

Soluzioni esercizi

1. Bilanciare le seguenti ossidoriduzioni:



2. Calcolare quanti grammi di ossigeno occorrono per far reagire 17 g di Al, secondo la reazione (da bilanciare): $4 \text{Al} + 3 \text{O}_2 \longrightarrow 2 \text{Al}_2\text{O}_3$

Sono necessari 15.12 g di ossigeno. Procedimento: si calcolano le moli di Al. Le moli di ossigeno si ottengono dividendo per 4 le moli di Al e moltiplicandole per 3, secondo i coefficienti stechiometrici. Si moltiplicano quindi le moli di ossigeno per il peso molecolare di O_2 , per ottenere i grammi di ossigeno.



3. Calcolare quanti grammi di cloro si possono preparare da 20 g di MnO_2 secondo la reazione:



La quantità di Cl_2 che si può preparare è pari (in moli) alla quantità di MnO_2 utilizzata come reagente, considerando che i coefficienti stechiometrici dei due composti sono entrambi pari a 1: $n_{\text{Cl}_2} = n_{\text{MnO}_2}$

Si calcolano le moli di MnO_2 : $n_{\text{MnO}_2} = m_{\text{MnO}_2} / \text{PM}_{\text{MnO}_2} = 0.23 \text{ mol} = n_{\text{Cl}_2}$

Infine, la massa di Cl_2 : $m_{\text{Cl}_2} = n_{\text{Cl}_2} \cdot \text{PM}_{\text{Cl}_2} = 16.31 \text{ g}$

4. Quante moli di anidride carbonica si ottengono facendo decomporre per via termica 14.56 g di carbonato di calcio secondo la reazione: $\text{CaCO}_3 \longrightarrow \text{CO}_2 + \text{CaO}$?

In base ai coefficienti stechiometrici: $n_{\text{CaCO}_3} = n_{\text{CO}_2}$

Si calcolano le moli di CaCO_3 : $n_{\text{CaCO}_3} = m_{\text{CaCO}_3} / \text{PM}_{\text{CaCO}_3} = 0.1455 \text{ mol} = n_{\text{CO}_2}$

La massa di CO_2 è pari a: $m_{\text{CO}_2} = n_{\text{CO}_2} \cdot \text{PM}_{\text{CO}_2} = 6.402 \text{ g}$

5. Due sostanze A e B reagiscono secondo la stechiometria della seguente reazione:
 $3 \text{A} + 7 \text{B} \longrightarrow 5 \text{C}$. Si mettono a reagire 0.745 mol di A e 1.54 mol di B. Individuare il reagente limitante e calcolare le moli non reagite del reagente in eccesso e le moli di prodotto C che si formano nella reazione.

Si considera la quantità di reagente B necessaria a reagire con le moli disponibili del reagente A:

$$n_{\text{B, teoriche}} = n_{\text{A}} \cdot 7/3 = 1.74 \text{ mol}$$

Considerando che sono presenti solo 1.54 mol del reagente B, non sufficienti per completare la reazione con A, il reagente limitante è il reagente B. In base alla quantità di B, si calcolano:

le moli di A non reagite: $n_{\text{A, reagite}} = n_{\text{B}} \cdot 3/7 = 0.660 \text{ mol}$; $n_{\text{A, eccesso}} = n_{\text{A}} - n_{\text{A, reagite}} = 0.085 \text{ mol}$

le moli di C che si formano: $n_{\text{C}} = n_{\text{B}} \cdot 5/7 = 1.10 \text{ mol}$



6. Calcolare i grammi di H_2S che si formano quando 31.95 g di FeS sono trattati con un eccesso di HCl : $\text{FeS} + 2 \text{HCl} \longrightarrow \text{H}_2\text{S} + \text{FeCl}_2$

La quantità di H_2S che si può preparare è pari (in moli) alla quantità di FeS utilizzata come reagente, considerando che i coefficienti stechiometrici dei due composti sono entrambi pari a 1: $n_{\text{H}_2\text{S}} = n_{\text{FeS}}$

Si calcolano le moli di FeS : $n_{\text{FeS}} = m_{\text{FeS}} / \text{PM}_{\text{FeS}} = 0.3634 \text{ mol} = n_{\text{H}_2\text{S}}$

Infine, la massa di H_2S : $m_{\text{H}_2\text{S}} = n_{\text{H}_2\text{S}} \cdot \text{PM}_{\text{H}_2\text{S}} = 12.39 \text{ g}$

7. In un piccolo reattore chimico sono state ottenute 35 moli di fosfato di calcio, a partire da cloruro di calcio e fosfato di sodio. La reazione completa produce anche cloruro di sodio. a) Scrivere la reazione del processo descritto e bilanciarla. b) Calcolare i grammi di cloruro di calcio da cui è necessario partire per ottenere quella quantità di fosfato di calcio. c) Se nel reattore all'inizio erano presenti 150 moli di cloruro, calcolare la resa della reazione.



b) In base ai coefficienti stechiometrici: $n_{\text{CaCl}_2} = 3 n_{\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2} = 105 \text{ mol}$

c) $n_{\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2, \text{teoriche}} = 105 \text{ mol}$ e $n_{\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2, \text{reali}} = 150 \text{ mol}$

Da questo si calcola la resa della reazione: $\text{resa} = n_{\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2, \text{teoriche}} / n_{\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2, \text{reali}} = 0.70 = 70\%$



8. Calcolare la resa di una reazione in cui 15.2 g di carbonato di calcio vengono fatti reagire con un eccesso di nitrato d'argento, per ottenere 14.5 g di carbonato d'argento e nitrato di calcio.



