

## **LA CHIMICA IN LABORATORIO: PROPOSTA PER UNA ESERCITAZIONE**

**G. Giacomo Guilizzoni**

**Rivista: «Didattica delle Scienze»**

**10/1994**

*L'Autore illustra un metodo di analisi qualitativa sperimentato in un Istituto Tecnico Industriale.*

In un corso teorico-pratico di chimica di base, anche quando gli insegnanti proiettano diapositive o videocassette, e persino quando eseguono esperienze, talvolta gli allievi appaiono distratti e demotivati. L'interesse per la materia aumenta quando gli studenti hanno la possibilità di eseguire personalmente le esperienze di laboratorio ma non si può ancor parlare di entusiasmo. Gli studenti delle scuole secondarie ad indirizzo chimico, affrontando le prime esercitazioni di analisi chimica qualitativa, sono invece fortemente motivati; è visibile la soddisfazione, e nei più ingenui persino la gioia, quando l'analisi del campione ricevuto risulta esatta.

Fatte queste ovvie considerazioni, si riporta un metodo semplificato di analisi qualitativa, messo a punto da di scrive e sperimentato per anni, con risultati positivi, nel biennio propedeutico dell'ITS «Cobianchi» di Verbania (VB).

Il materiale necessario è in genere reperibile anche nei laboratori più modestamente attrezzati. Non disponendo di un determinato reattivo analitico o non volendolo usare ritenendolo pericoloso, l'insegnante può semplicemente omettere la ricerca di un determinato ione.

Non è previsto l'uso dell'acido solfidrico.

Il campione da analizzare è costituito da un solo sale (tab. 1).

Si suggerisce la sequenza:

1) Ad ogni studente si assegna un sale.

- 2) Gli studenti eseguono le prove rigidamente nell'ordine indicato dal metodo, onde evitare errori dovuti a interferenze, fino a trovare prima il catione e poi l'anione.
- 3) Anzichè stendere una relazione scritta, come è d'uso, gli studenti comunicano verbalmente il risultato all'insegnante il quale esigerà, se errato, la ripetizione delle prove fino a che l'analisi risulterà esatta. L'esperienza insegna che l'allievo, al momento in cui apprende di avere sbagliato, si impegna ancor più nel lavoro... sperando in cuor suo in un errore commesso dall'insegnante quando gli ha consegnato il campione.
- 4) Soltanto quando l'analisi risulta esatta, ogni studente stende subito una breve relazione e illustra il lavoro svolto ai compagni. A questo punto l'insegnante può intervenire con domande di carattere teorico. E' una buona occasione per richiamare i concetti fondamentali di chimica (tab.2), senza stancare gli allievi con raffiche di formule e reazioni chimiche.

Tab.1. Sali consigliati, facilmente reperibili

	Al	Ba	Bi	Ca	Co	Cr	Cu	Fe	K	Mg	Mn	Na	NH <sub>4</sub>	Ni	Pb	Sn	Zn
acetato	*	*		*	*	*	*		*	*	*	*	*	*	*		*
carbonato		*	*	*	*		*		*	*	*	*	*	*	*		*
bromuro				*					*	*		*	*				
cloruro	*	*		*	*	*	*	*	*	*	*	*	*	*	*	*	*
diidrogenofosfato									*			*	*				
fosfato	*								*			*	*				
idrogenocarbonato									*			*					
idrogenofosfato				*					*			*	*				
ioduro				*					*			*	*				
nitrato	*	*	*	*	*	*	*	*	*	*	*	*		*	*		*
nitrito									*			*					
solfo	*			*	*	*	*	*	*	*	*	*	*	*			*
solfito									*			*					

Prima di iniziare le esercitazioni sarebbe consigliabile preparare i reattivi insieme agli studenti, illustrandone la pericolosità. E' il momento di insegnare agli studenti l'interpretazione dei segnali di pericolo posti sull'etichetta dei prodotti chimici: il marchio di pericolosità e la simbologia relativa alla natura dei rischi specifici e dei consigli di prudenza.

Tab. 2. Richiami di chimica.

