

soluzioni

Soluzione: definizioni e tipologie

- Una **soluzione è una miscela omogenea** (i.e. la sua composizione e le sue proprietà sono uniformi in ogni parte del campione) di due o più sostanze formate da ioni o molecole.
- Le soluzioni possono esistere **in ognuno dei tre stati della materia**: gas, liquido o solido.
- Il **solvente** è il componente presente in quantità **maggiore** o che determina lo stato della materia in cui la soluzione esiste.
- Il **soluto** è un componente presente in quantità **minore**.
 - **Soluzioni gassose**: in genere i gas possono mescolarsi in tutte le proporzioni per dare soluzioni gassose
 - **Soluzioni liquide**: sono le più comuni e sono ottenute nella maggior parte dei casi sciogliendo un gas o un solido in un liquido. Sono comuni anche le soluzioni liquido-liquido (possono non essere miscibili in tutte le proporzioni)
 - **Soluzioni solide**: sono principalmente leghe di due o più metalli. Le leghe di mercurio (l'unico metallo liquido) con altri metalli sono chiamate amalgame e possono essere sia liquide che solide)

Soluzioni e Concentrazione

Quando sciogliamo una sostanza in un liquido chiamiamo soluto la sostanza e solvente il liquido.

La miscela omogenea risultante è nota come soluzione.

Con concentrazione si intende la quantità di soluto sciolta in una quantità standard di soluzione (o solvente).

MOLARITA': $M = \text{moli soluto} / \text{dm}^3 \text{ soluzione}$

MOLALITA': $m = \text{moli soluto} / \text{kg solvente}$

NORMALITA': $N = \text{eq soluto} / \text{dm}^3 \text{ soluzione}$; non più usata, **bandita dalla IUPAC**

Concentrazione: altri modi per esprimerla

Frazione di massa: $w_S = \text{grammi di } S / \text{grammi totali}$

Percentuale in peso (o massa): $\% \text{ m/m} = w_S * 100$

Frazione di volume: $\phi^V_S = \text{Volume di } S / \text{Volume totale}$

Percentuale in volume: $\% \text{ V/V} = \phi^V_S * 100$

Frazione molare: $x_S = \text{numero di moli di } S / \text{numero di moli totali}$

$x = \text{frazione molare}$

ppm = mg soluto / kg soluzione = μg soluto / g soluzione

ppb = μg soluto / kg soluzione = ng soluto / g soluzione

Solubilità

- **Soluzione satura** = soluzione contenente la massima quantità di soluto che il solvente è in grado di sciogliere a quella data temperatura.
- **Solubilità di un soluto in un solvente** = concentrazione della soluzione satura (viene di solito espressa in moli/l, ma si può trovare anche espressa in g/l o nelle altre forme in cui viene espressa la concentrazione).

La **solubilità di una sostanza in un'altra** può essere spiegata sulla base di due fattori:

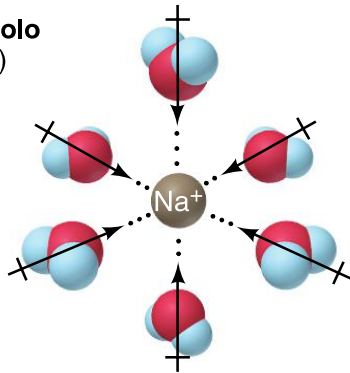
1. Una naturale tendenza al disordine (**fattore entropico**). E' praticamente l'unico fattore ad agire nel caso dei gas (ideali) che sono miscibili in tutte le proporzioni.
2. Forze intermolecolari di attrazione tra le molecole delle due sostanze (**fattore energetico**). Chiamando A le molecole di una sostanze e B quelle dell'altra, se la media delle attrazioni A-A e B-B è superiore all'attrazione A-B le due sostanze non tendono a mescolarsi. La solubilità di un soluto in un solvente dipende da un bilancio fra questi due fattori.

