

ESERCIZIO 1

Per combustione completa in eccesso di ossigeno di un composto costituito da calcio, carbonio e azoto, si formano CaO , CO_2 e NO_2 in quantità rispettivamente pari a 3,500, 2,747 e 5,743 g. Noto che la densità del composto relativa all'aria è pari a 2,780, si determini:

- la formula minima e la formula molecolare del composto
- il volume di aria misurato a 298 K e 1 atm stechiometricamente necessario alla combustione completa di 10,0 g di composto.

NOTE:

Si assume che la composizione in volume dell'aria sia 80% azoto e 20% ossigeno
m.a.r. C=12,01; N=14,01; O =16,00; Ca=40,08 ; R=0,0821 L atm / K mol

ESERCIZIO 1

Per combustione completa in eccesso di ossigeno di un composto costituito da calcio, carbonio e azoto, si formano CaO, CO₂ e NO₂ in quantità rispettivamente pari a 3,500, 2,747 e 5,743 g. Noto che la densità del composto relativa all'aria è pari a 2,780, si determini:

- la formula minima e la formula molecolare del composto
- il volume di aria misurato a 298 K e 1 atm stechiometricamente necessario alla combustione completa di 10,0 g di composto.

NOTE:

Si assume che la composizione in volume dell'aria sia 80% azoto e 20% ossigeno m.a.r. C=12,01; N=14,01; O =16,00; Ca=40,08 ; R=0,0821 L atm / K mol

Il composto si può schematizzare come: $\text{Ca}_x\text{C}_y\text{N}_z$

Utilizzando coefficienti generici, la reazione si può scrivere come:



Si calcola il numero di moli di ciascun prodotto: $n = m / \text{P.M.}$

$$\text{P.M. CaO} = 40,08 + 16,00 = 56,08$$

$$n \text{ CaO} = x = 3,500 \text{ g} / 56,08 \text{ g mol}^{-1} = 6,24 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

$$\text{P.M. CO}_2 = 12,01 + 2 \cdot 16,00 = 44,01$$

$$n \text{ CO}_2 = y = 2,747 \text{ g} / 44,01 \text{ g mol}^{-1} = 6,24 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

$$\text{P.M. NO}_2 = 14,01 + 2 \cdot 16,00 = 46,01$$

$$n \text{ NO}_2 = z = 5,743 \text{ g} / 46,01 \text{ g mol}^{-1} = 1,25 \cdot 10^{-1} \text{ mol}$$



formula minima

ESERCIZIO 1

Per combustione completa in eccesso di ossigeno di un composto costituito da calcio, carbonio e azoto, si formano CaO , CO_2 e NO_2 in quantità rispettivamente pari a 3,500, 2,747 e 5,743 g. Noto che la densità del composto relativa all'aria è pari a 2,780, si determini:

- la formula minima e la formula molecolare del composto
- il volume di aria misurato a 298 K e 1 atm stechiometricamente necessario alla combustione completa di 10,0 g di composto.

NOTE:

Si assume che la composizione in volume dell'aria sia 80% azoto e 20% ossigeno m.a.r. $\text{C}=12,01$; $\text{N}=14,01$; $\text{O}=16,00$; $\text{Ca}=40,08$; $R=0,0821 \text{ L atm / K mol}$



Formula minima: **CaCN_2**

Peso formula minima = $40,08 + 12,01 + 2 \cdot 14,01 = 80,11$

$d / d_{\text{aria}} = 2,780$

$d / d_{\text{aria}} = \text{P.M.} / M_{\text{aria}}$

$\text{P.M.} = M_{\text{aria}} \cdot 2,780 = (2 \cdot 14,01 \cdot 0,8 + 2 \cdot 16,00 \cdot 0,2) \cdot 2,780 = 80,11$

Il P.M. coincide con quello della formula minima: le due formule coincidono.

Formula molecolare: CaCN_2

ESERCIZIO 1

Per combustione completa in eccesso di ossigeno di un composto costituito da calcio, carbonio e azoto, si formano CaO, CO₂ e NO₂ in quantità rispettivamente pari a 3,500, 2,747 e 5,743 g. Noto che la densità del composto relativa all'aria è pari a 2,780, si determini:

- la formula minima e la formula molecolare del composto
- il volume di aria misurato a 298 K e 1 atm stechiometricamente necessario alla combustione completa di 10,0 g di composto.