Protolisi	3.2. 4.3.1.	3.8.1. 4.3.2.	4.1.1. 4.3.3.	4.1.2. 4.5.1.	4.1.3. 4.5.2.	4.2. 4.6
Ossidoriduzione	3.3.2. 4.3.2.	3.3.3. 4.3.3.	3.3.4. 4.5.4.	3.7. 4.5.5.	3.8.2.	4.1.4.
Precipitazione	3.3.	3.5.	3.8.3.	3.8.4.	4.5.	
Complessazione	3.3.1.	3.4.1.	3.4.2.	3.8.1.	3.8.2.	3.8.5.
Spettro di emissione	3.1.	3.7.				

## 1. Materiale

Lampada Bunsen.  
 Crogiolo di porcellana ( $\varnothing$  2,5-3 cm).  
 Tubo contagocce.  
 Beuta (100 ml).  
 Imbuto ( $\varnothing$  3-4- cm).  
 Cartine al tornasole.  
 Cartine indicatrici del pH (5,5-9 e 9,5-13).  
 Tubi da saggio (140×14 cm).  
 Spruzzetta in polietene (500 cm<sup>3</sup>).  
 Vetro da orologio ( $\varnothing$  3-4- cm).  
 Mortaio.  
 Filo di nichelcromo.

## 2. Reattivi

(compresi i reagenti del commercio necessari per la loro preparazione)

*Acido acetico glaciale* del commercio. (Corrosivo).  
*Acido acetico* ~2M. 120 ml di acido acetico glaciale si diluiscono con acqua a 1 l.  
*Acido cloridrico conc.* del commercio. (Corrosivo).  
*Acido cloridrico* ~2M. 200 ml di acido cloridrico conc. si diluiscono con acqua a 1 l. (Irritante).  
*Acido fosforico conc.* del commercio. (Corrosivo).  
*Acido nitrico conc.* del commercio. (Corrosivo).  
*Acido nitrico* ~2M. 150 ml di acido nitrico conc. si diluiscono con acqua a 1 l.  
*Acido ossalico* ~0,5M. Soluzione acquosa contenente 6 g/l di H<sub>2</sub>C<sub>2</sub>O<sub>4</sub>·2H<sub>2</sub>O. (Irritante).  
*Acido solforico conc.* del commercio. (Corrosivo).  
*Acido solforico dil* ~2M. In una capsula di porcellana contenente 500-600 ml di acqua si versano lentamente e agitando con un termometro, proteggendosi gli occhi, ~60 ml di acido solforico conc. (Gli studenti potranno verificare il forte aumento della temperatura. E' l'occasione per ribadire che è molto pericoloso versare acqua nell'acido solforico conc.). Dopo raffreddamento si porta la soluzione a 1 l con acqua. (Irritante)

*Acqua ossigenata a 12 vol.* Si trova in commercio oppure si diluisce con acqua l'acqua ossigenata a 120 vol. (corrosivo) in rapporto 1:10. Si conserva in bottiglie di polietene.

*Alessandri-Ganassini, reattivo di.* Soluzione satura di fenolo in acido cloridrico conc. Agitare prima dell'uso. Nella stagione fredda il fenolo può cristallizzare: porre la bottiglia in acqua calda. (Corrosivo).

*Alizarina S.* Soluzione acquosa allo 0,2 % di alizarina solfosodica.

*Ammoniaca conc.* del commercio. (Corrosivo).

*Ammoniaca ~ 2M.* 120 ml di ammoniaca si diluiscono con acqua a 1 l. (Irritante).

*Ammonio cloruro crist.*

*Ammonio molibdato.* ~ 15 di g ammonio molibdato di sciogliono in 100 ml di una soluzione 1:1 di acido nitrico conc. e acqua. Si conserva in bottiglia di vetro scuro ma con il tempo si altera.

*Argento nitrato.* Soluzione acquosa contenente ~ 17 g/l di AgNO<sub>3</sub>. Si conserva in bottiglia di vetro scuro.

*Bario cloruro.* Soluzione acquosa contenente ~ 52 g/l di BaCl<sub>2</sub>·2H<sub>2</sub>O.

*Cloroformio* del commercio (Nocivo).

*DEA.* ~ 10 g di N-dietilanilina si mescolano con ~50 ml di acqua e si aggiunge, lentamente e agitando, tanto acido solforico conc. fino a dissoluzione dell'ammina. Dopo raffreddamento si porta a 100 ml con acqua. (Tossico).

