26) [**NOTA**: il tiosolfato viene ossidato a tetrationato; la soluz. acida contiene un eccesso di KI]

$$a\,KIO_3 + b\,KI + x\,H_2SO_4 \longrightarrow c\,I_2 + x\,H_2O + x\,K_2SO_4$$

eccesso

moli

$$a\,I_2 + b\,Na_2S_2O_3 \longrightarrow c\,Na_2S_4O_6 + d\,NaI$$

0.2982 g

35.62 mL
normalità = ?

Dalla prima reazione si ricava la quantità di iodio [non usare gli equivalenti].
dalla seconda la quantità di tiosolfato presente nei 35.62 mL necessari per titolare lo iodio [qui si possono usare gli equivalenti].

30) [**NOTA**: il termine "neutralizzazione" è ambiguo perchè qui assume il significato "per la completa titolazione dell'acido"].

20 mL

$H_2C_2O_4$
+
$Na_2C_2O_4$

NaOH neutralizza solo acido ossalico

$$\boxed{\begin{matrix} H_2C_2O_4 \\ Na_2C_2O_4 \end{matrix}} + 2\,NaOH \longrightarrow Na_2C_2O_4 + 2\,H_2O$$

n.mol $H_2C_2O_4$ = n.mol NaOH / 2 ➔ m(g) ➔ m(g)/$V_{(L)}$

MnO_4^- ossida tutto l'ossalato (acido + sale).

$$\boxed{\begin{matrix} H_2C_2O_4 \\ Na_2C_2O_4 \end{matrix}} + MnO_4^- \longrightarrow CO_2 + 2\,Mn^{2+}$$

n.eq.totali = n.eq. MnO_4^- ➔ n.mol.totali = n.eq.totali / a (per $C_2O_4^{2-}$ a =…)

n.mol $Na_2S_2O_3$ = n.mol.totali – n.mol $H_2C_2O_4$ ➔ m(g) ➔ m(g)/$V_{(L)}$

32) [**NOTA**: L'ozono si riduce a ossigeno e acqua in ambiente acido. Il tiosolfato viene ossidato a tetrationato]

15.3 mL 0.1N

$$a\,I_2 + b\,Na_2S_2O_3 \longrightarrow c\,Na_2S_4O_6 + d\,NaI$$ da bilanciare

moli

$$O_3 + 2\,I^- + 2\,H^+ \longrightarrow O_2 + I_2 + H_2O$$ già bilanciata

Dalla prima reazione, nota la quantità di Tiosolfato, si ricava lo iodio, quindi

n.mol O_3 = n.mol I_2 ➔ m(g) O_3 = n.mol · PM

$$m(g)\ di\ 3\ litri\ di\ aria = \frac{P \cdot V \cdot PM}{R \cdot T}$$ (PM aria = 29 u)

Adesso tutto è noto per calcolare le % in volume e in massa