



UNIVERSITÀ DEGLI STUDI DI CAGLIARI

DIEE

DIPARTIMENTO DI INGEGNERIA ELETTRICA, ELETTRONICA E INFORMATICA

CORSO DI LAUREA TRIENNALE IN INGEGNERIA ELETTRICA

CHIMICA

edited by

NICOLA FERRU

Unofficial Version

2021 - 2022

[This page is intentionally left blank]

Indice

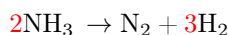
| | | |
|----------|---|-----------|
| 1 | Stechiometria | 5 |
| 1.1 | Bilanciamento di un'equazione chimica | 5 |
| 1.1.1 | Metodo per tentativi successivi | 5 |
| 1.2 | Resa o rendimento di una reazione | 7 |
| I | Esercizi | 11 |
| 2 | Esercizi Stechiometria | 13 |

Capitolo 1

Stechiometria

Definizione 1.0.1. *La stechiometria è una branca della chimica che studia i rapporti quantitativi delle sostanze chimiche nelle reazioni chimiche. La stechiometria di reazione indica in che rapporto due o più sostanze reagiscono tra di loro. Essa viene rappresentata attraverso coefficienti, detti coefficienti stechiometrici.*

Per avere una rappresentazione quantitativa è fondamentale BILANCIARE correttamente l'equazione usando gli opportuni **coefficienti stechiometrici**.



I **coefficienti stechiometrici** sono numeri interi che indicano quante moli (o molecole, atomi oppure ioni) reagiscono (se si tratta di un reagente) o si formano (se si tratta di un prodotto) durante la reazione chimica.

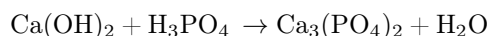
1.1 Bilanciamento di un'equazione chimica

Definizione 1.1.1. *Le trasformazioni chimiche rispettano la legge di conservazione della massa o legge di Lavoisier (??). Per bilanciare un'equazione chimica si deve avere che:*

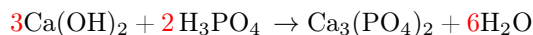
- per ciascun elemento, gli atomi presenti tra i reagenti devono essere in numero **UGUALE** a quelli presenti tra i prodotti;
- se la reazione coinvolge specie ioniche, la somma delle cariche elettriche dei reagenti, deve essere uguale a quella dei prodotti

1.1.1 Metodo per tentativi successivi

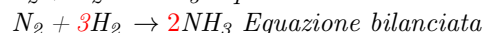
Si basa su una attenta osservazione dell'equazione non bilanciata:



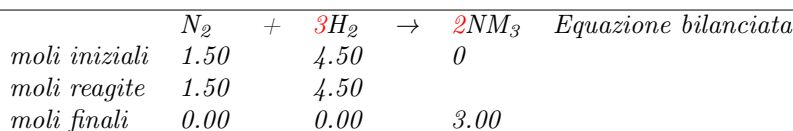
Si attribuiscono i coefficienti stechiometrici facendo in modo che il numero e il tipo degli atomi presenti tra i reagenti, siano uguali a quelli presenti a destra della freccia:



Esercizio 1.1.1. *Calcolare le moli e i grammi di NH_3 che si formano quando si fanno reagire 42.00 grammi N_2 con 9.09g di H_2 .*



- Massa molare di N_2 : $2 \cdot 14.00\text{g} \cdot \text{mol}^{-1} = 28.00\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$ e quindi la mole di N_2 : $\frac{42.00\text{g}}{28.00\text{g}} \cdot \text{mol}^{-1} = 1.50 \text{ mol di } \text{N}_2$
- Massa molare H_2 : $2 \cdot 1.01\text{g} \cdot \text{mol}^{-1} = 2.02\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$ e quindi la mole di H_2 : $\frac{9.09\text{g}}{2.02\text{g}} \cdot \text{mol}^{-1} = 4.50 \text{ mol di } \text{H}_2$
- Massa molare NH_3 : $3 \cdot 1.01\text{g} \cdot \text{mol}^{-1} = 3.03\text{g} \cdot \text{mol}^{-1} + 1 \cdot 14.00\text{g} \cdot \text{mol}^{-1} = 17.03\text{g} \cdot \text{mol}^{-1} = MM_{\text{NH}_3} = 3.03 + 14.00 = 17.03\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$