*Dimetilgliossima.* Soluzione allo 0,12 % di dimetilgliossima (diacetildiossima), in etanolo 95°.

*Fenolftaleina.* Soluzione all'1 % in etanolo-acqua 1:1.

*Fucsina.* Soluzione acquosa allo 0,03 %.

*Magneson.* Soluzione allo 0,01 % di magneson I (o di magneson II) in sodio idrossido ~ 2M.

*Metilarancio.* Soluzione acquosa allo 0,1 %.

*Novelli, reattivo di.* ~ 3 g di resorcinolo si sciogliono in 100 ml di acqua, si aggiungono 1-2 g di ferro(III) cloruro e si riscalda fino a che il colore da violetto diventa giallognolo. (Nocivo).

*Potassio cromato.* Soluzione acquosa al 5 % di K<sub>2</sub>CrO<sub>4</sub>.

*Potassio esacianoferrato(II).* Soluzione acquosa al 5 %. (Si può rimarcare che mentre i cianuri sono fortemente tossici, gli esacianoferrati alcalini non sono nemmeno classificati tra i prodotti nocivi essendo i complessi Fe(CN)<sub>6</sub><sup>4-</sup> e Fe(CN)<sub>6</sub><sup>3-</sup> molto stabili.

*Potassio periodato.* ~ 10 g di KIO<sub>3</sub> si sciogliono in ~ 500 ml di acqua, riscaldando; dopo raffreddamento si aggiungono, lentamente e agitando, ~ 400 ml di acido fosforico conc.

*Potassio perossolfato crist.* (Comburente).

*Potassio tiocianato.* Soluzione acquosa all'1 % di KSCN. (Nocivo).

*Sale nitroso R.* Soluzione acquosa allo 0,3 %.

*Sodio carbonato ~ M.* Soluzione acquosa al 10 % di Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>. Si conserva in bottiglia di polietene (o di vetro ma con tappo di gomma).

*Sodio idrogenosolfato crist.* (Corrosivo).

*Sodio idrossido* ~2 M. Soluzione acquosa all'8 %. Si conserva in bottiglia di polietene (o di vetro ma con tappo di gomma). (Corrosivo).

*Sodio ipoclorito*. Si diluisce con acqua la candeggina del commercio in rapporto 1:50. Poco stabile.

*Tiourea*. Soluzione acquosa al 5 % (Tossico).

*Zinco in granelli piccoli*.

### 3. Ricerca del catione

**3.1. Prova alla fiamma.** Si bagna il filo di nichelcromno, saldato ad una bacchettina di vetro, con acido cloridrico conc., contenuto in un vetro da orologio e si porta sulla fiamma; se il filo è pulito la fiamma non si deve colorare anche dopo ripetute immersioni nell'acido cloridrico. Si umetta il filo con HCl, si tocca una **piccola quantità di campione, posta su un vetro da orologio**, e si porta nella fiamma.

Colorazione gialla persistente: presenza di **sodio**.

Colorazione viola persistente: presenza di **potassio**.

Colorazione verde o azzurra brillante: presenza di **rame**.

Colorazione giallo-rossastra: probabile presenza di **calcio**, che sarà confermata nella prova 3.8.4.

Colorazione verde pallida: probabile presenza di **bario**, che sarà confermata nella prova 3.8.3.

**Anni orsono, in un laboratorio di una grande industria chimica lombarda, si è verificata una esplosione, con feriti gravi, per due motivi apparentemente banali. L'etichetta di alcuni flaconi di reagenti risultava quasi illeggibile. Per analizzare una di queste sostanze, una analista ha tentato di eseguire la prova alla fiamma, introducendo un filo di platino caldo nella sostanza contenuta nel recipiente, anzichè prelevarne un piccolo campione. Si trattava di perossido di benzoile, esplosivo.**

**3.2.** Si riscalda leggermente un poco di campione con ~1 ml di sodio idrossido 2M: il caratteristico odore dell'ammoniaca indica la presenza del catione **ammonio**  $\text{NH}_4^+$ .

