

Esperienza n°1

PREPARAZIONE DI SOLUZIONI A VARIA CONCENTRAZIONE PER PESATA E PER DILUIZIONE ESPERIENZE DI ANALISI QUALITATIVA DI VARIE SPECIE CHIMICHE

PRIMA PARTE: preparazione di soluzioni a varia concentrazione per pesata e per diluizione

Scopo: familiarizzare con l'attrezzatura e le tecniche necessarie alla preparazione di soluzioni per pesata e diluizione.

Materiale, apparecchiature e reattivi necessari:

3 matracci tarati da 100.0 mL con tappo normalizzato, vetrino d'orologio, pipette di Pasteur con tettarella, spruzzetta con acqua distillata, pipetta da 10.0 mL con propipetta, imbuto, becher, spatolina, bilancia analitica, provette, portaprovette, agitatore magnetico.



1) Preparazione di una soluzione per pesata di CuSO_4 0.08000 M del volume di 100.0 mL. $\text{mm CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O} = 249.69$

E' necessario preparare una soluzione 0.08000 M di 100.0 mL di volume totale:

in essa sono presenti: $\text{mol} = M \times V = 0.08000 \times 0.1000 = 0.008000$

dunque si devono pesare: $\text{g da pesare} = \text{mm} \times \text{mol} = 249.69 \times 0.008000 = 1.9975 \text{ g}$

Lavare un vetrino d'orologio ed un matraccio tarato da 100.0 mL.

- Adoperando una bilancia analitica, pesare sul vetrino d'orologio 1.9975 g di $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$.
- Trasferire quantitativamente il soluto nel matraccio tarato da 100.0 mL usando un imbuto.
- Con una spruzzetta aggiungere H_2O fino a circa $\frac{3}{4}$ del volume, tappare ed agitare vigorosamente e capovolgendo il matraccio, fino allo scioglimento totale del soluto.
- Aggiungere H_2O fino alla tacca di riferimento adoperando la spruzzetta o una pipetta di Pasteur.

Non immergere mai la punta della pipetta di Pasteur nella spruzzetta perché si potrebbe inquinare il contenuto. Mettere invece l'acqua in un becher e prelevare con la pipetta da questo.

- Agitare ed aggiungere eventualmente ancora qualche goccia di H_2O in caso di contrazione di volume.

2) Preparazione di una soluzione di CuSO_4 0.01600 M del volume di 100.0 ml per diluizione dalla soluzione 0.08000 M.

Per fare una diluizione occorre trasferire un certo V_1 prelevato dalla soluzione madre con concentrazione M_1 in un matraccio di dato V_2 a cui si aggiunge H_2O fino alla tacca di riferimento per raggiungere la concentrazione finale M_2 desiderata.

Il numero di moli **prelevate** dalla soluzione 1 (mol_1) che vengono introdotte nel matraccio **non cambia con la diluizione**; $\text{mol}_1 = \text{mol}_2$.

Dal recipiente contenente la soluzione di concentrazione M_1 si preleva una certa aliquota V_1 che si mette nel recipiente con volume V_2 . Alla fine si porta a volume e si ottiene la concentrazione voluta M_2 .



Poiché mol di una soluzione = $M \times V$ e $\text{mol}_1 = \text{mol}_2$ ne consegue che

$$M_1 \times V_1 = M_2 \times V_2$$

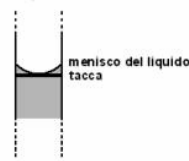
Si deve introdurre nel matraccio da 100.0 mL una certa aliquota della soluzione 1) (madre) di CuSO_4 **0.08000 M** ed aggiungere H_2O in modo che il volume totale della soluzione sia 100.0 mL e la sua concentrazione 0.01600 M.

$$M_1 = 0.08000$$

$$M_2 = 0.01600$$

V_1 = volume incognito da prelevare

$$V_2 = 100.0 \text{ ml}$$



Dall'equazione sopra: $0.08000 \times X_{\text{ml}} = 0.01600 \times 100.0_{\text{ml}}$ $X = 20.00 \text{ ml}$.

