag. 31**. Pag. 32-37 riportano la **spiegazione logica dei passaggi e delle reazioni che avvengono**.

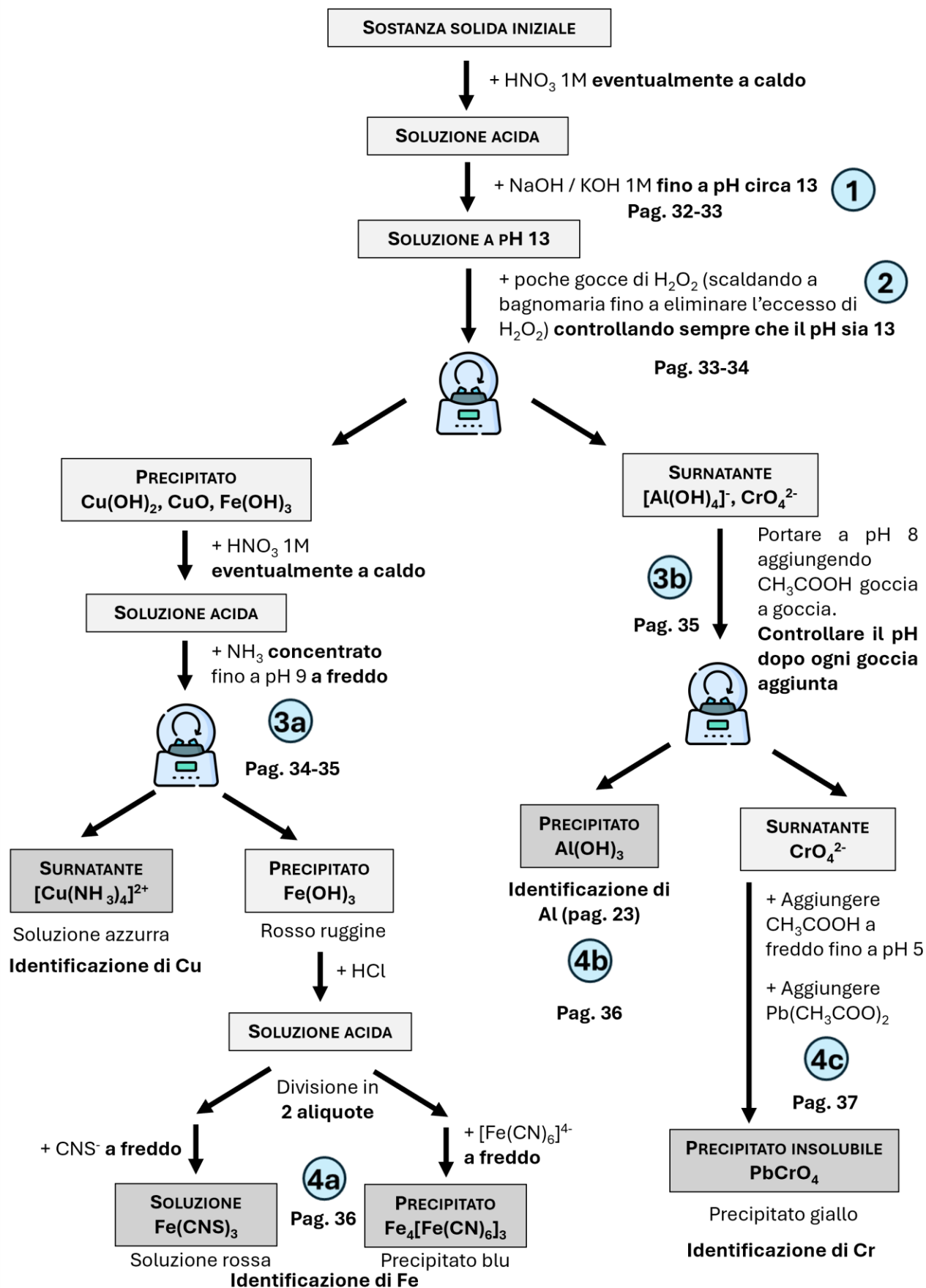


La separazione precipitato-soluzione si effettua con l'impiego della centrifuga (simbolo a destra) e separare la soluzione mediante aspirazione con una pipetta di Pasteur.

È importante evitare inquinamenti del surnatante da parte del precipitato, piuttosto prelevare meno soluzione ma che sia pulita!

Il **precipitato** dev'essere lavato con acqua deionizzata dai residui di soluzione prima di essere successivamente trattato come visto in precedenza (**pag. 23**).

Schema per la separazione dei cationi Cu^{2+} , Fe^{3+} , Al^{3+} , Cr^{3+}



Step

1

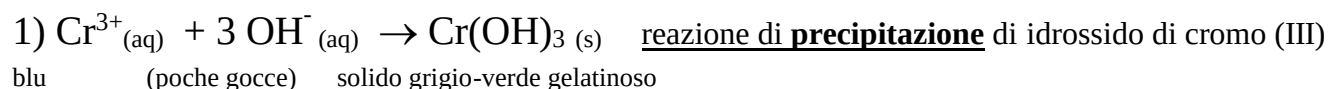
Si aggiunge alla miscela una soluzione acquosa di **basi forti fino a pH circa 13**. I cationi metallici hanno comportamento differente in presenza di basi forti (sotto riportati), alcuni precipiteranno mentre altri rimarranno in soluzione.

