

Corso di Chimica

Esercitazione 2

11 Marzo 2016

1. Problemi svolti

1.1 Problema

Trattando opportunamente 2,416 g dell'ossido MeO_2 si ottengono 1,677 g del metallo: si calcoli il peso atomico di questo.

(p.a: O = 16,00)

- Il peso formula può essere scritto come:

$$\text{peso formula}_{\text{MeO}_2} = \text{Me} + 2 \times 16 = \text{Me} + 32$$

- Da una mole di MeO_2 si ottiene una mole di Me e dunque si può scrivere la proporzione:

$$(\text{Me} + 32) : (\text{Me}) = 2,416 : 1,677$$

$$1,677 \times (\text{Me} + 32) = 2,416\text{Me}$$

$$53,664 = 0,739\text{Me}$$

$$\text{Me} = 72,60$$

1.2 Problema

Un idrocarburo di peso formula $p.f. = 78,05$ contiene il 92,25 % di carbonio. Se ne scriva la formula.

(p.a: C = 12,00)

- Gli idrocarburi sono composti organici che contengono soltanto atomi di carbonio ed idrogeno. Se la percentuale di carbonio presente nella molecola in esame é 92,25% quella dell'idrogeno sarà $100 - 92,25 = 7,75\%$. Le percentuali indicano i rapporti in peso secondo cui C ed H sono combinati nella molecola in esame. Dividendo ciascuno dei pesi di C ed H per il rispettivo peso atomico, i rapporti in peso si trasformano in rapporti fra i numeri di atomi C,H presenti nel composto:

$$C = \frac{92,25}{12} = 7,68$$

$$H = \frac{7,75}{1,008} = 7,68$$

- Dividendo gli indici ottenuti per il minore di essi, non se ne alterano i rapporti. La formula empirica del composto in esame è CH. Il peso formula di CH vale 13,008 e poiché il composto ha peso formula 78,05, la formula molecolare di questo è pari a 6 volte:

$$\frac{78,05}{13,008} = 6$$



1.3 Problema

Grammi 0,235 di un ossido di stagno Sn_xO_y , riscaldati in corrente di idrogeno lasciano un residuo di 0,185 g di Sn metallico. Si scriva la formula empirica dell'ossido. (*p.a.* Sn = 118,7 ; *p.a.* O = 16,00).

- H ad alta T reagisce con l' O dell' SnO e forma H_2O che viene asportata allo stato di vapore dalla stessa corrente di H. Il peso di O contenuto nei 0,235 g di ossido è dato dalla differenza:

$$\text{pesoO} = \text{pesoossido} - \text{pesoSn} = 0,235 - 0,185 = 0,050\text{g}$$

- Pertanto nell'ossido Sn_xO_y , 0,05 g O sono combinati con 0,185 g Sn, e una semplice proporzione consente di conoscere quanto ossigeno è combinato con una mole di Sn:

$$0,050 : 0,185 = x : 118,7$$

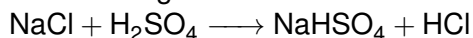
$$x = \frac{0,050 \times 118,7}{0,185} = 32\text{g}$$

- Il peso atomico dell'ossigeno è 16, quindi 32 g di ossigeno (2 moli di atomi di O) sono combinati con una mole di Sn. La formula empirica dell'ossido Sn_xO_y è perciò:



1.4 Problema

Cloruro di sodio e acido solforico reagiscono secondo la reazione:



Si calcoli quanti grammi di HCl possono ottenersi dalla reazione di 10,00 g di NaCl con 10,00 g di H_2SO_4 .

(p.f.: NaCl = 58,45 ; H_2SO_4 = 98,08 ; HCl = 36,46)

- La reazione mostra che NaCl e H_2SO_4 reagiscono equimolecolarmente.:

$$\text{moliNaCl} = \frac{10}{58,45} = 0,171\text{moli}$$

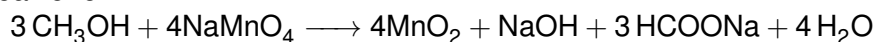
$$\text{moliH}_2\text{SO}_4 = \frac{10}{98,08} = 0,101\text{moli}$$

- Le moli di H_2SO_4 sono in difetto rispetto a quelle di NaCl, per cui saranno queste ad influenzare la quantità di HCl che si forma.

$$\text{HCl} = 36,46 \times 0,102 = 3,72\text{grammi}$$

1.5 Problema: Reattivo Limitante

Data la reazione:



Individuando il reattivo limitante, si calcolino quanti grammi di MnO_2 (p.f= 86,9) si possono ottenere facendo reagire 6,00 g di CH_3OH (p.f= 32,0) con 20,00 g di NaMnO_4 (p.f=141,9).