Dunque si devono prelevare 20.00 mL della soluzione 1) e metterli in un matraccio tarato con V 100.0 mL ed aggiungere H_2O fino alla tacca.

- Lavare un matraccio tarato da 100.0 mL ed una pipetta da 10.0 mL munita di propipetta.
- Svinare con un po' della soluzione 1) un piccolo becher che va riempito con qualche mL della medesima soluzione.
- Svinare la pipetta da 10.0 mL con la soluzione contenuta nel becher.
- Usando la pipetta, prelevare 2 volte 10.0 mL esatti di soluzione 1) e metterli nel matraccio tarato.
- Aggiungere H_2O nel matraccio tarato fino alla tacca di riferimento senza superarla.
- Conviene aggiungere le ultime gocce con una pipetta Pasteur o con una spruzzetta munita di riduttore di flusso.
- Agitare molto bene.

3) Preparazione di una soluzione di CuSO_4 0.003200 M del volume di 100.0 ml per diluizione dalla soluzione 0.01600 M.

Dalle considerazioni sopra espote, si devono prelevare 20.00 mL della soluzione 2, metterli in un matraccio tarato da 100.0 mL ed aggiungere H_2O fino alla tacca di riferimento.

- Lavare un matraccio tarato da 100.0 mL ed una pipetta da 10.0 mL munita di propipetta.
- Svinare con un po' della soluzione 2) un piccolo becher che va riempito con qualche mL della medesima soluzione.
- Svinare la pipetta da 10.0 mL con la soluzione contenuta nel becher.
- Usando la pipetta, prelevare 2 volte 10.0 mL esatti di soluzione 2) e metterli nel matraccio tarato.
- Aggiungere H_2O nel matraccio tarato fino alla tacca di riferimento senza superarla.
- Conviene aggiungere le ultime gocce con una pipetta Pasteur o con una spruzzetta munita di riduttore di flusso.
- Agitare molto bene.

Conservare queste 3 soluzioni per esperienze successive.

SECONDA PARTE: esperienze di analisi qualitativa di varie specie chimiche

Scopo: provare una serie di reazioni chimiche caratteristiche per il riconoscimento di specie chimiche inorganiche.

Apparecchiature

Munirsi di una dozzina di provette, un portaprovette, spruzzetta con acqua distillata, una decina di pipette Pasteur in vetro o plastica con tettine, qualche becher di dimensioni medie.

Reattivi adoperati

Soluzioni di concentrazione circa 2 M contenute in bottigliette di Ranvier etichettate da 50 o 100 mL messe sui banchi: 1)FeSO₄, 2)FeCl₃, 3)K₃[Fe(CN)₆], 4)K₄[Fe(CN)₆], 5)KSCN, 6)NaCl, 7)KBr, 8)KI, 9)AgNO₃, 10)NH₄OH, 11)NaOH, 12)HCl.

Soluzioni sotto cappa: H₂SO₄ 6 M.



Attenzione: accertarsi della pulizia delle provette, altrimenti pulirle prima con scovolino e detersivo e successivamente sciacquarle con acqua di rubinetto ed acqua distillata.

L'acqua distillata va tenuta nelle spruzzette di plastica e da queste va prelevata.

Non tappare le provette con le dita quando si agitano dato che molti composti chimici sono tossici o velenosi e perfino mortali e possono essere assorbiti attraverso la pelle.

Attenzione all'uso del AgNO₃: il sale è tossico e in caso di contatto con la pelle si osserva una macchia che passa dal marrone al nero e che permane per qualche giorno.

Vengono di seguito riportati alcuni esempi da verificare e da discutere criticamente valutando per ogni esperienza:

- colore iniziale della soluzione e sua eventuale variazione;
- formazione di precipitati e loro dissoluzione;
- il riscaldarsi o raffreddarsi delle provette;
- evolversi di gas.