**3.3.** Le prove seguenti si eseguono soltanto se il campione è colorato. Si scioglie un poco di sostanza, riscaldando leggermente se necessario, in acqua o, se insolubile, in acido cloridrico 2M. Si riscalda leggermente, si aggiunge qualche cristallo di ammonio cloruro, indi ammoniaca 2M (o ammoniaca conc. se il campione è stato sciolto in acido cloridrico) goccia a goccia, fino a sentirne nettamente l'odore.

**3.3.1.** Quando si forma un precipitato rosso-mattone si filtra, si discioglie il precipitato in acido solforico 2M, riscaldando se necessario. Si aggiunge qualche goccia di potassio tiocianato: una colorazione rossa conferma la presenza del catione **ferro(III)**.

**3.3.2.** Quando si forma un precipitato verdastro si filtra, si discioglie il precipitato in acido solforico 2M riscaldando leggermente se necessario. Si aggiunge poca acqua ossigenata a 12 vol., si riscalda per qualche minuto e si aggiunge qualche goccia di potassio tiocianato: una colorazione rossa indica la presenza del catione **ferro(II)**.

**3.3.3.** Quando si forma un precipitato grigio-verde si filtra, si tratta il precipitato con una punta di spatola di potassio perossosolfato, ~ 1 ml di sodio idrossido 2M e 1-2 gc di argento nitrate. Si riscalda a lungo senza far bollire: la comparsa di una colorazione gialla indica la presenza del catione **cromo(III)**.

**3.3.4.** Quando il precipitato è bianco che però tende ad imbrunire al precipitato si aggiunge ~ 1 ml di potassio periodato e si riscalda: la comparsa di una colorazione violetta indica la presenza del catione **manganese(II)**.

**3.4.** Le prove si eseguono soltanto se il campione è colorato. Si scioglie un poco di sostanza, riscaldando leggermente se necessario, in acqua o, se insolubile, in cloridrico 2M. Si divide la soluzione in due parti.

**3.4.1.** Alla prima si aggiunge sodio idrossido 2M fino a precipitazione, indi acido acetico 2M fino a ridissoluzione del precipitato. Si aggiungono 2 gc

di sale nitroso R: la comparsa di una colorazione rossa indica la presenza del catione **cobalto(II)**.

**3.4.2.** Alla seconda si aggiunge ammoniaca 2M fino a sentirne l'odore indi qualche goccia di dimetilgliossima: un precipitato rosso indica la presenza del catione **nicelio(II)**.

**3.5.** Si scioglie un poco di sostanza, riscaldando leggermente se necessario, in acqua o, se insolubile, in acido cloridrico 2M. Si raffredda sotto un getto d'acqua: in presenza di piombo possono separarsi aghetti bianchi brillanti. In ogni caso si riscalda fino a che la soluzione torna limpida e si aggiunge qualche goccia di potassio cromato: un precipitato giallo indica la presenza del catione **piombo**.

**3.6.** Si scioglie un poco di sostanza, riscaldando leggermente se necessario, in acqua o, se insolubile, in acido cloridrico 2M, riscaldando se necessario. Si aggiunge qualche goccia di tiourea: la comparsa di una colorazione gialla indica la presenza del catione **bismuto**.

**3.7.** Si mette un poco di campione nel crogiolo, insieme a poco acido cloridrico conc. Si prepara una provetta ben pulita esternamente e piena di acqua fredda. Si introduce nel crogiolo un granello di zinco, si agita la miscela con la provetta e la si porta nel dardo di una bunsen: la comparsa di caratteristiche fiammelle azzurre indica la presenza del catione **stagno(II)**.

**3.8.** Si scioglie un poco di sostanza, riscaldando leggermente se necessario, in acqua o, se insolubile, in acido cloridrico 2M, riscaldando se necessario. Si divide la soluzione in cinque parti.

**3.8.1.** Alla prima si aggiungono 2 gc di alizarina S: la soluzione diventa gialla. Si aggiunge sodio idrossido 2M fino a colorazione viola e si acidifica con acido acetico 2M: se la soluzione diventa rossa o si forma un precipitato rosso è presente il catione **alluminio**. In assenza di alluminio, la soluzione ritorna gialla.

**3.8.2.** In una provetta si pongono alcune gocce di DEA, 2 gc di potassio esacianoferrato(III) e ~ 1 ml di acido solforico 2M. Nel reattivo così preparato si aggiunge la seconda parte della soluzione del campione: la formazione di un precipitato rosso indica la presenza del catione **zinco**.