NOTE:

Si assume che la composizione in volume dell'aria sia 80% azoto e 20% ossigeno
m.a.r. C=12,01; N=14,01; O =16,00; Ca=40,08 ; R=0,0821 L atm / K mol

A questo punto si può bilanciare la reazione con i coefficienti numerici reali:



Si calcola il numero di moli di CaCN₂ e O₂: **$n = m / \text{P.M.}$**

$$n \text{CaCN}_2 = 10 \text{ g} / 80,11 \text{ g mol}^{-1} = 0,125 \text{ mol}$$

$$n \text{O}_2 = 7/2 \cdot 0,125 \text{ mol} = 0,437 \text{ mol}$$

Considerando la composizione dell'aria:

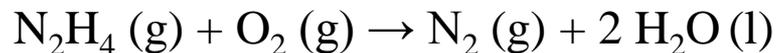
$$n \text{O}_2 : n_{\text{aria}} = 20 : 100 \Rightarrow n_{\text{aria}} = n \text{O}_2 \cdot 100/20 = 2,185 \text{ mol}$$

Applicando l'equazione di stato dei gas perfetti: **$PV = nRT$**

$$V_{\text{aria}} = 2,185 \text{ mol} \cdot 0,0821 \text{ L atm K}^{-1} \text{ mol}^{-1} \cdot 298 \text{ K} / 1 \text{ atm} = \mathbf{53,468 \text{ L}}$$

ESERCIZIO 2

L'idrazina reagisce con O_2 secondo la reazione:



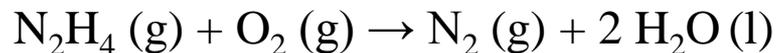
Si assuma che l'ossigeno necessario per la reazione si trovi in una bombola da 450 L a 296 K.

- Quale deve essere la pressione dell'ossigeno nella bombola per averne una quantità sufficiente da consumare completamente 1,00 Kg di idrazina?
- Si immagini che il recipiente in cui avviene la reazione misuri 500 L e si calcoli la pressione finale P_1 . Si calcoli la nuova pressione P_2 che si otterrebbe se, al termine della reazione, si aumentasse la temperatura a 423 K.
- Si calcoli la pressione finale a 296 K, se il volume del recipiente fosse di 25 L, sapendo che $a = 1,39 \text{ atm L}^2 \text{ mol}^{-2}$ e $b = 0,0391 \text{ L mol}^{-1}$.

(m.a.r. H=1,01; N=14,01; O =16,00; R=0,0821 L atm / K mol)

ESERCIZIO 2

L'idrazina reagisce con O_2 secondo la reazione:



Si assuma che l'ossigeno necessario per la reazione si trovi in una bombola da 450 L a 296 K.

- Quale deve essere la pressione dell'ossigeno nella bombola per averne una quantità sufficiente da consumare completamente 1,00 Kg di idrazina?
- Si immagini che il recipiente in cui avviene la reazione misuri 500 L e si calcoli la pressione finale P_1 . Si calcoli la nuova pressione P_2 che si otterrebbe se, al termine della reazione, si aumentasse la temperatura a 423 K.
- Si calcoli la pressione finale a 296 K, se il volume del recipiente fosse di 25 L, sapendo che $a = 1,39 \text{ atm L}^2 \text{ mol}^{-2}$ e $b = 0,0391 \text{ L mol}^{-1}$.

(m.a.r. H=1,01; N=14,01; O =16,00; R=0,0821 L atm / K mol)

Dall'equazione di stato dei gas perfetti: $PV = nRT \Rightarrow P = nRT / V$

Si calcola il numero di moli di N_2H_4 : $n = m / P.M.$

$$P.M. N_2H_4 = 2 \cdot 14,01 + 4 \cdot 1,01 = 32,06 \quad n N_2H_4 = 1000 \text{ g} / 32,06 \text{ g mol}^{-1} = 31,19 \text{ mol}$$

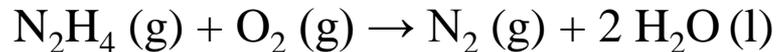
Poiché, dalla stechiometria della reazione, N_2H_4 e O_2 reagiscono in rapporto 1:1

$$\Rightarrow n N_2H_4 = n O_2$$

Sostituendo: $P = 31,19 \text{ mol} \cdot 0,0821 \text{ L atm K}^{-1} \text{ mol}^{-1} \cdot 296 \text{ K} / 450 \text{ L} = 1,684 \text{ atm}$

ESERCIZIO 2

L'idrazina reagisce con O_2 secondo la reazione:



Si assuma che l'ossigeno necessario per la reazione si trovi in una bombola da 450 L a 296 K.

- Quale deve essere la pressione dell'ossigeno nella bombola per averne una quantità sufficiente da consumare completamente 1,00 Kg di idrazina?
- Si immagini che il recipiente in cui avviene la reazione misuri 500 L e si calcoli la pressione finale P_1 . Si calcoli la nuova pressione P_2 che si otterrebbe se, al termine della reazione, si aumentasse la temperatura a 423 K.
- Si calcoli la pressione finale a 296 K, se il volume del recipiente fosse di 25 L, sapendo che $a = 1,39 \text{ atm L}^2 \text{ mol}^{-2}$ e $b = 0,0391 \text{ L mol}^{-1}$.