Soluzioni e Forze Intermolecolari

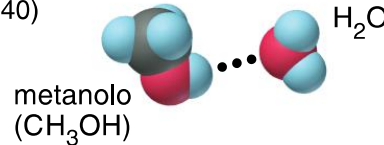
Quando si forma una soluzione, le attrazioni soluto-soluto e solvente-solvente vengono **sostituite** dalle attrazioni **soluto-solvente**.

Questo avviene solo se le forze esistenti all'interno del soluto e del solvente sono **simili** a quelle che le sostituiscono.

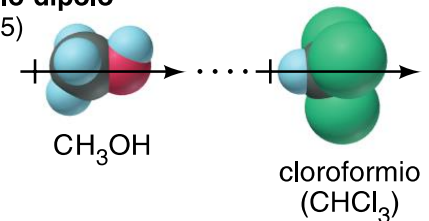
forza
ione-dipolo
(40–600)



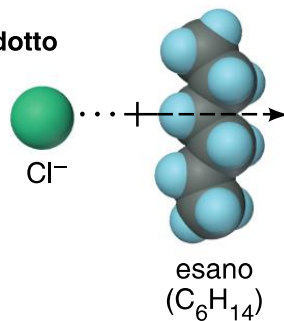
legame
idrogeno
(10–40)



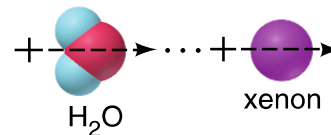
forza
dipolo-dipolo
(5–25)



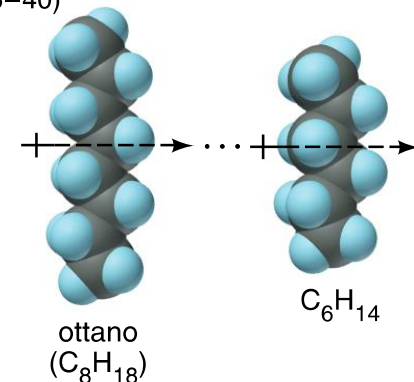
forza
ione-dipolo indotto
(3–15)



forza
dipolo-dipolo indotto
(2–10)



forza
di dispersione
(0,05–40)



Solubilità e elettroliti

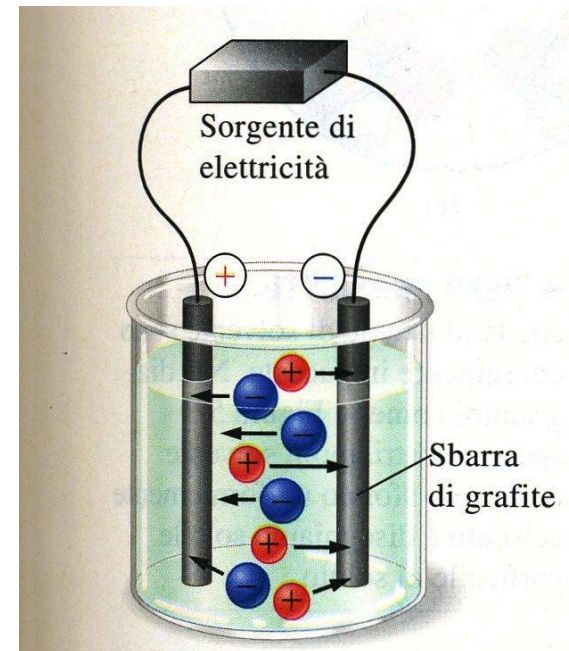
SOSTANZA SOLUBILE = si scioglie in misura apprezzabile in un determinato solvente

SOSTANZA INSOLUBILE = NON si scioglie in misura apprezzabile in un solvente

ELETTROLITI = Soluti che si dissociano in ioni in acqua rendendo la soluzione un buon conduttore di elettricità

Due bacchette di grafite, dette elettrodi, sono poste in soluzione. La sorgente di elettricità attira elettroni in una bacchetta e li spinge nell'altra generando su un elettrodo una carica negativa e sull'altro una carica positiva. In soluzione gli ioni positivi (cationi) e quelli negativi (anioni) sono attirati rispettivamente dall'elettrodo negativo e dall'elettrodo positivo.

La carica elettrica si sposta in soluzione grazie agli ioni.



