

## 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 (sono disponibili da 250.0, 100.0 o 50.0 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 $\text{CuSO}_4$ 0.08000 M** **Esempio per un matraccio 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.

a) Adoperando una bilancia analitica, pesare sul vetrino d'orologio 1.9975 g di  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ .

b) Trasferire quantitativamente il soluto nel matraccio tarato da 100.0 mL usando un imbuto.

c) Con una spruzzetta aggiungere  $\text{H}_2\text{O}$  fino a circa  $\frac{3}{4}$  del volume, tappare ed agitare vigorosamente e capovolgendo il matraccio, fino allo scioglimento totale del soluto.

d) Aggiungere  $\text{H}_2\text{O}$  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.

e) Agitare ed aggiungere eventualmente ancora qualche goccia di  $\text{H}_2\text{O}$  in caso di contrazione di volume.

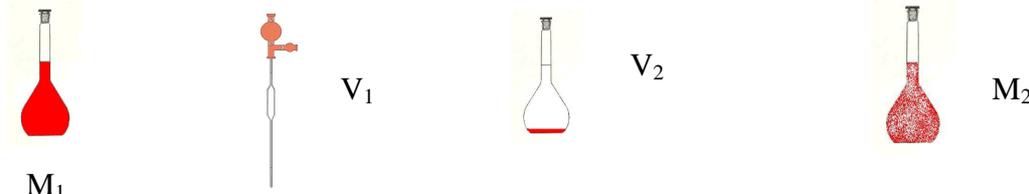
#### 2) **Preparazione di una soluzione di $\text{CuSO}_4$ 0.01600 M per diluizione dalla soluzione 0.08000 M**

**Esempio per un matraccio del volume di 100.0 ml**

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**;  $mol_1 = mol_2$ .

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  $mol_1 = mol_2$  ne consegue che

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

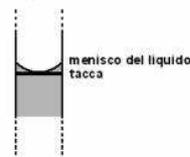
Si deve introdurre nel matraccio da 100.0 mL una certa aliquota della soluzione 1) (madre) di  $CuSO_4$  **0.08000 M** ed aggiungere  $H_2O$  in modo che il volume totale della soluzione sia 100.0 mL e la sua concentrazione 0.01600 M.

$$M_1 = 0.08000$$

$$M_2 = 0.01600$$

$V_1$  = volume incognito da prelevare

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



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

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 per diluizione dalla soluzione 0.01600 M.

#### Esempio per un matraccio del volume di 100.0 ml

Dalle considerazioni sopra esposte, 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.

- d) Usando la pipetta, prelevare 2 volte 10.0 mL esatti di soluzione 2) e metterli nel matraccio tarato.
- e) Aggiungere H<sub>2</sub>O nel matraccio tarato fino alla tacca di riferimento senza superarla.
- f) Conviene aggiungere le ultime gocce con una pipetta Pasteur o con una spruzzetta munita di riduttore di flusso.
- g) 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)FeSO<sub>4</sub>, 2)FeCl<sub>3</sub>, 3)K<sub>3</sub>[Fe(CN)<sub>6</sub>], 4)K<sub>4</sub>[Fe(CN)<sub>6</sub>], 5)KSCN, 6)NaCl, 7)KBr, 8)KI, 9)AgNO<sub>3</sub>, 10)NH<sub>4</sub>OH, 11)NaOH, 12)HCl.

Soluzioni sotto cappa: H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> 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 AgNO<sub>3</sub>: 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:

- a) colore iniziale della soluzione e sua eventuale variazione;
- b) formazione di precipitati e loro dissoluzione;
- c) il riscaldarsi o raffreddarsi delle provette;
- d) 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.

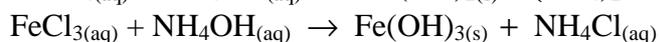
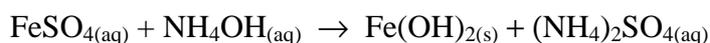
a) Dopo aver identificato due provette con un segno di pennarello, aggiungere in una di esse alcune gocce della soluzione di  $\text{FeSO}_4$  ( $\text{Fe}^{2+}$ ) e nell'altra alcune gocce di  $\text{FeCl}_3$  ( $\text{Fe}^{3+}$ ) contenuti nelle bottigliette di Ranvier.