**3.8.3.** Alla terza aliquota di soluzione si aggiunge sodio idrossido 2M fino a reazione basica ed eventuale comparsa di un lieve precipitato; si acidifica con acido acetico 2M e si aggiunge qualche goccia di potassio cromato: un precipitato giallo conferma (→ 3.1.) la presenza del catione **bario**.

**3.8.4.** Alla quarta aliquota di soluzione si aggiunge qualche cristallo di ammonio cloruro, indi qualche goccia di acido ossalico 0,5M: la formazione di un precipitato bianco che non scompare per diluizione con acqua conferma (→ 3.1.) la presenza del catione **calcio**,

**3.8.5.** Alla quinta aliquota di soluzione si aggiungono 1-2 gc di magnesio: la soluzione diventa gialla. Si aggiunge sodio idrossido 2M in eccesso: la comparsa di una colorazione o di un precipitato blu indica la presenza del catione **magnesio**. In assenza di magnesio la soluzione diventa viola.

#### **4. Ricerca dell'anione**

**4.1.** Si tratta una piccola quantità di campione con ~ 1 ml di acido solforico 2M, prima a freddo e poi riscaldando senza far bollire.

**4.1.1.** Uno sviluppo di gas incolore, inodore, con effervescenza, indica la presenza degli anioni **carbonato** o **idrogenocarbonato**. I carbonati di bario e di piombo reagiscono difficilmente formando i solfati insolubili per cui, avendo trovato bario o piombo, è consigliabile ripetere la prova sostituendo l'acido solforico 2M con acido acetico 2M.

**4.1.2.** Uno sviluppo di gas incolore di odore caratteristico soffocante indica la presenza degli anioni **solfito** o **idrogenosolfito**.

**4.1.3.** Uno sviluppo di gas incolore dall'odore caratteristico dell'aceto, poco percettibile, indica la presenza dell'anione **acetato**; sarà confermata nella prova 4.6.

**4.1.4.** Uno sviluppo di vapori giallo-rossi di odore caratteristico indica la presenza dell'anione **nitrito**.

**4.2.** Questa prova si esegue soltanto se la prova 4.1.1 è risultata positiva ed il campione è un sale alcalino. Una piccola quantità del campione si scioglie in acqua e si aggiunge una goccia di fenolftaleina: i **carbonati alcalini**, basi forti, colorano in rosso l'indicatore. Una colorazione rosa pallida può indicare la presenza di **idrogenocarbonati** alcalini.

**4.3.** Si tratta una punta di spatola del campione con una quantità di acido solforico conc. appena sufficiente per coprirlo. Si riscalda dolcemente, senza far bollire (PERICOLO!).

**4.3.1.** Uno sviluppo di vapori dal caratteristico odore di acido cloridrico indica la presenza dell'anione **cloruro**, che sarà confermata nelle prove 4.5.3. e 4.5.4.

**4.3.2.** Uno sviluppo di vapori rossi di odore soffocante indica la presenza dell'anione **bromuro**, che sarà confermata nelle prove 4.5.3. e 4.5.4.

**4.3.3.** Uno sviluppo di vapori violetti di odore soffocante indica la presenza dell'anione **ioduro**, che sarà confermata nelle prove 4.5.3. e 4.5.4.

**4.4.** Una piccola quantità di sostanza si tratta con poco acido solforico conc. indi si aggiungono 1-2 gc del reattivo di Alessandri-Ganassini (PERICOLO!): la comparsa di gocce oleose verdi o violette indica la presenza dell'anione **nitrate**.

#### **4.5. Ricerche di altri anioni**

1) Il campione è solubile in acqua e sono presenti soltanto i cationi sodio, potassio o ammonio. In questo caso si prepara una certa quantità di soluzione acquosa del campione, in cui si ricercheranno gli anioni seguenti.

2) Il campione è insolubile in acqua o è solubile ma sono presenti cationi diversi da sodio, potassio, ammonio. In questo caso si fa bollire un poco di campione, per almeno cinque minuti, con sodio carbonato 2M, operando in una beuta: precipitano i carbonati e/o gli idrossidi dei cationi non alcalini che interferirebbero le ricerche degli anioni. Si lascia raffreddare e si filtra. Nella soluzione, basica per l'eccesso di sodio carbonato, si procede alla ricerca degli anioni seguenti. Quasi sempre si deve acidificare: l'acido deve essere aggiunto molto lentamente per impedire uno sviluppo tumultuoso di diossido di carbonio.

