

## "Limiting Reactant"

## العامل المحدد

هو أحد المتفاعلات الذي كميته تحدد كمية النواتج.

### *Example:*

Calculate the mass of  $\text{NH}_3(\text{g})$  produced when 5.60 g  $\text{N}_2$  are reacted with 1.50 g  $\text{H}_2$  according to the equation:



a) 7.10

**b) 6.80**

c) 8.50

d) 5.40

e) 9.80

### Solution:

المعادلة موزونة "جاهزة" نلاحظ ان لدينا كتلة اثنين من المواد المتفاعلة لذلك يجب تحديد الـ (Limiting Reactant) العامل المحدد


$$n_{N_2} = \frac{m}{Mw} = \frac{5.6}{2 \times 14} = 0.2 \text{ mol}$$

$$n_{H_2} = \frac{m}{Mw} = \frac{1.5}{2 \times 1} = 0.75 \text{ mol}$$

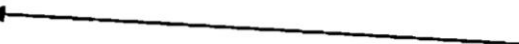
لتحديد العامل المحدد (Limiting Reactant) نقوم بقسمة عدد المولات على

المعاملات الموجودة في المعادلة الموزونة والاصغر يكون هو العامل المحدد

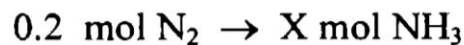
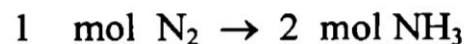
$$N_2 \Rightarrow \frac{0.2}{1} = 0.2 \text{ (limiting Reactant)}$$

معامل  $N_2$  الأصغر  ادلة الموزونة

$$H_2 \Rightarrow \frac{0.75}{3} = 0.25$$

معامل  $H_2$  الموجود في المعادلة الموزونة 

نقوم باستخدام العامل المحدد في حساب كمية النواتج



$$\text{moles of NH}_3 = 2 \times 0.2 = 0.4 \text{ mol}$$

$$\text{mass of NH}_3 = n \times \text{Mw}$$

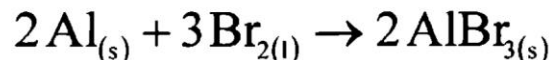
$$= 0.4 \times (14 + 3 \times 1)$$

Mw: من الجدول الدوري او تعطى مباشرة في الامتحان

$$= 6.8$$

**Example:**

Consider the balanced chemical equation:



Calculate the mass of  $\text{AlBr}_3$  (molar mass = 293.7 g/mol) produced from the reaction of 1.620 g Al (At. Wt = 27.0) and 6.392 g  $\text{Br}_2$  (Mm. = 159.8 g/mol).

a) 9.398

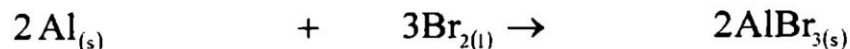
b) 14.64

c) 8.615 g

**d) 7.832 g**

e) 10.18 g

**Solution:**



$$m = 1.62\text{g}$$

$$m = 6.392\text{g}$$

$$m = ??$$

$$\text{Mw} = 27\text{g/mol}$$

$$\text{Mw} = 159.8\text{g/mol}$$

$$\text{Mw} = 293.7\text{g/mol}$$

بما أنه يوجد لدينا كتلة اثنين من المواد المتفاعلة فلا بد من معرفة العامل

(Limiting Reactant" المحدد

**Example:**

When 20.0g C<sub>2</sub>H<sub>6</sub> and 120.g O<sub>2</sub> react to form CO<sub>2</sub> and H<sub>2</sub>O, how many grams of CO<sub>2</sub> will be formed?