Calcoliamo le moli di NH_3 ottenute:

$$n^0 \text{ mole prodotto} = \frac{\text{coefficiente stechiometrico prodotto}}{\text{coefficiente stechiometrico reagente}} \times \text{moli effettivi di reagente}$$

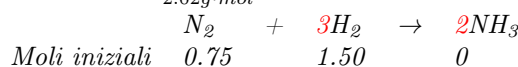
Rispetto a N_2 : $n^0 \text{ moli } NH_3 = \frac{2}{1} \times 1.50 = 3.00$

$$\text{grammi } NH_3 = \frac{17.03g}{1mol} \times 3.00mol \text{ (moli ottenute)} = 51.09g \text{ di } NH_3$$

Esercizio 1.1.2. Calcolare le moli di NH_3 che si formano quando si fanno reagire 21.00 grammi N_2 con 3.03g di H_2 .

$$\text{moli } N_2: \frac{21.00g}{28.00g \cdot mol^{-1}} = 0.75mol \text{ di } N_2$$

$$\text{moli } H_2: \frac{3.03g}{2.02g \cdot mol^{-1}} = 1.50mol \text{ di } H_2$$



Per stabilire qual è il reagente limitante, calcoliamo quante moli di H_2 servono per poter consumare 0.75 moli di N_2 :

$$1 \cdot (\text{mol}N_2) : 3 \cdot (\text{mol}H_2) = 0.75 : X \text{ da cui } X = \frac{3 \cdot 0.75}{1} = 2.25$$

Quindi per far reagire completamente N_2 è necessaria una mole di H_2 pari a 2.25, dal momento che le moli di H_2 disponibili sono solo 1.50, si deduce che:

H_2 è il reagente limitante, N_2 quello in eccesso¹

Le moli di prodotti vanno calcolate considerando le moli del reagente limitante.

$$3(\text{mol}H_2) : 2(\text{mol}NH_3) = 1.50 : X \text{ da cui } X = \frac{2 \cdot 1.50}{3} = 1.00mol \text{ di } NH_3$$

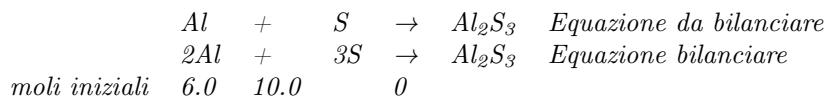
Anche le moli non reagite del reagente in eccesso vanno calcolate considerando quelle del reagente limitante.

$$3(\text{mol}H_2) : 1(\text{mol}NH_3) = 1.50 : X \text{ da cui } X = \frac{1 \cdot 1.50}{3} = 0.50mol \text{ di } N_2$$

che hanno reagito con 1.50 moli di H_2 - Dopo aver calcolato ed analizzato la situazione possiamo dire e definire con una semplice sottrazione che la mole in eccesso è:

$$\text{moli in eccesso} = \text{moli effettive} - \text{moli reagente} = 0.75 - 0.50 = 0.25mol$$

Esercizio 1.1.3. Calcolare le moli e i grammi di Al_2S_3 che si formano quando si fanno reagire 6.0 moli di Al con 10.0 moli di S .



Per stabilire se c'è un reagente limitante, calcoliamo quante moli di S servono per poter consumare 6.0 moli di Al :

$$2 \cdot (\text{mol}Al) : 3 \cdot (\text{mol}S) = 6.0 : X \text{ da cui } X = \frac{3 \cdot 6.0}{2} = 9.0$$

Quindi bastano 9.0 moli di S per far reagire completamente 6.0 moli di Al . Dal momento che le moli di S disponibili sono 10.0, l'alluminio è il reagente limitante. Ora, partendo dall'equazione bilanciata, possiamo ricavare i seguenti rapporti molari:

| | | | |
|---------------|-----|-------------------------------|---------------------|
| Moli iniziali | 6.0 | 10.0 | 0.0 |
| Moli reagente | 6.0 | $\frac{1}{2} \cdot 6.0 = 3.0$ | |
| Moli finali | 0.0 | $10.0 - 9.0 = 1.0$ | $\frac{1}{2} = 3.0$ |