**4.5.1.** Si acidifica un'aliquota di soluzione con acido cloridrico conc. e si aggiunge qualche goccia di bario cloruro: un precipitato bianco, fine, che non si ridiscioglie per diluizione con acqua, indica la presenza degli anioni **solfato** o **idrogenosolfato**. Per distinguere i solfati dagli idrogenosolfati alcalini, ad un'aliquota di soluzione di aggiungono 1-2 gc di metilarancio: se l'indicatore vira al rosso è presente l'anione **idrogenosolfato**.

**4.5.2.** Si acidifica un'aliquota della soluzione con acido nitrico conc., si riscalda a ~ 40 °C e si aggiunge un eccesso di ammonio molibdato: un precipitato giallo indica la presenza degli anioni **fosfato**, **idrogenofosfato** o **diidrogenofosfato**. Per distinguere i fosfati di sodio e potassio si possono usare le cartite indicatrici del pH.

a) Un goccia di soluzione acquosa si pone su un pezzettino di cartina pH 5,5-9: se la cartina diventa gialla, il campione è un **diidrogenofosfato** (debolmente acido,  $\text{H}_2\text{PO}_4^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HPO}_4^{2-} + \text{H}_3\text{O}^+$ ).

b) Un goccia di soluzione acquosa si pone su un pezzettino di cartina pH 9,5-13: se la cartina diventa arancione il campione è un **idrogenofosfato** (basico,  $\text{HPO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{PO}_4^- + \text{OH}^-$ ); se diventa violetta è un **fosfato** (fortemente basico,  $\text{PO}_4^{3-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HPO}_4^{2-} + \text{OH}^-$ ).

**4.5.3.** Si acidifica un'aliquota di soluzione con acido nitrico conc. e si aggiunge qualche goccia di argento nitrato 0,1M: un precipitato bianco

conferma la presenza dell'anione **cloruro**; un precipitato giallo può indicare la presenza di bromuri o ioduri.

**4.5.4.** Se nella prova precedente si è ottenuto un precipitato giallo, si acidifica, in una provetta, un' aliquota di soluzione con acido solforico 2M, si aggiunge un poco di cloroformio indi qualche goccia di sodio ipoclorito. Si chiude il tubo da saggio con il dito (proteggendolo con un quadratino di film plastico) e si agita energicamente. Se il solvente si colora in giallo è presente lo ione **bromuro**, se si colora in violetto è presente lo ione **ioduro**.

**4.5.5.** Ad un' aliquota di soluzione (basificata con sodio idrossido 2M se il campione è risultato solubile in acqua) si aggiunge qualche goccia di fucsina: se il reattivo si decolora (riduzione del colorante a leucobase) sono presenti gli anioni **solfito** o **idrogenosolfito**.

**4.5.6.** Si acidifica un' aliquota di soluzione con acido acetico 2M e si aggiunge qualche goccia del reattivo di Novelli: una colorazione verde, labile, indica la presenza dello ione **nitrito**.

**4.6.** Un poco di campione si macina nel mortaio con qualche cristallino di potassio idrogenosolfato: l'odore caratteristico dell'acido acetico, poco percettibile nella prova 4.1.3. indica la presenza dello ione **acetato**.

## 5. Commenti alle prove

3.2. I sali di ammonio, trattati con una base forte, liberano ammoniaca:



3.3. Nelle soluzioni acquose di ammoniaca si stabilisce l'equilibrio  $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$ . Lo ione idrossido forma, con  $\text{Fe}^{3+}$ ,  $\text{Fe}^{2+}$ ,  $\text{Cr}^{3+}$ ,  $\text{Mn}^{2+}$ , rispettivamente  $\text{Fe}(\text{OH})_3$  rosso-bruno;  $\text{Fe}(\text{OH})_2$  verde, bruno in superficie venendo ossidato dall'aria a  $\text{Fe}(\text{OH})_3$ ;  $\text{Cr}(\text{OH})_3$ , verdastro;  $\text{Mn}(\text{OH})_2$  bianco che all'aria imbrunisce ossidandosi a  $\text{MnO}(\text{OH})$ .