Strong Electrolyte

Bulb is lit, showing solution conducts electricity well.

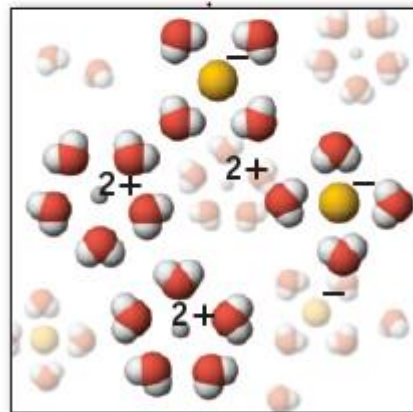
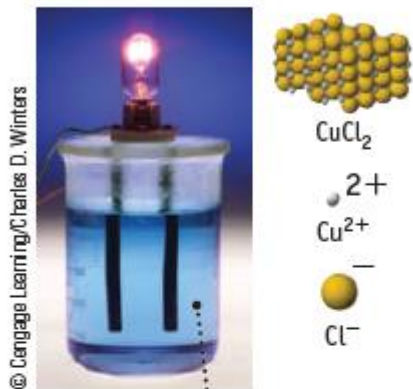


FIGURE 3.8a A strong electrolyte conducts electricity. CuCl_2 is completely dissociated into Cu^{2+} and Cl^- ions.

**si ionizza COMPLETAMENTE
in soluzione
e conduce BENE la corrente**

Weak Electrolyte

Bulb is dimly lit, showing solution conducts electricity poorly.

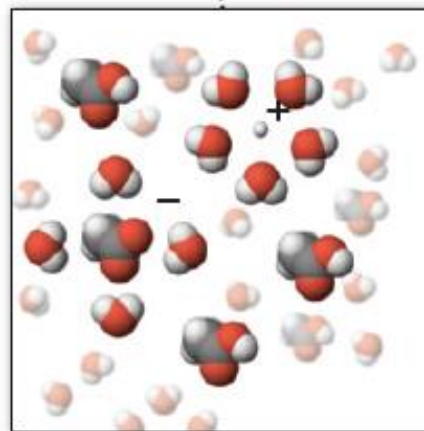


FIGURE 3.8C A weak electrolyte conducts electricity poorly because only a few ions are present in solution.

**si ionizza PARZIALMENTE
in soluzione
e conduce POCO la corrente**

Nonelectrolyte

Bulb is not lit, showing solution does not conduct.

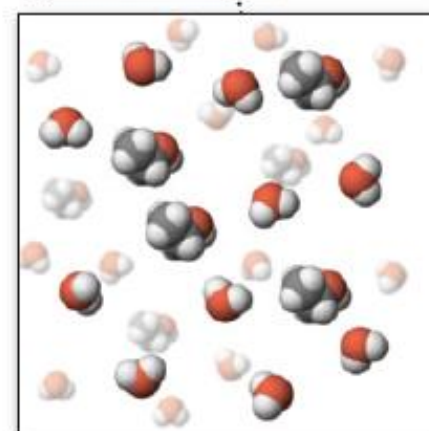


FIGURE 3.8B A nonelectrolyte does not conduct electricity because no ions are present in solution.

**NON si ionizza
in soluzione e
NON conduce la corrente**

Soluzioni e Molarità

Quando sciogliamo una sostanza in un liquido chiamiamo soluto la sostanza e solvente il liquido.

La miscela omogenea risultante è nota come soluzione.

Con concentrazione si intende la quantità di soluto sciolta in una quantità standard di soluzione (o solvente).