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  $\text{NH}_4\text{OH}$  in ciascuna delle due provette finché si osserva la formazione di un precipitato.

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

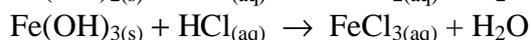
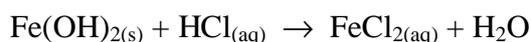
**lo studente deve bilanciare correttamente tutte le reazioni di tutte le esperienze che descrive nelle relazioni.**



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  $\text{HCl}$  ed agitare finché il precipitato si ridiscioglie.



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

b) Mettere in una provetta qualche goccia di  $\text{FeSO}_4$  e poi diluire con acqua.

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

Reazione che avviene:  $\text{FeSO}_{4(\text{aq})} + \text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]_{(\text{aq})} \rightarrow \text{KFe}_2(\text{CN})_{6(\text{s})} + \text{K}_2\text{SO}_{4(\text{aq})}$

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

c) Mettere in una provetta qualche goccia di  $\text{FeCl}_3$  e poi diluire con acqua.

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

Reazione che avviene:  $\text{FeCl}_{3(\text{aq})} + \text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]_{(\text{aq})} \rightarrow \text{KFe}_2(\text{CN})_{6(\text{s})} + \text{KCl}_{(\text{aq})}$

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

Mettere in una provetta 2 gocce di  $\text{FeCl}_3$ , diluire con acqua ed aggiungere alcune gocce di soluzione di  $\text{KSCN}$  (solfocianuro di potassio o tiocianato di potassio).

reazione:  $\text{FeCl}_{3(\text{aq})} + \text{KSCN}_{(\text{aq})} \rightarrow \text{Fe}(\text{SCN})_{3(\text{s})} + \text{KCl}_{(\text{aq})}$

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

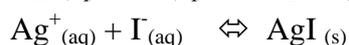
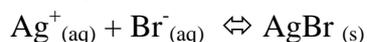
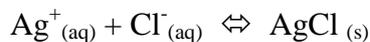
e) Provare la stessa reazione sul  $\text{FeSO}_4$ . Quali differenze si osservano rispetto al  $\text{FeCl}_3$  ?

## 2) ALOGENI

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

**a)** Mettere in 3 diverse provette alcune gocce delle soluzioni di  $\text{NaCl}$ ,  $\text{KBr}$  e  $\text{KI}$  e diluire con acqua.

Aggiungere a ciascuna provetta 3 gocce della soluzione di  $\text{AgNO}_3$ : si osserva nei tre casi la formazione di precipitato di diverso colore.



Aggiungere alla soluzione contenente  $\text{AgCl}$  alcune gocce di  $\text{NH}_4\text{OH}$  conc sotto cappa fino alla dissoluzione del precipitato.

$\text{AgCl}$  in presenza di  $\text{NH}_4\text{OH}$  si scioglie per formazione dello ione complesso  $\text{Ag}^+$  diammino.



Verificare tale reazione anche sugli altri 2 precipitati.

### 3) RAME

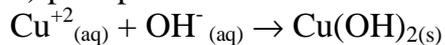
Mettere qualche goccia delle 3 soluzioni di  $\text{CuSO}_4$  preparate precedentemente in 3 provette ed aggiungere a ciascuna qualche goccia della soluzione di  $\text{NH}_4\text{OH}$  senza agitare.

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  $\text{Cu}(\text{OH})_{2(\text{s})}$ .



3)  $\text{CuSO}_{4(\text{aq})}$  che non ha reagito perché il precipitato  $\text{Cu}(\text{OH})_2$  ha impedito il contatto tra  $\text{CuSO}_4$  e  $\text{NH}_4\text{OH}$ .