3.3.1. La colorazione rossa è dovuta alla formazione del complesso esatiocianoferrato(III),  $\text{Fe}(\text{SCN})_6^{3-}$ .

3.3.2. L'acqua ossigenata ossida il ferro(II) a ferro(III):  $\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$ ;  $\text{Fe}^{2+} \rightarrow \text{Fe}^{3+} + \text{e}^-$ .

3.3.3. Il sodio perossosolfato ossida, in soluzione basica, il ione cromo(III)

ad anione cromato, giallo:  $S_2O_8^{2-} + e \rightarrow 2SO_4^{2-}$  ;  $Cr(OH)_3 + 5OH^- \rightarrow CrO_4^{2-} + 4H_2O + 3e$ .

3.3.4. Il potassio periodato, in soluzione acida, ossida il catione manganese ad anione permanganato, violetto:  $IO_4^- + 8e + 8H^+ \rightarrow I^- + 4H_2O$ ;  $Mn^{2+} + 4H_2O \rightarrow MnO_4^- + 8H^+ + 5e$ .

3.4.1. I sali di cobalto, con il sale nitroso R (sodio 1-nitroso-2-naftol-3,6-disolfonato), in soluzione acida per acido acetico, formano un chelato rosso.

3.4.2. I sali di nichelio, in soluzione basica per ammoniaca, con dimetilgliossima formano un chelato rosso.

3.5. Il piombo cloruro,  $PbCl_2$ , è poco solubile a freddo e molto a caldo. Il precipitato giallo è piombo cromato,  $PbCrO_4$ .

3.8.1. L'alizarina è un indicatore acido/base, giallo in soluzione acida e violetto in soluzione basica; con l'alluminio forma un chelato rosso.

3.8.2. La dietilanilina è ossidata lentamente dal potassio esacianoferrato(III)

( $Fe(CN)_6^{3-} + e \rightarrow Fe(CN)_6^{4-}$ ) formando un colorante rosso. In presenza di zinco, precipitando zinco esacianoferrato(II),  $Zn_2Fe(CN)_6$ , la reazione diventa rapida.

3.8.3. In soluzione acida per acido acetico i sali di bario, con potassio cromato, formano un precipitato di bario cromato  $BaCrO_4$ , giallo.

3.8.4. In soluzione basica per ammoniaca, i sali di calcio, con lo ione ossalato  $C_2O_4^{2-}$ , formano un precipitato bianco di calcio ossalato,  $CaC_2O_4$ .

3.8.5. Il magnesone (nitrobenzenazoresorcinolo, o magnesone I; nitrobenzenazo-1-naftolo o magnesone II) è un indicatore acido/base, giallo in soluzione acida e viola in soluzione basica; con il catione magnesio forma un chelato blu.

4.1.1. Carbonati e idrogenocarbonati, con gli acidi, sviluppano diossido di carbonio:  $CO_3^{2-} + 2H^+ \rightarrow H_2CO_3 \rightarrow H_2O + CO_2$ ;  $HCO_3^- + H^+ \rightarrow H_2CO_3 \rightarrow H_2O + CO_2$ .

4.1.2. Solfiti e idrogenosolfiti, con gli acidi, sviluppano diossido di zolfo:  $SO_3^{2-} + 2H^+ \rightarrow H_2SO_3 \rightarrow H_2O + SO_2$ ;  $HSO_3^- + H^+ \rightarrow H_2SO_3 \rightarrow H_2O + SO_2$ .

4.1.3. Gli acetati, con gli acidi forti, sviluppano acido acetico:  $CH_3COO^- + H^+ \rightarrow CH_3COOH$ .

4.1.4. I nitriti, con gli acidi, liberano acido nitroso instabile ( $\text{NO}_2^- + \text{H}^+ \rightarrow \text{HNO}_2$ ), che subisce una dismutazione:  $\text{NO}_2^- + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$ ;  $\text{NO}_2^- + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NO}_3^- + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^-$ . Si sviluppa quindi ossido di azoto NO incolore il quale, all'aria, si ossida a diossido di azoto  $\text{NO}_2$ , giallo-rosso:  $2\text{NO} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{NO}_2$ .