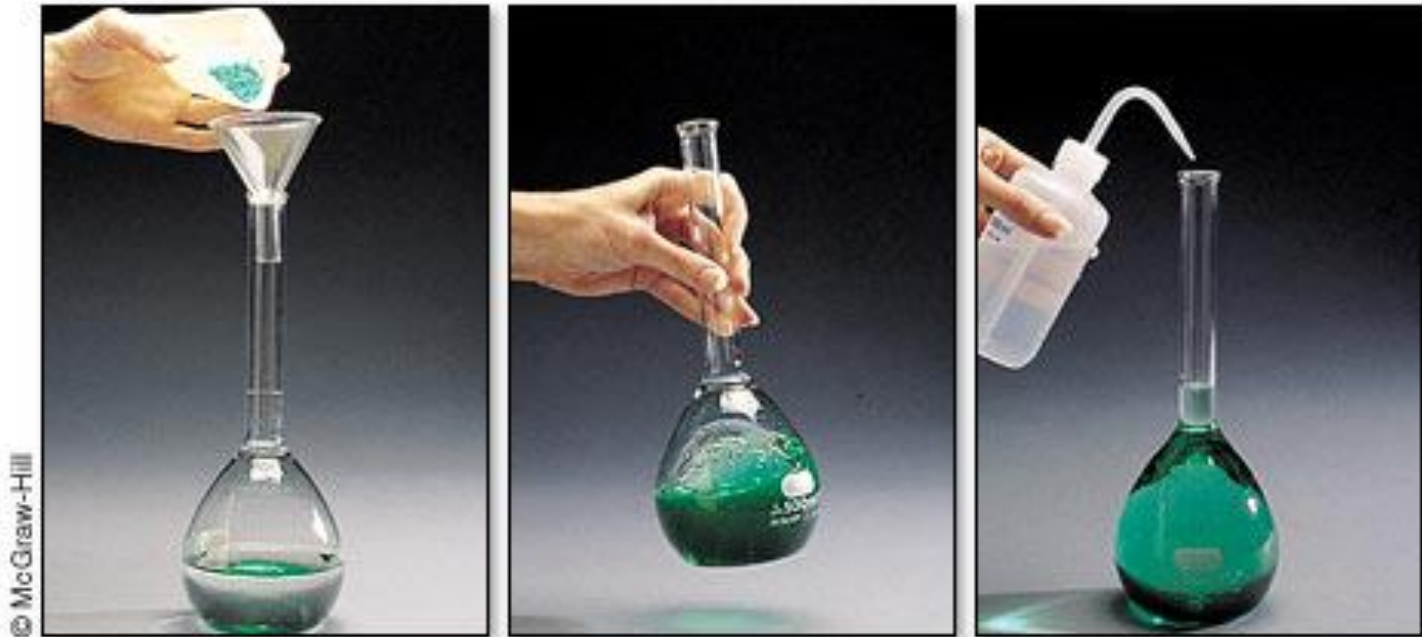
La **concentrazione molare (MOLARITA')** è definita come **moli di soluto per litro di soluzione**

$$\text{Molarità (M)} = \frac{\text{moli soluto}}{\text{litri soluzione}} \equiv \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

Una soluzione di NH_3 0,15 M contiene 0,15 moli di NH_3 in un litro di soluzione

Per preparare una soluzione 0,5 M di NaCl bisogna porre 0,5 moli di NaCl in un recipiente tarato di un litro e quindi aggiungere acqua fino al volume di un litro.

Per preparare una soluzione 0,5 M di K_2CrO_4 bisogna porre 0,5 moli di K_2CrO_4 in un recipiente tarato di un litro e quindi aggiungere acqua fino al volume di un litro.



$$\text{Molarity (M)} = \frac{\text{moles of solute}}{\text{L solution}}$$

Esempio

Quale è la molarità di una soluzione ottenuta sciogliendo 0,38 g di NaNO_3 fino ad un volume di 50 ml?

$$\text{mol}_{\text{NaNO}_3} = \frac{0,38 \text{ g}}{85,0 \text{ g/mol}} = 4,47 \times 10^{-3} \text{ mol}_{\text{NaNO}_3}$$

$$\text{molarità (M)} = \frac{4,47 \times 10^{-3} \text{ mol}_{\text{NaNO}_3}}{50 \times 10^{-3} \text{ L}} = 0,089 \text{ mol/L}$$

$$M = \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

$$\text{NaNO}_3 \text{ } 0,089 \text{ M}$$

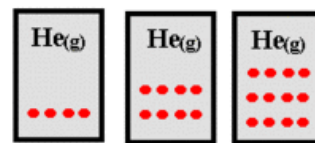


Same Molarity!

