"Limiting Reactant" العامل المحدد

هو أحد المتفاعلات الذي كميته تحدد كمية النواتج.

Example:

Calculate the mass of $NH_{3(g)}$ produced when 5.60 g N_2 are reacted with 1.50 g H_2 according to the equation:

$$N_2 + 3\ H_2 \rightarrow 2\ N\ H_3$$

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 الـــ (Limiting Reactant) العامل المحدد

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

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

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 الـ ادلة الموزونة — الأصغر

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

معامل H_2 الموجود في المعادلة الموزونة

نقوم باستخدام العامل المحدد في حساب كمية النواتج

$$1 \ \text{mol} \ N_2 \rightarrow 2 \ \text{mol} \ NH_3$$

$$0.2 \ \text{mol} \ N_2 \rightarrow X \ \text{mol} \ NH_3$$

moles of $NH_3 = 2 \times 0.2 = 0.4$ mol

mass of $NH_3 = n \times Mw$

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

Mw: من الجدول الدّوري او تعطى مباشرة في الامتحان

$= 6.8$

Example:

Consider the balanced chemical equation:

$$2\,Al_{(s)} + 3\,Br_{2(l)} \rightarrow 2\,AlBr_{3(s)}$$

Calculate the mass of $AlBr_3$ (molar mass = 293.7 g/mol) produced from the reaction of 1.620 g Al (At. Wt = 27.0) and 6.392 g 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:

$2\,Al_{(s)}$	+ $3Br_{2(l)} \rightarrow$	$2AlBr_{3(s)}$
$m = 1.62g$	$m = 6.392g$	$m = ??$
$Mw = 27g/mol$	$Mw = 159.8\,g/mol$	$Mw = 293.7\,g/mol$

بما أنه يوجد لدينا كتلة اثنين من المواد المتفاعلة فلابد من معرفة العامل المحدد "Limiting Reactant)

Example:

When 20.0g C_2H_6 and 120.g O_2 react to form CO_2 and H_2O, how many grams of CO_2 will be formed?

a) 18 b) 36 c) 54 **d) 59** e) 88

Solution:

$$n_{C_2H_6} = \frac{m}{Mw} = \frac{20}{(2\times 12 + 6\times 1)}$$

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

$$n_{O_2} = \frac{120}{32} = 3.75 \text{mol}$$

$$2C_2H_6 + 7O_2 \rightarrow 4CO_2 + 6\,H_2O$$

يجب تحديد العامل المحدد (Limiting Reactant)

$$C_2H_6 \Rightarrow \frac{6.667}{2} = 0.334 \quad \text{(الأصغر)}$$

$$O_2 \Rightarrow \frac{3.75}{7} = 0.536$$

C_2H_6 هو العامل المحدد

2 mol of C_2H_6 $\rightarrow$ 4 mol of CO_2

0.667 mol of C_2H_6 $\rightarrow$ X mol of CO_2.

Moles of CO_2 = 1.334 mol

$$m_{CO_2} = n\times Mw$$

$$= 1.334 \times (12 + 2\times 16)$$

$$= 58.696 \text{ g}$$

$$\approx 59 \text{ g}$$

Example:

What is the maximum mass of SO_2(Mr 64.0) that can be produced from a mixture of 100 g FeS_2(Mr119.8) and 100 g O_2 (Mr 32.0) gas?

$$4\ FeS_2 + 11\ O_2 \rightarrow 2\ Fe_2O_3 + 8\ SO_2$$

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

Solution:

$$n_{FeS_2} = \frac{m}{Mw} = \frac{100}{119.8} = 0.835 mol$$

$$n_{O_2} = \frac{m}{Mw} = \frac{100}{32} = 3.125\ mol$$

يجب تحديد العامل المحدد (Limiting Reactant)

$$FeS_2 \Rightarrow \frac{0.835}{4} = 0.209 \quad (\text{الأصغر})$$

$$O_2 \Rightarrow \frac{3.125}{11} = 0.284$$

FeS_2 هو العامل المحدد

4 mol FeS_2 → 8 mol SO_2

0.835 mol FeS_2 → x mol SO_2

Moles of SO_2 = 1.67 mol

$$\Rightarrow m_{SO_2} = n \times Mw$$

$$= 1.67 \times 64 = 106.88 g$$

(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

المردود المئوي = (الناتج الحقيقي / الناتج الافتراضي) × ١٠٠%

من خلال الحسابات

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

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_2 were produced, the percentage yield of CO_2 is:

a) 54.4% b) 32.6% c) 41.4% **d) 75.0%**

e) 67.1%

Solution:

$$C_{(s)} + O_{2(g)} \rightarrow CO_{2(g)}$$

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

$$n_{O_2} = \frac{m}{Mm} = \frac{1.6}{32} = 0.05$$