- Per prima cosa si calcolano il numero di moli dei composti CH_3OH e NaMnO_4 :

$$n_{\text{CH}_3\text{OH}} = \frac{6}{32} = 0,1875\text{moli}$$

$$n_{\text{NaMnO}_4} = \frac{20}{141,9} = 0,1409\text{moli}$$

- Poiché ogni 3 moli di metanolo (CH_3OH) ne servono 4 di permanganato di sodio (NaMnO_4) allora per 0,1875 ne servirebbero:

$$3 : 4 = 0,1875 : x$$

$$x = 0,25$$

- Essendo $x > 0,1409$ (disponibili) quindi CH_3OH è il reattivo in eccesso mentre NaMnO_4 è il reattivo limitante. Si consumerà tutto il permanganato, reagendo totalmente; il metanolo reagirà solo in parte rimanendone un pó.

$$n_{\text{MnO}_2} = 4 \text{ moli}$$

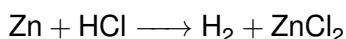
$$n_{\text{NaMnO}_4} = 0,1409 \text{ moli}$$

- da cui posso ricavarmi i grammi conoscendo il peso formula

$$m_{\text{MnO}_2} = 0,1409 \times 86,9 = 12,24 \text{ g}$$

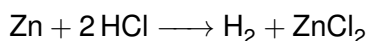
1.6 Problema: Reattivo Limitante

L'idrogeno può essere preparato per reazione tra lo zinco e l'acido cloridrico, secondo il processo:



Calcolare le quantità in grammi dei prodotti che si formano ponendo a reagire 2,42 g di Zn con 100 mL di soluzione acquosa di HCl contenente, in 1L, 0,5 mol di acido; calcolare inoltre i grammi del reagente in eccesso che vengono trasformati.

- Per prima cosa bisogna bilanciare la reazione:



- Si calcolino quindi il n di moli di Zn (65,4 uma):

$$n_{\text{Zn}} = \frac{2,42 \text{ g}}{65,4 \text{ g/mol}} = 0,037 \text{ moli}$$

- In 100 mL abbiamo:

$$n_{\text{HCl}} = \frac{0,5 \text{ mol}}{10} = 0,05 \text{ moli}$$

- Poiché la proporzione dei coefficienti stechiometrici dei reagenti è di 1:2 allora dovremo avere (HCl moli)

$$n_{\text{HCl}} = \text{moli}(\text{Zn}) \times 2 = 0,037 \times 2 = 0,074 \text{ moli}$$

- HCl è l'agente limitante. Non ci sono abbastanza moli per trasformare tutto lo Zn.
- Poiché abbiamo 0,05 moli di HCl secondo i rapporti stechiometrici dovremmo avere:

$$n_{\text{Zn}} = \frac{0,05 \text{ moli}}{2} = 0,025 \text{ moli}$$

$$\text{Moli in eccesso: } n_{\text{Zn}} = 0,037 \text{ moli} - 0,025 \text{ moli} = 0,012 \text{ moli}$$

- Quindi posso ricavarmi la massa dello Zn:

$$\text{Massa}(\text{Zn}) = n \text{ moli} \times PM = 0,012 \text{ moli} \times 65,4 \text{ g/mol} = 0,78 \text{ g}$$

- Le moli di Zn che reagiscono sono 0,025 moli. Dai coefficienti stechiometrici abbiamo un rapporto 1:1 tra Zn e i prodotti quindi si formano 0,025 moli di H₂ e di ZnCl₂. Quindi:

$$massa_{H_2} = 0,025 \text{ moli} \times 2 \text{ g/mol} = 0,05 \text{ g}$$

$$massa_{ZnCl_2} = 0,025 \times 163,3 \text{ g/mol} = 3,41 \text{ g}$$

1.7 Problema: Numero di Ossidazione

Il peso formula del solfato Me(SO₄)_x vale 161,45 e quello del cloruro allo stesso numero di ossidazione vale 136,29. Si calcoli il peso atomico di Me.
(p.a: S = 32,06 ; Cl = 35,45 ; O = 16,00)

- I dati del problema consentono di scrivere le due equazioni:

$$Me + (y \times 35,45) = 136,29 \quad (1.1)$$

$$Me + x \times (32,06 + 64) = 161,45 \quad (1.2)$$

- Il numero di ossidazione di una molecola è sempre 0. Quello di SO₄ è -2. Quindi:

$$MeCl_y \longrightarrow y - y = 0 \quad (1.3)$$

$$Me(SO_4)_x \longrightarrow y - 2x = 0 \quad (1.4)$$

- Dunque mettendo a sistema le equazioni 1.1, 1.2, 1.3 e 1.4 e con le opportune sostituzioni:

$$Me + 96x = 161,45$$

$$165,45 - 96x + 70,9x = 136,29$$

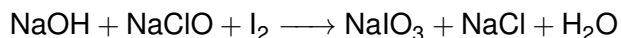
$$-25,1x = -25,1$$

$$x = 1 ; y = 2$$

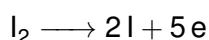
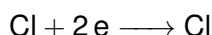
$$Me = 65,4 \text{ cioè lo zinco.}$$