a) 18

b) 36

c) 54

**d) 59**

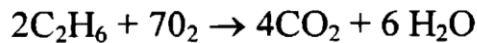
e) 88

**Solution:**

$$n_{\text{C}_2\text{H}_6} = \frac{m}{\text{Mw}} = \frac{20}{(2 \times 12 + 6 \times 1)}$$

$$= 0.667 \text{ mol.}$$

$$n_{\text{O}_2} = \frac{120}{32} = 3.75 \text{ mol}$$



(Limiting Reactant) يجب تحديد العامل المحدد

$$\text{C}_2\text{H}_6 \Rightarrow \frac{0.667}{2} = 0.334 \text{ (الأصغر)}$$

$$\text{O}_2 \Rightarrow \frac{3.75}{7} = 0.536$$

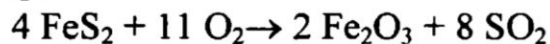
C<sub>2</sub>H<sub>6</sub> هو العامل المحدد

2 mol of C<sub>2</sub>H<sub>6</sub> → 4 mol of CO<sub>2</sub>  
0.667 mol of C<sub>2</sub>H<sub>6</sub> → X mol of CO<sub>2</sub>.  
Moles of CO<sub>2</sub> = 1.334 mol

$$\begin{aligned} m_{\text{CO}_2} &= n \times \text{Mw} \\ &= 1.334 \times (12 + 2 \times 16) \\ &= 58.696 \text{ g} \\ &\approx 59 \text{ g} \end{aligned}$$

**Example:**

What is the maximum mass of  $\text{SO}_2$  (Mr 64.0) that can be produced from a mixture of 100 g  $\text{FeS}_2$  (Mr 119.8) and 100 g  $\text{O}_2$  (Mr 32.0) gas?



- a) 85.4 g    b) 117 g    c) 96.1 g    d) 130 g    **e) 107 g**

**Solution:**

$$n_{\text{FeS}_2} = \frac{m}{M_w} = \frac{100}{119.8} = 0.835 \text{ mol}$$

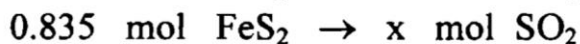
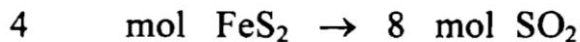
$$n_{\text{O}_2} = \frac{m}{M_w} = \frac{100}{32} = 3.125 \text{ mol}$$

(Limiting Reactant) يجب تحديد العامل المحدد

$$\text{FeS}_2 \Rightarrow \frac{0.835}{4} = 0.209 \quad (\text{الأصغر})$$

$$\text{O}_2 \Rightarrow \frac{3.125}{11} = 0.284$$

FeS<sub>2</sub> هو العامل المحدد



Moles of  $\text{SO}_2 = 1.67 \text{ mol}$

$$\Rightarrow m_{\text{SO}_2} = n \times M_w$$

$$= 1.67 \times 64 = 106.88 \text{ g}$$

## (Percent yield)

## المردود المئوي

هو نسبة الناتج الحقيقي من التفاعل الذي ينتج مخبرياً من الناتج الافتراضي الذي يحدد من خلال الحسابات "كما تعلمنا سابقاً".

يعطى مباشرة بالسؤال

الناتج الحقيقي

المردود المئوي =  $100\% \times \frac{\text{الناتج الحقيقي}}{\text{الناتج الافتراضي}}$

من خلال الحسابات

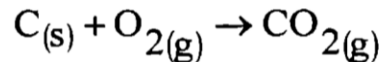
$$\text{Percent yield} = \frac{\text{actual yield}}{\text{Theoretical yield}} \times 100\%$$

### **Example:**

A sample of 1.20 g of carbon was allowed to react with 1.60 g of oxygen. If 1.65 g of CO<sub>2</sub> were produced, the percentage yield of CO<sub>2</sub> is:

- a) 54.4%      b) 32.6%      c) 41.4%      **d) 75.0%**  
e) 67.1%

### **Solution:**



$$n_c = \frac{m}{Mm} = \frac{1.2}{12} = 0.1 \text{ mol}$$

$$n_{o_2} = \frac{m}{Mm} = \frac{1.6}{32} = 0.05$$