(m.a.r. H=1,01; N=14,01; O =16,00; R=0,0821 L atm / K mol)

Dall'equazione di stato dei gas perfetti: $PV = nRT \Rightarrow P = nRT / V$

Dalla stechiometria della reazione: $n N_2H_4 = n N_2$

Sostituendo: $P_1 = 31,19 \text{ mol} \cdot 0,0821 \text{ L atm K}^{-1} \text{ mol}^{-1} \cdot 296 \text{ K} / 500 \text{ L} = 1,516 \text{ atm}$

A 423 K, anche l'acqua si trova allo stato aeriforme.

Il numero di moli totali dei prodotti gassosi, quindi, è: $n_{\text{totali}} = n N_2 + n H_2O$

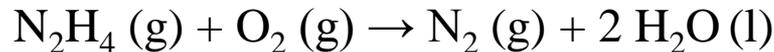
Dalla stechiometria della reazione: $n H_2O = 2 \cdot n N_2H_4 = 2 \cdot 31,19 \text{ mol} = 62,38 \text{ mol}$

$n_{\text{totali}} = n N_2 + n H_2O = 31,19 \text{ mol} + 62,38 \text{ mol} = 93,57 \text{ mol}$

Sostituendo: $P_2 = 93,57 \text{ mol} \cdot 0,0821 \text{ L atm K}^{-1} \text{ mol}^{-1} \cdot 423 \text{ K} / 500 \text{ L} = 6,499 \text{ atm}$

ESERCIZIO 2

L'idrazina reagisce con O_2 secondo la reazione:



Si assuma che l'ossigeno necessario per la reazione si trovi in una bombola da 450 L a 296 K.

- Quale deve essere la pressione dell'ossigeno nella bombola per averne una quantità sufficiente da consumare completamente 1,00 Kg di idrazina?
- Si immagini che il recipiente in cui avviene la reazione misuri 500 L e si calcoli la pressione finale P_1 . Si calcoli la nuova pressione P_2 che si otterrebbe se, al termine della reazione, si aumentasse la temperatura a 423 K.
- Si calcoli la pressione finale a 296 K, se il volume del recipiente fosse di 25 L, sapendo che $a = 1,39 \text{ atm L}^2 \text{ mol}^{-2}$ e $b = 0,0391 \text{ L mol}^{-1}$.

(m.a.r. H=1,01; N=14,01; O =16,00; R=0,0821 L atm / K mol)

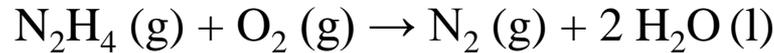
Si ricordi l'equazione di Van der Waals: $\left(P + \frac{a n^2}{V^2}\right) (V - nb) = nRT$

$$P_{\text{covolume}} = \frac{nRT}{(V-nb)} = \frac{31,19 \text{ mol} \cdot 0,0821 \text{ L atm K}^{-1} \text{ mol}^{-1} \cdot 296 \text{ K}}{25 \text{ L} - 31,19 \text{ mol} \cdot 0,0391 \text{ L mol}^{-1}} = 31,874 \text{ atm}$$

$$P_{\text{reale}} = \frac{nRT}{(V-nb)} - \frac{a n^2}{V^2} = 31,874 \text{ atm} - \frac{1,39 \text{ atm L}^2 \text{ mol}^{-2} (31,19 \text{ mol})^2}{(25 \text{ L})^2} = 29,710 \text{ atm}$$

ESERCIZIO 2

L'idrazina reagisce con O_2 secondo la reazione:



Si assuma che l'ossigeno necessario per la reazione si trovi in una bombola da 450 L a 296 K.

- d) Si confronti il risultato ottenuto per P_1 con quello che si sarebbe ottenuto considerando il gas come reale.
- e) Si confronti il risultato ottenuto per la pressione finale al punto (c) con quello che si sarebbe ottenuto considerando il gas come ideale.

d) Equazione di Van der Waals: $\left(P + \frac{a n^2}{V^2}\right) (V - nb) = nRT$

$$P = \frac{nRT}{(V-nb)} - \frac{a n^2}{V^2} = \frac{31,19 \text{ mol} \cdot 0,0821 \text{ L atm K}^{-1} \text{ mol}^{-1} \cdot 296 \text{ K}}{500 \text{ L} - 31,19 \text{ mol} \cdot 0,0391 \text{ L mol}^{-1}} - \frac{1,39 \text{ atm L}^2 \text{ mol}^{-2} (31,19 \text{ mol})^2}{(500 \text{ L})^2} = 1,514 \text{ atm}$$