Scrivere e bilanciare tutte le reazioni che avvengono, dare il giusto nome a tutti i composti, e valutare i cambiamenti degli stati di ossidazione dei vari elementi implicati.

1) FERRO

Gli ioni Fe possono essere in stato di ossidazione +2 o +3. In entrambi gli stati di ossidazione lo ione reagisce con reattivi specifici.

In questa prima esperienza si osserveranno e confronteranno i comportamenti di tali ioni con alcuni reattivi.

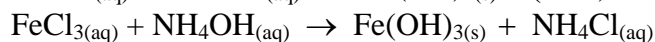
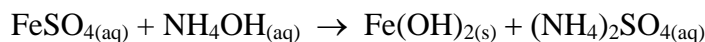
a) Dopo aver identificato due provette con un segno di pennarello, aggiungere in una di esse alcune gocce della soluzione di FeSO₄ (Fe²⁺) e nell'altra alcune gocce di FeCl₃ (Fe³⁺) contenuti nelle bottigliette di Ranvier.

Aggiungere in ciascuna provetta una piccola aliquota di acqua distillata ed agitare a mano o con l'agitatore automatico per diluire.

Mettere qualche goccia della soluzione di NH₄OH in ciascuna delle due provette finché si osserva la formazione di un precipitato.

Vengono sotto riportate le reazioni che avvengono, appositamente non bilanciate:

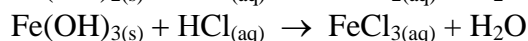
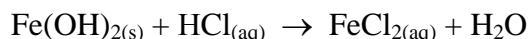
lo studente deve bilanciare correttamente tutte le reazioni di tutte le esperienze che descrive nelle relazioni.



Di che colore è il precipitato e che aspetto possiede ?

Osservare e descrivere la differenza di colore e consistenza tra $\text{Fe}(\text{OH})_2$ e $\text{Fe}(\text{OH})_3$.

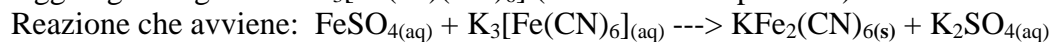
Ad entrambe le soluzioni aggiungere successivamente qualche goccia di HCl ed agitare finché il precipitato si ridiscioglie.



(di che colore sono le soluzioni o i precipitati ?)

b) Mettere in una provetta qualche goccia di FeSO_4 e poi diluire con acqua.

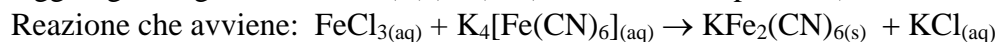
Aggiungere 2 gocce di $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{III})(\text{CN})_6]$ (ferricianuro di potassio).



$\text{KFe}_2(\text{CN})_6$ (di che colore è ?) chiamato azzurro di Turnbull ed ha composizione incerta in cui sono presenti sia sali di Fe^{2+} che Fe^{3+}

c) Mettere in una provetta qualche goccia di FeCl_3 e poi diluire con acqua.

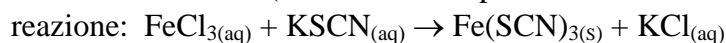
Aggiungere 2 gocce di $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{II})(\text{CN})_6]$ (ferrocianuro di potassio).



Il $\text{KFe}_2(\text{CN})_6$ che si ottiene è detto azzurro di Berlino o Blu di Prussia ed è identico all'azzurro di Turnbull.

d) Fe^{3+} reagisce con i solfocianuri per dare soluzioni intensamente colorate:

Mettere in una provetta 2 gocce di FeCl_3 , diluire con acqua ed aggiungere alcune gocce di soluzione di KSCN (solfocianuro di potassio o tiocianato di potassio).



$\text{Fe}(\text{SCN})_{3(\text{s})}$ è il solfocianuro ferrico o solfocianuro di $\text{Fe}(\text{III})$

e) Provare la stessa reazione sul FeSO_4 . Quali differenze si osservano rispetto al FeCl_3 ?