Si formano 3.0 moli di Al_2S_3 . La massa molare di questo composto è di 150g/mol. Sono stati ottenuti:

$$(3.0 \text{ mol di } Al_2S_3) \cdot (150g/mol) = 450g \text{ di } Al_2S_3$$

¹Coefficiente stechiometrico

1.2 Resa o rendimento di una reazione

Non sempre le reazioni procedono fino a *completamento*, fino a quando i reagenti (almeno quello limitante²) sono completamente convertiti nei prodotti. Inoltre, si possono avere delle reazioni secondarie che portano i reagenti a trasformarsi in prodotti diversi da quelli riportati nell'equazione.

In questi casi la quantità di prodotti ottenute, risultano inferiori alle quantità teoriche (stechiometriche).

Definizione 1.2.1. Si definisce **reso o rendimento percentuale** (r) di una reazione chimica il rapporto (moltiplicato per cento) il rapporto tra la quantità di prodotto effettivo ottenuto Q_e e quella che si sarebbe avuta se la reazione fosse andata a completamento (resa teorica Q_t):

$$r = \frac{Q_e}{Q_t} \cdot 100 \quad (1.1)$$

Esercizio 1.2.1. Facendo gorgogliare un eccesso di Cl_2 in una soluzione contenente 176.6g di MgBr_2 , si ottiene 135.0g di Br_2 . Qual'è la resa percentuale in Br_2 ?

$\text{MgBr}_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{MgCl}_2 + \text{Br}_2$ L'equazione è bilanciata

Peso molecolare MgBr_2 : $\text{Mg} : 1\text{mol} \cdot 24.3\text{g} \cdot \text{mol}^{-1} = 24.3\text{g};$

$\text{Br} : 2\text{mol} \cdot 79.9\text{g} \cdot \text{mol}^{-1} = 159.8\text{g};$

$\text{Totale} : 24.3\text{g} + 159.8\text{g} = 184.1\text{g}$

$\text{Massa molare} = 184.1\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$

mole MgBr_2 : $176.6\text{g}/184.1\text{g} \cdot \text{mol}^{-1} = 0.9593 \text{ mol di } \text{MgBr}_2$

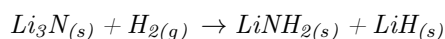
grammi di Br_2 corrispondenti a una resa del 100% $0.9593\text{mol} \cdot 159.8\text{g} \cdot \text{mol}^{-1} = 153.3\text{g di } \text{Br}_2$

Ma visto che la resa del 100% non esiste andiamo a calcolarci la resa reale del composto, andando ad utilizzare la formula vista in (1.1), Nella reazione si ottengono 135.0g di Br_2 , di conseguenza la resa percentuale è:

$$\frac{135.0\text{g}}{153.3\text{g}} \cdot 100 = 88.1\%$$

Quindi abbiamo ottenuto una resa del 88.1%

Esercizio 1.2.2. Si ricercano attivamente composti in grado di immagazzinare idrogeno da impiegare come combustibile per veicoli. Una delle reazioni studiate è:



a) Quante moli di idrogeno sono presenti necessarie per reagire con 1.5mg di Li_3N ?

b) Calcolare la massa di Li_3N che produrrebbe 0.65 mol di LiH

Bilanciamo l'equazione: $\text{Li}_3\text{N}_{(s)} + 2\text{H}_{2(g)} \rightarrow \text{LiNH}_{2(s)} + 2\text{LiH}_{(s)}$

Massa molare Li_3N :

$\text{Li} : 3\text{mol} \cdot 6.94\text{g} \cdot \text{mol}^{-1} = 20.82\text{g};$

$\text{N} : 1\text{mol} \cdot 14.01\text{g} \cdot \text{mol}^{-1} = 14.01\text{g};$

$\text{Totale} : 20.82\text{g} + 14.01\text{g} = 34.83\text{g}$

$\text{Massa molare} = 34.83\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$

Massa Molare:

$\text{H}_2 : 2.02\text{g} \cdot \text{mol}^{-1};$

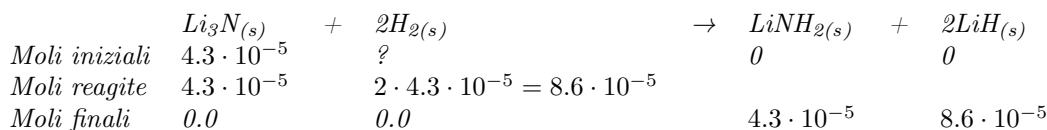
$\text{LiNH}_2 : 22.97\text{g} \cdot \text{mol}^{-1};$

$\text{LiH} : 7.95\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$

²Il reagente limitante è quello presente in minor quantità quindi limita la massima reazione effettuabile in un composto.