4.2. Lo ione carbonato e una base forte:  $\text{CO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HCO}_3^- + \text{OH}^-$ ; lo ione idrogenocarbonato è una base debole:  $\text{HCO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{CO}_3 + \text{OH}^-$ . La zona di viraggio della fenolftaleina (incolore in soluzione acida, rossa in soluzione basica) si trova a pH 8,2-9,8 per cui l'indicatore vira al rosso soltanto con le basi forti.

4.3.1. I cloruri, con acido solforico conc., sviluppano acido cloridrico:  $\text{Cl}^- + \text{H}^+ \rightleftharpoons \text{HCl}$ . L'acido cloridrico è un acido forte ma l'equilibrio si sposta a destra essendo l'acido solforico conc. poco volatile e l'acido cloridrico gassoso.

4.3.2. I bromuri, con acido solforico conc., sviluppano acido bromidrico incolore:  $\text{Br}^- + \text{H}^+ \rightleftharpoons \text{HBr}$ . L'acido bromidrico è un acido forte ma l'equilibrio si sposta a destra essendo l'acido solforico conc. poco volatile e l'acido bromidrico gassoso. L'acido solforico agisce anche da ossidante per cui si sviluppa vapori di bromo, rossi:  $\text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow \text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ ;  $2\text{Br}^- \rightarrow \text{Br}_2 + 2\text{e}^-$ .

4.3.3. Gli ioduri, con acido solforico conc., sviluppano acido iodidrico incolore:  $\text{I}^- + \text{H}^+ \rightleftharpoons \text{HI}$ . L'acido iodidrico è un acido forte ma l'equilibrio si sposta a destra essendo l'acido solforico conc. poco volatile e l'acido iodidrico gassoso. L'acido solforico agisce anche da ossidante per cui si sviluppa vapori di iodio, violetti:  $\text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow \text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ ;  $2\text{I}^- \rightarrow \text{I}_2 + 2\text{e}^-$ .

4.4. Le gocce verdi o violette sono nitrofenoli.

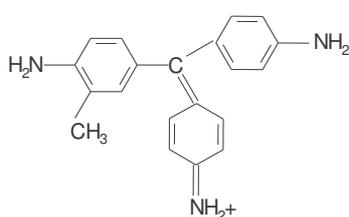
4.5.1. Il precipitato fine è bario solfato,  $\text{BaSO}_4$ , insolubile in acqua. Quando la soluzione contiene troppo acido cloridrico, lo ione  $\text{Cl}^-$  in comune potrebbe far precipitare lo stesso bario cloruro (in cristallini che si disciolgono aggiungendo acqua). Lo ione solfato  $\text{SO}_4^{2-}$  è aprotico mentre lo ione idrogenosolfato è un acido forte:  $\text{HSO}_4^- + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{SO}_4^{2-} + \text{H}_3\text{O}^+$ . La zona di viraggio del metilarancio (rosso in soluzione acida, giallo in soluzione basica) si trova a pH 3,1-4,4 per cui l'indicatore vira al rosso con gli acidi forti.

4.5.2. Il precipitato giallo è ammonio fosfomolibdato,  $(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4 \cdot 12\text{MoO}_3$ .

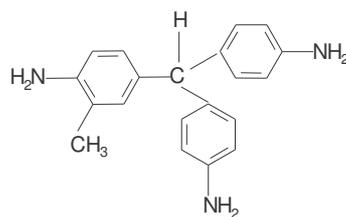
4.5.3. Gli ioni alogenuri, con il catione argento, formano i rispettivi cloruri  $\text{AgCl}$ ,  $\text{AgBr}$  e  $\text{AgI}$ , insolubili negli acidi.

4.5.4. Avvengono le reazioni di ossidoriduzione:  $\text{Cl}_2 + 2\text{e} \rightarrow 2\text{Cl}^-$ ;  $2\text{Br}^- \rightarrow \text{Br}_2 + 2\text{e}$ ;  $2\text{I}^- \rightarrow \text{I}_2 + 2\text{e}$ . Il bromo e lo iodio liberati, essendo più solubili nel cloroformio che nell'acqua, si concentrano nel solvente e compare il loro colore.

4.5.5. La fucsina, o rosanilina, è un colorante del trifenilmetano.



fucsina



leucobase