1.8 Problema: Redox

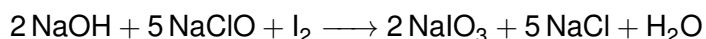
Data la seguente reazione si bilanci usando il metodo elettronico:



- si vede come cambiamo i n di ossidazioni delle specie coinvolte nella reazione:
- Il cloro passa da n ossidazione +1 a -1 . È la specie ridotta in quanto cede elettroni.
- Lo iodio , I_2 , passa da numero d'ossidazione 0 a numero d'ossidazione +5. Rappresenta la specie ossidata.

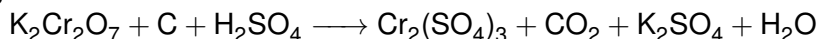


- Si eguagliano gli elettroni ceduti con quelli acquistati. La semireazione di ossidazione va moltiplicata per il numero di elettroni scambiati nella semi reazione di riduzione e vice versa. Inoltre, dove necessario, si bilanciano i coefficienti stechiometrici degli elementi. La reazione finale sarà:

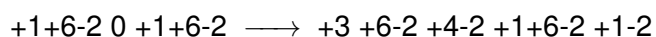


1.9 Problema: Redox

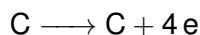
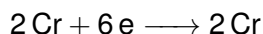
Data la seguente reazione si bilanci usando il metodo elettronico:



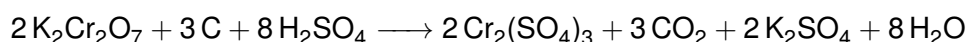
- Calcolo dei numeri di ossidazione:



- si vede come cambiamo i n di ossidazioni delle specie coinvolte nella reazione. Il cromo passa da numero di ossidazione +6 a +3. Rappresenta la specie ridotta in quanto cede elettroni. Il carbonio passa da numero di ossidazione 0 a +4. Rappresenta la specie ossidata in quanto acquista elettroni.



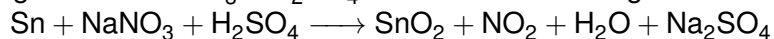
- Si eguagliano gli elettroni ceduti con quelli acquistati. La semi reazione di ossidazione va moltiplicata per il numero di elettroni scambiati nella semi reazione di riduzione e vice versa. La reazione finale sarà:



2. Problemi da svolgere

2.1 Problema

Lo stagno reagisce con NaNO_3 e H_2SO_4 in accordo con la seguente reazione:

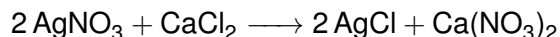


Calcolare il reagente limitante quando si fanno reagire 163 g di Sn con 450 ml di una soluzione di NaNO_3 al 48% ($d=1,12 \text{ g/ml}$) e con 680 g di soluzione di H_2SO_4 al 63% in peso.

Soluzione: [NaNO_3]

2.2 Problema

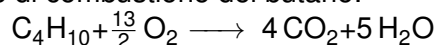
220g di nitrato di argento (AgNO_3) vengono aggiunti ad una soluzione contenente 98g di cloruro di calcio. Si forma cloruro di argento e nitrato di calcio. Individuare il reagente limitante e calcolare la quantità del reagente in eccesso che rimane non reagita e le quantità dei due prodotti che si formano nella reazione.



Soluzione: [$26,42\text{g}$; $\text{AgCl} = 184,91\text{g}$; $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2 = 105,83\text{g}$]

2.3 Problema

Data la seguente reazione di combustione del butano:

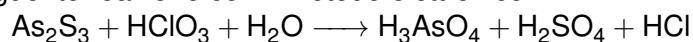


A partire da 1g di Butano e 1g di O_2 determinare quanti grammi di CO_2 e H_2O si formano. Determinare inoltre, i grammi di reattivo in eccesso che non hanno reagito.

Soluzione: [$\text{CO}_2 = 0,85\text{g}$; $\text{H}_2\text{O} = 0,43\text{g}$; $\text{C}_4\text{H}_{10} = 0,72\text{g}$]

2.4 Problema

Bilanciare la seguente reazione con il metodo elettronico:



Soluzione: [$3 \text{As}_2\text{S}_3 + 14 \text{HClO}_3 + 18 \text{H}_2\text{O} \longrightarrow 6 \text{H}_3\text{AsO}_4 + 9 \text{H}_2\text{SO}_4 + 14 \text{HCl}$]