Esempio di basi forti sono gli idrossidi alcalini (NaOH oppure KOH) - ricordiamo per le basi forti:

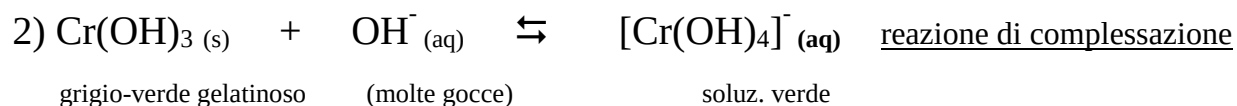


Queste reazioni vanno eseguite preparando un piccolo volume della soluzione miscela di ioni metallici (2 - 3 mL) e poi aggiungendo gradualmente alcune gocce della base forte, mescolando con l'agitatore in vetro. Controllare, mediante cartina di indicatore universale, se tale aggiunta è stata effettuata in quantità sufficiente e il pH è quello desiderato.

Cromo

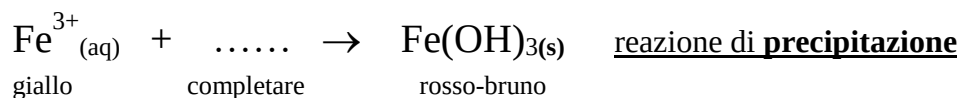


L'idrossido di cromo (III) $\text{Cr}(\text{OH})_{3(\text{s})}$ si scioglie parzialmente in eccesso di reattivo:



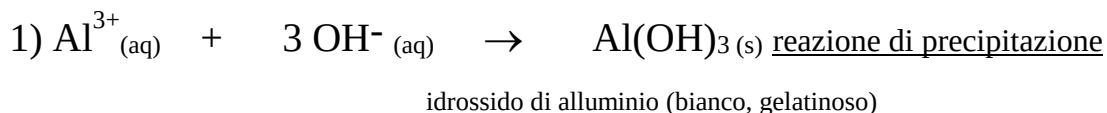
Che ri-precipita dopo alcuni minuti per riscaldamento (equilibrio spostato a destra a freddo, a sinistra a caldo a favore dell'idrossido solido che è più stabile).

Ferro



Il precipitato di idrossido di ferro (III) è insolubile in eccesso di idrossido alcalino (non può fare reazioni di complessazione con ione idrossido)

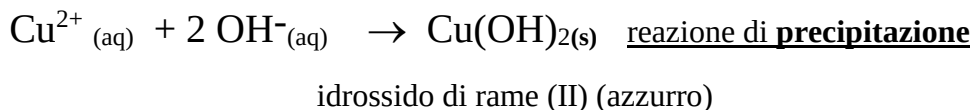
Alluminio



L'idrossido di alluminio è solubile in eccesso di idrossido alcalino, con formazione dello ione complesso $[\text{Al(OH)}_4]^{-}$ tetraidrossoalluminato:



Rame



Step

2

In questo passaggio viene fatta una **reazione di ossidazione a caldo**. Questa e le altre reazioni che richiedono riscaldamento devono essere effettuate in bagnomaria.

Cromo

Gli ioni Cr^{3+} in ambiente fortemente basico (in forma di complesso solubile $[\text{Cr(OH)}_4]^{-}$) reagiscono **con alcune gocce di H_2O_2** (acqua ossigenata) secondo la reazione di ossidoriduzione:



Anche dopo l'aggiunta di H_2O_2 controllare che il pH sia sempre 13, eventualmente correggerlo con NaOH o KOH: dobbiamo lavorare in eccesso di OH^- e H_2O_2 per convertire in alcuni minuti **a caldo** tutto il Cr^{3+} in CrO_4^{2-} (giallo).

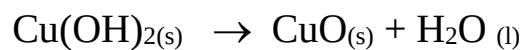
Al termine della reazione eliminare l'eccesso di H_2O_2 per riscaldamento (finché non si nota più sviluppo di gas).

Nota: è importante essere sicuri di aver eliminato completamente H_2O_2 in eccesso, altrimenti residui di H_2O_2 in acido agiscono da riducente, ri-convertendo il Cr(VI) di nuovo in Cr (III), come accaduto in esercitazione I, reazione 4b

Tutti gli altri ioni metallici non reagiscono. L'unica eccezione è:

Rame

$\text{Cu}(\text{OH})_2$ si decompone a caldo:



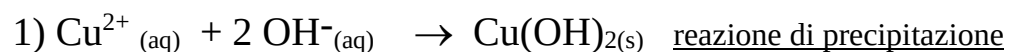
ossido di rame (II) (nero)

Step

Dopo aver disciolto i precipitati di ferro e rame in acido, in questo passaggio **si separa e si identifica il rame**.