Trasformiamo i grammi in moli:

$$n^{\circ} \text{ moli Li}_3\text{N} = \frac{\text{quantità di sostanza (g)}}{\text{massa molare (g} \cdot \text{mol}^{-1})} = \frac{1.5 \cdot 10^{-3} \text{ g}}{34.83 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 4.3 \cdot 10^{-5} \text{ mol}$$



Il rapporto stechiometrico tra Li_3N e LiH è di 1 a 2, perciò per ottenere 0.65 mol di LiH sono necessarie $\frac{0.65}{2} = 0.32 \text{ mol}$ di Li_3N , che corrispondono a $0.32 \text{ mol} \cdot 34.83 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 11.15 \text{ g}$.

Esercizio 1.2.3. Il carburo di calcio, CaC_2 , reagisce con acqua formando idrossido di calcio e il gas infiammabile etino.

- Qual'è il reagente limitante se 100.00g di acqua reagiscono con 100.00g di carburo di calcio?
- Quale massa di etino è possibile produrre?
- Quale massa del reagente eccedente residuerebbe una volta completata la reazione?
- Quale sarebbe la resa percentuale della reazione se si ottenessero 23.20g di etino?

Come al solito il primo passo è proprio bilanciare l'equazione stechiometrica:



Massa molare CaC_2 :

$$\text{Ca} : 1 \text{ mol} \cdot 40.08 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 40.08 \text{ g};$$

$$\text{C} : 2 \text{ mol} \cdot 12.01 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 24.02 \text{ g};$$

$$\text{Totale} : 40.08 \text{ g} + 24.02 \text{ g} = 64.10 \text{ g}$$

$$\text{Massa Molare} = 64.10 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Massa molare:

$$\text{H}_2\text{O} : 18.02 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1};$$

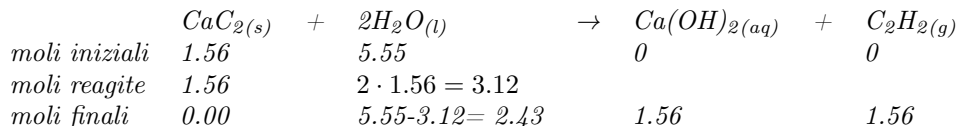
$$\text{Ca(OH)}_2 : 74.10 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1};$$

$$\text{C}_2\text{H}_2 : 26.04 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Trasformiamo i grammi in moli:

$$n^{\circ} \text{ moli CaC}_2 = \frac{\text{quantità di sostanza (g)}}{\text{massa molare (g} \cdot \text{mol}^{-1})} = \frac{100.00 \text{ g}}{64.10 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 1.56 \text{ mol}$$

$$n^{\circ} \text{ moli H}_2\text{O} = 5.55 \text{ mol}$$



CaC_2 è il reagente limitante, H_2O quallo in eccesso

Grammi di C_2H_2 corrispondenti a una resa del 100%:

$$1.56 \text{ mol} \cdot 26.04 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 40.62 \text{ g di C}_2\text{H}_2$$

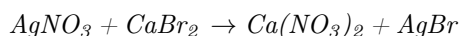
Grammi di H_2O in eccesso:

$$2.43 \text{ mol} \cdot 18.02 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 43.79 \text{ g di H}_2\text{O}$$

Se nel corso della reazione si ottenessero 23.20g di etino, la resa percentuale sarebbe:

$$\frac{23.20 \text{ g}}{40.62 \text{ g}} \cdot 100 = 57.11\%$$

Esercizio 1.2.4. Sulla base della seguente reazione (da bilanciare), stabilire qual'è il reagente limitante e calcolare quanti grammi di AgBr e di $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ si formano per reazione di 8.60g di AgNO_3 con 9.30g di CaBr_2 .