Si calcolano le moli iniziali di CaCO_3 :

$$n_{\text{CaCO}_3, \text{totali}} = m_{\text{CaCO}_3} / \text{PM}_{\text{CaCO}_3} = 0.152 \text{ mol}$$

Si calcolano le moli di Ag_2CO_3 ottenute: $n_{\text{Ag}_2\text{CO}_3} = m_{\text{Ag}_2\text{CO}_3} / \text{PM}_{\text{Ag}_2\text{CO}_3} = 0.0864 \text{ mol}$

Considerando la stechiometria, le moli di Ag_2CO_3 dovrebbero teoricamente essere pari alle moli di CaCO_3 . Si calcola quindi la resa della reazione:

$$\text{resa} = n_{\text{Ag}_2\text{CO}_3 \text{ ottenute}} / n_{\text{Ag}_2\text{CO}_3 \text{ teoriche}} = 0.569 = 56.9\%$$

9. Data la seguente reazione (da bilanciare): $\text{FeS} + 2 \text{HCl} \longrightarrow \text{H}_2\text{S} + \text{FeCl}_2$

Si abbiano 0.60 mol di FeS e 0.90 mol di HCl. Quale tra i due è il reagente limitante? Quante moli di ciascuno dei due prodotti si formano?

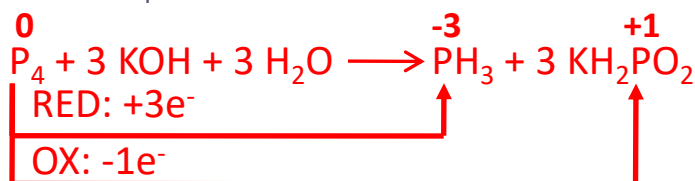
Si considerano le moli di FeS e si calcolano le moli di HCl richieste per reagire con tutto il FeS:

$n_{\text{HCl, teoriche}} = 2 n_{\text{FeS}} = 1.20 \text{ mol}$. Considerando che le moli di HCl presenti sono minori delle moli di HCl richieste per consumare tutte le moli di FeS, il reagente limitante è l'acido cloridrico HCl.

Si calcolano le moli di H_2S e di FeCl_2 prodotte dalle reazione: $n_{\text{H}_2\text{S}} = n_{\text{FeCl}_2} = \frac{1}{2} n_{\text{HCl}} = 0.45 \text{ mol}$

10. Il triidruro di fosforo (fosfina) può essere ottenuto dalla seguente reazione:

$\text{P}_4 + 3 \text{KOH} + 3 \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{PH}_3 + 3 \text{KH}_2\text{PO}_2$. Bilanciare la reazione e determinare i grammi di fosforo P_4 e di idrossido di potassio necessari per ottenere 5.00 grammi di fosfina.



$$n_{\text{PH}_3} = m_{\text{PH}_3} / \text{PM}_{\text{PH}_3} = 0.147 \text{ mol}$$

$$n_{\text{P}_4} = n_{\text{PH}_3} = 0.147 \text{ mol}$$

$$m_{\text{P}_4} = n_{\text{P}_4} \cdot \text{PM}_{\text{P}_4} = 18.2 \text{ g}$$

$$n_{\text{KOH}} = 3 n_{\text{PH}_3} = 0.441 \text{ mol}$$

$$m_{\text{KOH}} = n_{\text{KOH}} \cdot \text{PM}_{\text{KOH}} = 24.8 \text{ g}$$



11. 5.00 g di magnesio vengono fatti reagire con 5.00 grammi di arsenico, secondo la reazione: $3 \text{ Mg} + 2 \text{ As} \longrightarrow \text{Mg}_3\text{As}_2$ (da bilanciare). Quanto prodotto si ottiene da questa reazione?

Si calcolano le moli di Mg: $n_{\text{Mg, totali}} = m_{\text{Mg}} / \text{PM}_{\text{Mg}} = 0.206 \text{ mol}$

Si calcola il numero di moli di As necessaria a reagire: $n_{\text{As}} = 2/3 n_{\text{Mg}} = 0.137 \text{ mol}$

Si calcola la quantità reale di As presente: $n_{\text{As, reali}} = m_{\text{As}} / \text{PM}_{\text{As}} = 0.0667 \text{ mol}$

Considerando che le moli di As presenti sono inferiori a quelle necessarie, il reagente limitante è l'As. Si calcolano le moli di prodotto che si possono ottenere: $n_{\text{Mg}_3\text{As}_2} = \frac{1}{2} n_{\text{As, reali}} = 0.0334 \text{ mol}$

Da cui si ottiene la massa di prodotto: $m_{\text{Mg}_3\text{As}_2} = n_{\text{Mg}_3\text{As}_2} \cdot \text{PM}_{\text{Mg}_3\text{As}_2} = 7.43 \text{ g}$