$$P_{\text{reale}} \approx P_1$$

e) Equazione di stato dei gas perfetti: $PV = nRT \Rightarrow P = nRT / V$

$$P_{\text{ideale}} = 31,19 \text{ mol} \cdot 0,0821 \text{ L atm K}^{-1} \text{ mol}^{-1} \cdot 296 \text{ K} / 25 \text{ L} = 31,319 \text{ atm}$$

$$P_{\text{ideale}} < P_{\text{covolume}}$$

$$P_{\text{ideale}} > P_{\text{reale}}$$

ESERCIZIO 3

Una miscela di idrossido di magnesio Mg(OH)_2 e carbonato di magnesio MgCO_3 viene fatta reagire con acido cloridrico HCl in eccesso; si producono cloruro di magnesio MgCl_2 , acqua e diossido di carbonio. Noto che la quantità di acqua e diossido di carbonio prodotti sono rispettivamente 50,8 g e 7,93 L misurati a 298 K e 1 atm, si calcoli la composizione percentuale in massa della miscela.

(m.a.r. H=1,01; C=12,01; O = 16,00; Mg = 24,30; Cl = 35,45; R=0,0821 L atm / K mol)

Il processo si può schematizzare con la seguente reazione (da bilanciare):



Bilanciando con coefficienti generici si ha:



$$n \text{H}_2\text{O} = m \text{H}_2\text{O} / \text{P.M. H}_2\text{O}$$

$$\text{P.M. H}_2\text{O} = 2 \cdot 1,01 + 16,00 = 18,02$$

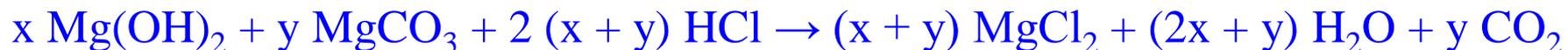
$$n \text{H}_2\text{O} = 2x + y = 50,8 \text{ g} / 18,02 \text{ g mol}^{-1} = \mathbf{2,82 \text{ mol}}$$

$$n \text{CO}_2 = y = \text{PV} / \text{RT} = 1 \text{ atm} \cdot 7,93 \text{ L} / 0,0821 \text{ L atm K}^{-1} \text{ mol}^{-1} \cdot 298 \text{ K} = \mathbf{0,324 \text{ mol}}$$

ESERCIZIO 3

Una miscela di idrossido di magnesio $\text{Mg}(\text{OH})_2$ e carbonato di magnesio MgCO_3 viene fatta reagire con acido cloridrico HCl in eccesso; si producono cloruro di magnesio MgCl_2 , acqua e diossido di carbonio. Noto che la quantità di acqua e diossido di carbonio prodotti sono rispettivamente 50,8 g e 7,93 L misurati a 298 K e 1 atm, si calcoli la **composizione percentuale in massa della miscela**.

(m.a.r. H=1,01; C=12,01; O = 16,00; Mg = 24,30; Cl = 35,45; R=0,0821 L atm / K mol)



Dalla stechiometria della reazione: $n \text{CO}_2 = n \text{MgCO}_3 = y$

$$m \text{MgCO}_3 = n \text{MgCO}_3 \cdot \text{P.M. MgCO}_3$$

$$\text{P.M. MgCO}_3 = 24,30 + 12,01 + 3 \cdot 16,00 = 84,31$$

$$m \text{MgCO}_3 = 0,324 \text{ mol} \cdot 84,31 \text{ g mol}^{-1} = \mathbf{27,32 \text{ g}}$$

$$n \text{H}_2\text{O} = (2x + y) = 2,82 \text{ mol}; \quad y = 0,324 \text{ mol} \quad \Rightarrow \quad x = 1,25 \text{ mol}$$

$$n \text{Mg}(\text{OH})_2 = x = 1,25 \text{ mol}$$

$$m \text{Mg}(\text{OH})_2 = n \text{Mg}(\text{OH})_2 \cdot \text{P.M. Mg}(\text{OH})_2$$

$$\text{P.M. Mg}(\text{OH})_2 = 24,30 + 2 \cdot 16,00 + 2 \cdot 1,01 = 58,32$$

$$m \text{Mg}(\text{OH})_2 = 1,25 \text{ mol} \cdot 58,32 \text{ g mol}^{-1} = \mathbf{72,90 \text{ g}}$$

Composizione percentuale:

$$m \text{MgCO}_3 : m \text{totale} = \text{MgCO}_3\% : 100 \quad \Rightarrow \quad \text{MgCO}_3\% = 27,32 \text{ g} / (27,32 + 72,90) \text{ g} \cdot 100 = 27,26\%$$

$$\mathbf{\text{MgCO}_3 \% = 27,26\%}$$

$$\mathbf{\text{Mg}(\text{OH})_2 \% = 72,74\%}$$