1. Bilanciamo l'equazione: $2 \text{AgNO}_3 + \text{CaBr}_2 \rightarrow \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + 2 \text{AgBr}$

2. Calcoliamo la masse molari dei reagenti:

$$M.M._{\text{AgNO}_3} = 107.87 + 14.01 + 3 \cdot 16.00 = 169.88 \text{g/mol}$$

$$M.M._{\text{CaBr}_2} = 199.81 \text{g/mol}$$

3. Calcoliamo le moli di reagenti:

$$\text{moli di AgNO}_3 = \frac{8.60 \text{g}}{169.88 \text{g/mol}} = 0.051 \text{mol}$$

$$\text{moli di CaBr}_2 = \frac{9.30 \text{g}}{199.81 \text{g/mol}} = 0.046 \text{mol}$$

4. Individuiamo il reagente limitante:

metodo a: per ciascun reagente calcoliamo il rapporto tra le moli effettivamente presenti nell'ambiente della reazione e il coefficiente stechiometrico

$$R_{\text{AgNO}_3} = \frac{\text{moli}_{\text{AgNO}_3}}{\text{coefficiente}_{\text{AgNO}_3}} = \frac{0.051}{2} = 0.026$$

$$R_{\text{CaBr}_2} = \frac{\text{moli}_{\text{CaBr}_2}}{\text{coefficiente}_{\text{CaBr}_2}} = \frac{0.046}{1} = 0.046$$

Confrontando i due rapporti risulta $R_{\text{CaBr}_2} > R_{\text{AgNO}_3}$; questo significa che, rispetto ai rapporti stechiometrici, le moli di CaBr_2 effettivamente presenti sono in ECCESSO rispetto a quelle che sarebbero necessarie per far reagire completamente l' AgNO_3 , che pertanto risultano essere il reagente limitante.

metodo b: dalla proporzione

$$2 : 1 = 0.051 \text{mol di AgNO}_3 : x \text{ mol di CaBr}_2$$

calcoliamo quante moli di CaBr_2 sono necessarie per consumare 0.051mol di AgNO_3 ; si ottiene $x = \frac{0.051}{2} = 0.026 \text{mol}$. Dal momento che moli di CaBr_2 disponibili sono 0.046, si deduce che il CaBr_2 è presente in ECCESSO e che AgNO_3 risulta essere il reagente limitante.

5. Come in ogni caso andiamo a calcolare le moli finali

| | | | | | | | |
|---------------|-----------------|---|------------------|---------------|----------------------------|---|----------------|
| | AgNO_3 | + | 2CaBr_2 | \rightarrow | $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ | + | 2AgBr |
| moli iniziali | 0.051 | | 0.046 | | 0 | | 0 |
| variazione | -0.051 | | -0.026 | | +0.026 | | +0.051 |
| moli finali | 0.00 | | 0.020 | | 0.026 | | 0.051 |

Le moli dei prodotti sono state calcolate partendo da quelle del reagente limitante e considerando i rapporti stechiometrici tra questo e ciascuno dei prodotti. Nel caso del $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ abbiamo:

$$2 : 1 = 0.051 \text{mol di AgNO}_3 : x \text{ mol di CaBr}_2$$

da cui possiamo calcolare moli di CaBr_2 possiamo ottenere da 0.051 moli di AgNO_3 : $x = \frac{0.051}{2} = 0.026 \text{ mol di CaBr}_2$. Analogamente, impostando la proporzione opportuna, può essere calcolato il numero di moli dell'altro reagente.