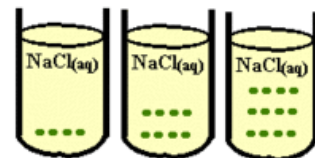


Same Molarity!

Attenzione!!!



Different Molarities!
(Gases occupy entire container)

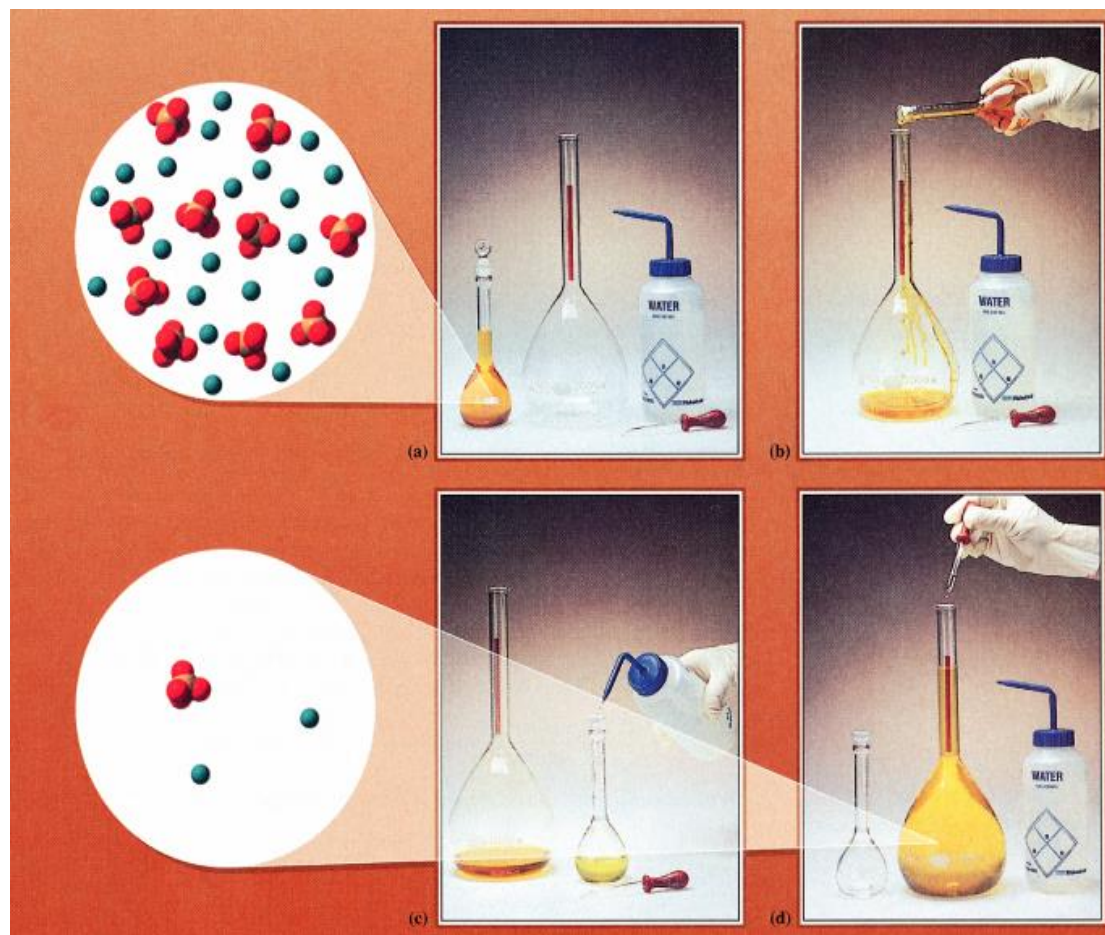


Different Molarities!

Diluizione

Si incontra spesso il problema di dover preparare una soluzione diluita a concentrazione data partendo da una soluzione più concentrata.