2) ALOGENI

Gli anioni Cl^- , Br^- e I^- si riconoscono perché in presenza dello ione Ag^+ formano i composti poco solubili AgCl , AgBr ed AgI rispettivamente.

a) Mettere in 3 diverse provette alcune gocce delle soluzioni di NaCl , KBr e KI e diluire con acqua.

Aggiungere a ciascuna provetta 3 gocce della soluzione di AgNO_3 :

si osserva nei tre casi la formazione di precipitato di diverso colore.



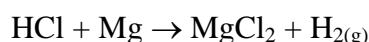
Aggiungere alla soluzione contenente AgCl alcune gocce di NH₄OH conc sotto cappa fino alla dissoluzione del precipitato.

AgCl in presenza di NH₄OH si scioglie per formazione dello ione complesso Ag⁺ diammino.
$$\text{AgCl}_{(s)} + \text{NH}_4\text{OH}_{(aq)} \rightarrow [\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]_{(aq)}^+ + \text{Cl}_{(aq)}^- + \text{H}_2\text{O}$$

Verificare tale reazione anche sugli altri 2 precipitati.

3) MAGNESIO

Potentissimo riducente: metterne un pezzettino in una provetta e coprirlo totalmente con qualche goccia di HCl: si nota la formazione di bolle di idrogeno ed il consumo di Mg.

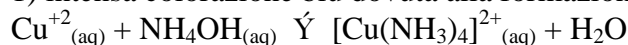


4) RAME

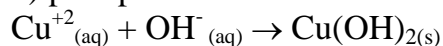
Mettere qualche goccia delle 3 soluzioni di CuSO₄ preparate precedentemente in 3 provette ed aggiungere a ciascuna qualche goccia della soluzione di NH₄OH senza agitare.

Si osserva la formazione di 3 strati nell'ordine dall'alto in basso:

1) intensa colorazione blu dovuta alla formazione dello ione complesso rame-tetrammino 2+.



2) precipitato bianco-azzurro dovuto alla formazione di Cu(OH)_{2(s)}.



3) CuSO_{4(aq)} che non ha reagito perché il precipitato Cu(OH)₂ ha impedito il contatto tra CuSO₄ e NH₄OH.

ESPERIENZE COLLETTIVE EFFETTUATE DAI DOCENTI

A) I carbonati reagiscono con gli acidi forti per dare CO₂ gassosa:



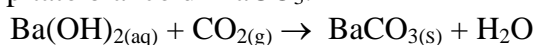
Quest'ultima reazione è dimostrata collettivamente per la dissoluzione di alcune pietre di natura carsica (ricche di carbonati) con HCl.

Un pallone a tre colli viene fissato con una pinza ad un supporto. Al primo collo viene collegato un imbuto gocciolatore con compensatore di pressione contenente una soluzione di HCl 10 M. Al secondo collo viene collegato un raccordo normalizzato per portagomma. A questi viene collegato un tubo di plastica che a sua volta è collegato con un gorgogliatore in vetro che pesca in una soluzione satura di Ba(OH)₂.

Attraverso il terzo collo vengono introdotte alcune rocce nel pallone e successivamente il collo viene tappato.

L'HCl viene fatto scendere goccia a goccia sulle pietre provocando la reazione sopra scritta.

Si può evidenziare che il gas formato è CO₂ perché facendolo gorgogliare nella soluzione di Ba(OH)₂ si forma un precipitato bianco di BaCO₃.



È possibile ottenere la % in peso del CaCO₃ contenuto nelle pietre nel seguente modo:

- 1) si pesano le pietre all'inizio,
- 2) si aggiunge HCl fino a completa dissoluzione delle pietre,

3) si filtra il BaCO_3 ottenuto alla fine, lo si asciuga e lo si pesa.
Se l'agente limitante è la CO_2 prodotta, è facile ricavare il risultato richiesto.