6. Calcoliamo le masse molari dei prodotti:

$$M.M._{\text{Ca}(\text{NO}_3)_2} = 164.10 \text{g/mol}$$

$$M.M._{\text{AgBr}} = 187.77 \text{g/mol}$$

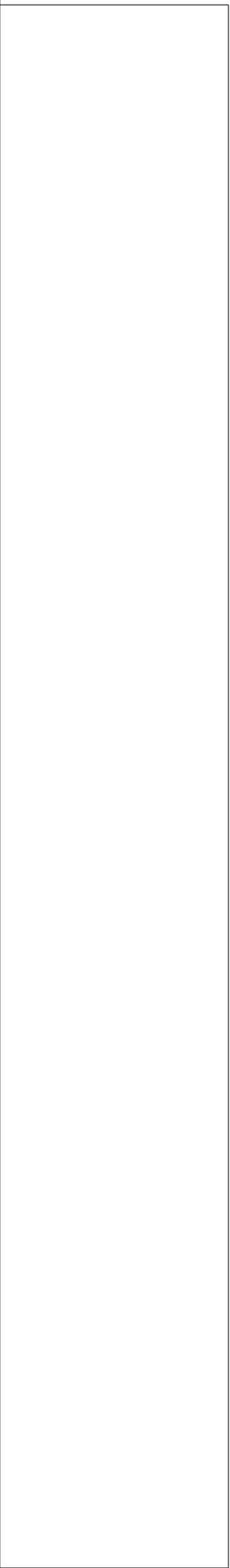
7. Calcoliamo le masse in grammi dei prodotti:

$$g \text{ di Ca}(\text{NO}_3)_2 = 0.026 \text{mol} \cdot 164.10 \text{g/mol} = 4.3 \text{g}$$

$$g \text{ di AgBr} = 0.051 \text{mol} \cdot 187.77 \text{g/mol} = 9.6 \text{g}$$

Parte I

Esercizi



Capitolo 2

Esercizi Stechiometria

In questo capitolo sono presenti una sequela di esercizi con tanto di svolgimento allegato, spiegati e commentati. Ordinati in modo pratico e veloce.

Esercizio 2.0.1. *Reazione tra idrogeno e ossigeno per formare l'acqua, dato:*



Calcolare quanti di acqua si formano reagendo completamente con 4g di idrogeno.

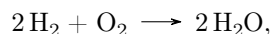
Svolgimento. Per svolgere questo esercizio è necessario in primo luogo, Determinare la massa molare di ciascuna sostanza:

$$H_2 : 2 \times 1 = 2g/mol, \quad H_2O : 2 \times 1 + 16 = 18g/mol$$

Fatto questo, è possibile calcolare le moli di H_2 :

$$\text{Moli di } H_2 = \frac{\text{massa di } H_2}{\text{massa molare di } H_2} = \frac{4}{2} = 2mol$$

adesso, bisogna svolgere il rapporto molare dalla reazione chimica, infatti, da



si vede che 2 moli di H_2 producono 2 moli di H_2O . Per calcolare la massa di H_2O è necessario moltiplicare la mole di H_2O per la massa molare di H_2O :

$$\text{Massa di } H_2O = \text{moli di } H_2O \times \text{massa molare di } H_2O = 2 \times 18 = 36g$$

Quindi, si può dedurre che si formano 36g di acqua. □

Esercizio 2.0.2. *Reazione tra ferro e cloro per formare il cloro di ferro*



Calcolare quanti grammi di Cl_2 sono necessari per reagire completamente con 11.2g di ferro.

Svolgimento. Per svolgere questo esercizio è necessario in primo luogo, definire la massa molare di ciascuna sostanza:

$$Fe : 55.85g/mol \quad Cl_2 : 2 \times 35.45 = 70.9g/mol$$

Adesso bisogna calcolare la mole, facendo un rapporto massa molare di Fe su massa di Fe:

$$\text{Moli di } Fe = \frac{\text{massa di } Fe}{\text{massa molare di } Fe} = \frac{11.2}{55.85} \approx 0.2mol$$

Un altro punto bisogna effettuare il rapporto molare dalla reazione chimica, Da $2Fe + 3Cl_2 \rightarrow 2FeCl_3$, si vede che 2 moli di Fe reagiscono con 3 moli di Cl_2 . Quindi:

$$\text{Moli di } Fe = \frac{\text{massa di } Fe}{\text{massa molare di } Fe} = \frac{11.2}{55.85} = 0.2mol \text{ di } Cl_2$$

e in fine basta calcolare la massa di Cl_2 :

$$\text{Massa di } Cl_2 = \text{moli di } Cl_2 \times \text{massa molare di } Cl_2 = 0.3 \times 70.9 \approx 21.26g$$

la conclusione è che ci sono circa 21.27g di Cl_2 □