Es:
soluzione di
 K_2CrO_4



Diluizione

Nella diluizione **varia solo il volume del solvente**, mentre **le moli del soluto rimangono invariate**. Possiamo ricavare le moli del soluto da:

$$\text{Molarità (M)} = \frac{\text{moli soluto}}{\text{litri soluzione}} \quad \Rightarrow \quad \boxed{\text{moli soluto} = \text{Molarità} \times \text{litri soluzione}}$$

M_i = molarità iniziale M_f = molarità finale V_i = volume iniziale V_f = volume finale

Poiché anche diluendo le moli di soluto rimangono costanti si ha:

Moli iniziali = Moli finali

$$\boxed{M_i \times V_i = M_f \times V_f}$$

Ex 1

$M = ?$

H_2SO_4 13% $\frac{m}{m}$

$d = 1.090 \text{ g/mL}$
Tambien c

13 g H_2SO_4 : 100 g solución

$$n_{\text{mol}} = \frac{13 \text{ g}}{98 \text{ g/mol}} = 0.133 \text{ mol } H_2SO_4$$

$$d = \frac{m}{V}$$

$$V_{\text{sol}} = \frac{m_{\text{sol}}}{d_{\text{sol}}} = \frac{100 \text{ g}}{1.090 \text{ g/mL}} = 91.74 \text{ mL}$$

$\Downarrow \times 10^{-3}$

$$M = \frac{n_{\text{mol}}}{V(L)} = \frac{0.133 \text{ mol}}{0.09174 \text{ L}} = 1.45 \text{ M}$$

0.09174 L

①

EX2

NH_3 30.7% $\frac{m}{m}$

$d_{\text{sol}} = 0.890 \text{ g/mL}$

$M = ?$

30.7 g NH_3 : 100 g solution

$$\frac{30.7 \text{ g } \text{NH}_3}{17.0 \text{ g/mol}} = 1.80 \text{ mol } \text{NH}_3$$

$$V_{\text{sol}} = \frac{100 \text{ g}}{0.890 \text{ g/mL}} = 112.4 \text{ mL} \Rightarrow 0.1124 \text{ L}$$

$$M = \frac{\text{mol}}{V(\text{L})} = \frac{1.80 \text{ mol}}{0.1124 \text{ L}} = 16.0 \text{ M}$$

②

Ex 3

$$V_{\text{mL}} = ?$$

$$\text{HCl } 0.383 \text{ M}$$

$$16.2 \text{ g CaCO}_3$$



$$\begin{array}{ccc} \text{f} & \text{f} & \text{f} \\ 0.162 \cdot 2 & 0.162 \text{ mol} & \end{array}$$

$$\text{mol CaCO}_3 = \frac{16.2 \text{ g}}{100 \text{ g/mol}} = 0.162 \text{ mol CaCO}_3$$

$$1:2 = \text{mol CaCO}_3 : \text{mol HCl}$$

$$\begin{aligned} \text{mol HCl} &= (0.162 \cdot 2) \text{ mol} \\ &= 0.324 \text{ mol} \end{aligned}$$

$$M = \frac{\text{mol}}{V(L)}$$

$$V(L) = \frac{\text{mol}}{M} = \frac{0.324 \text{ mol}}{0.383 \frac{\text{mol}}{L}} = 0.846 \text{ L}$$

$$V_{\text{mL}} = 846 \text{ mL}$$

(2)

Ex 4

10.500 L $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ 12% m/m $d = 1.068 \text{ g/mL}$

ii) 86.5 mL $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ 31.8% m/m $d = 1.180 \text{ g/mL}$

$M_{\text{fin}} = ?$

$V_{\text{tot}} = (500 + 86.5) \text{ mL} = 586.5 \text{ mL} = 0.5865 \text{ L}$

i) $500 \text{ mL} \cdot 1.068 \text{ g/mL} = 534 \text{ g}$ MASSA di soluzione

$534 \text{ g} \cdot 0.12 = 64.1 \text{ g } (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$

ii) $86.5 \text{ mL} \cdot 1.180 \text{ g/mL} = 102.1 \text{ g}$

$102.1 \text{ g} \cdot 0.318 = 32.5 \text{ g } (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$