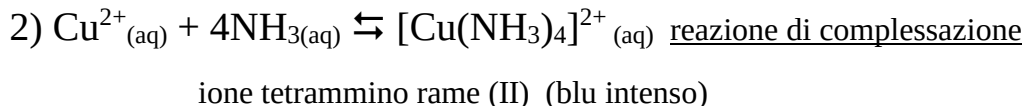
Rame

Aggiungendo una soluzione acquosa **concentrata di NH_3** a freddo fino a pH 9 si ottiene dapprima un solido poco solubile verde-azzurro dato dall'ambiente basico:



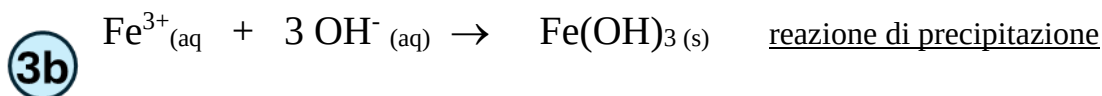
idrossido di rame (II) (azzurro)

Considerando l'eccesso di NH_3 aggiunto, $\text{Cu}(\text{OH})_{2(s)}$ **si dissolve formando un complesso blu che identifica la presenza di rame** (mescolare con cura):



Ferro

Il ferro è insolubile anche in eccesso di NH_3 formando il precipitato $\text{Fe}(\text{OH})_3$:

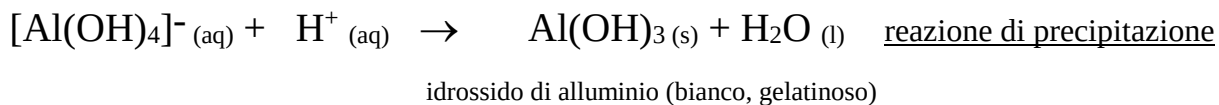


Step

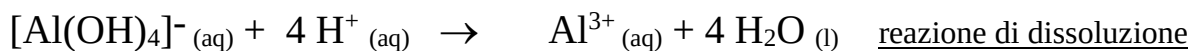
Per poter separare cromo e alluminio in soluzione, la si porta a un **pH tale per cui alluminio precipita e cromo rimane in soluzione.**

Alluminio

Portare a pH 8 aggiungendo CH_3COOH goccia a goccia. **Controllare il pH dopo ogni goccia aggiunta**



NB: Ricordare che l'idrossido di alluminio è solubile sia in ambiente acido che in ambiente fortemente basico, quindi bisogna portarsi a un pH in cui la forma idrossido insolubile è la più abbondante (pH 8).



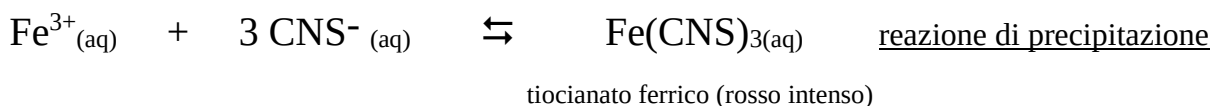
4a

Step

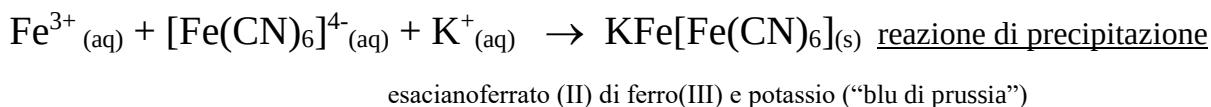
Dopo aver disciolto il precipitato di ferro in acido, in questo passaggio **si identifica il ferro.**

Disciogliere il precipitato lavato in pochi mL di HCl e dividerlo in due aliquote per fare due reazioni di identificazione a freddo.

A) Con soluzione di KCNS (tiocianato di potassio):



B) Con soluzione di $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ (esacianoferrato (II) di potassio):



Nota: queste sostanze hanno un forte potere colorante e appariranno molto scure o quasi nere.

per

4b

Scartare la maggioranza della sospensione e diluire una piccola aliquota osservare meglio il colore.

Step

Dopo aver separato e lavato il precipitato di alluminio, in questo passaggio **si identifica l'alluminio.**

- Il precipitato di $\text{Al}(\text{OH})_3$ viene ridisciolti nella quantità minima sufficiente di NaOH o KOH
- Si aggiunge alla soluzione un uguale volume di soluzione di alizarina 0.1%

4c

• Si aggiunge acido acetico diluito (almeno fino a raddoppiare il volume della soluzione) **fino alla comparsa di un precipitato rosso** (se il solido iniziale era in piccola quantità si può avere solo colorazione rossa).

Step

Dopo aver separato la soluzione di cromato, in questo passaggio **si identifica il cromo**.

Si acidifica la soluzione con acido acetico fino a $\text{pH} \sim 5$, e poi si tratta a freddo con soluzione di ioni Pb^{2+} . Si ha la seguente reazione:



Colore del precipitato: (completare)