$M_{\text{f}} = \frac{0.732 \text{ mol}}{0.5865 \text{ L}} = 1.25 \text{ M}$

$m_{\text{f}} = \frac{(64.1 + 32.5) \text{ g}}{132 \text{ g/mol}} = 0.732 \text{ mol}$

(4)

Ex 5

- i) 1.20 L HCl 0.325 M
ii) 3.37 L HCl M = ?

$$M_f = 0.893 \text{ M}$$

$$M = ?$$

$$\underline{\underline{4.57 \text{ L}}}$$

$$\text{mol (i)} + \text{mol (ii)} = \text{mol tot HCl} = 0.893 \text{ M} \cdot V_{\text{tot}}$$

↓

↓

$$\left(1.20 \text{ L} \cdot 0.325 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \right) + \left(3.37 \text{ L} \cdot M \right) = 0.893 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 4.57 \text{ L}$$

$$M = 1.09 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

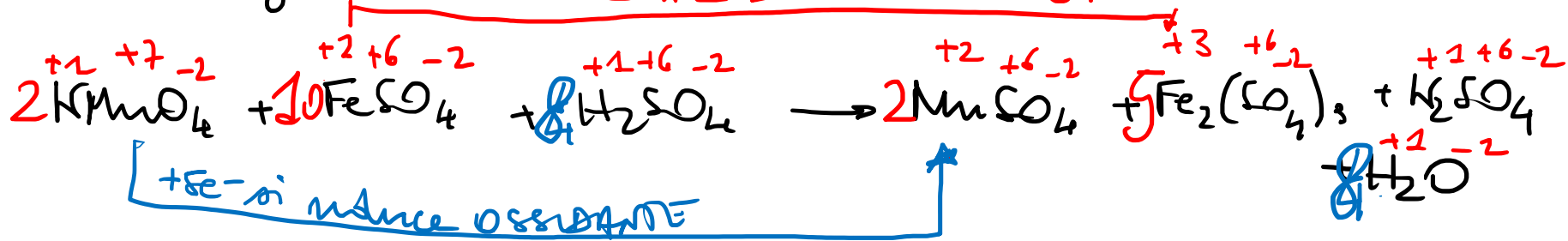
8

5x6

$V = ?$ KMnO_4 0.1 M

$$M = \frac{\text{mol}}{V} \Rightarrow V = \frac{\text{mol}}{M}$$

27.5 g FeSO_4 $-1e^- \times 2$ si oxidat K_2S .



$$\text{mol FeSO}_4 = \frac{27.5 \text{ g}}{151.8 \text{ g/mol}} = 0.181 \text{ mol FeSO}_4$$

$$10:2 = \text{mol FeSO}_4 : \text{mol KMnO}_4$$

$$\text{mol KMnO}_4 = 0.181 \text{ mol} \cdot 2/10 = 0.0362 \text{ mol KMnO}_4$$

$$V_{\text{KMnO}_4} = \frac{0.0362 \text{ mol}}{0.11 \text{ mol/L}} = 0.329 \text{ L}$$

6

Ex 7

$$V_{\text{HNO}_3} = ? \text{ (65\% m/m)} \quad d = 1.39 \text{ g/mL} \quad V = \frac{m}{d}$$

$$0.600 \text{ L HNO}_3 \quad 2.5 \text{ M}$$

$$\text{mol HNO}_3 = 0.600 \text{ L} \cdot 2.5 \frac{\text{mol}}{\text{L}} = 1.50 \text{ mol HNO}_3$$

$$\text{mol mix} = \text{mol final}$$

$$\text{mol mix} = 1.50 \text{ mol HNO}_3 \cdot 63.0 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 94.5 \text{ g HNO}_3 \text{ pure}$$

$$m_{\text{solution}} = \frac{94.5 \text{ g}}{0.65} = 145 \text{ g solution HNO}_3 \text{ 65\%}$$

$$V_{\text{sol}} = \frac{145 \text{ g}}{1.39 \text{ g/mL}} = 104 \text{ mL}$$

(7)