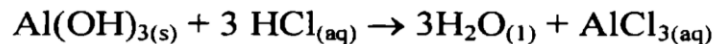


Example:

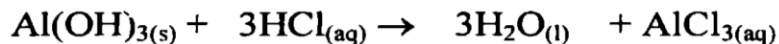
Consider the following neutralization reaction:



How many grams of Al(OH)_3 (Mm = 78 g/mol) will neutralize 3.8×10^{-2} mole HCl?

- a) **1.0** b) 0.91 c) 0.78 d) 0.52 e) 0.26

Solution



3 mol of HCl \rightarrow 1 mol of Al(OH)_3 .

3.8×10^{-2} mol of HCl \rightarrow X mol of Al(OH)_3 .

$$\text{Moles of Al (OH)}_3 = \frac{3.8 \times 10^{-2}}{3} = 1.267 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

$$m_{\text{Al(OH)}_3} = n \times \text{Mw} = 1.267 \times 10^{-2} \times 78$$

$$= 0.982$$

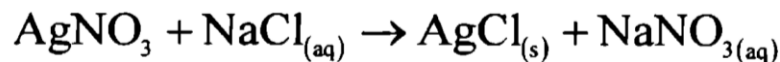
$$\approx 1.0$$

Example:

When 60.0 mL of 1.0 M AgNO_3 are mixed with 25.0 mL of 0.80 M NaCl , the mass of AgCl (M 143.5) formed is:

- a) 4.27 g b) 6.33 c) 5.81 g **d) 2.87 g** e) 7.50 g

Solution:



$$v = 60 \text{ ml} \quad v = 25 \text{ ml} \quad m = ??$$

$$v = 0.06 \text{ L} \quad v = 0.025 \text{ L} \quad M_m = 143.5 \text{ g/mol}$$

$$M = 1.0 \text{ M} \quad M = 0.8 \text{ M}$$

$$n_{(\text{AgNO}_3)} = M \times v = 1.0 \times 0.06 = 0.06 \text{ mol}$$

$$n_{(\text{NaCl})} = M \times v = 0.8 \times 0.025 = 0.02 \text{ mol}$$

بما أنه يوجد لدينا عدد مولات اثنين من المواد المتفاعلة فلا بد من تحديد العامل المحدد (Limiting Reactant):

$$\text{AgNO}_3 \Rightarrow \frac{0.06}{1} = 0.06$$

$$\text{NaCl} \Rightarrow \frac{0.02}{1} = 0.02 \text{ (الأصغر)}$$

NaCl هو العامل المحدد ومن خلاله نستطيع تحديد كمية المواد الناتجة ←

$$\begin{aligned} \text{Moles of NaCl} &= \text{moles of AgCl} \\ &= 0.02 \end{aligned}$$

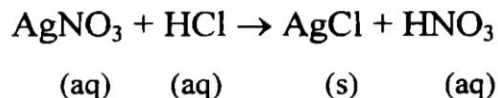
$$\begin{aligned} \text{Mass of AgCl} &= n \times M_m \\ &= 0.02 \times 143.5 \\ &= 2.87 \text{ g} \end{aligned}$$

Example:

Calculate the mass of AgCl (molar mass = 143.7 g/mol) obtained when 276 ml of 0.15 M AgNO₃ solution is treated with excess HCl

- a) 4.12 g b) 6.35 g **c) 5.95 g** d) 9.92g e) 7.83g

Solution:



$$V = 276 \text{ ml} = 0.276 \text{ L}$$

$$n_{(\text{AgNO}_3)} = M \times V$$
$$= 0.15 \times 0.276 = 0.0414 \text{ mol}$$

moles of AgNO₃ = moles of AgCl (من المعادلة الموزونة)

$$= 0.0414 \text{ mol}$$

mass of AgCl = n × Mw

$$= 0.0414 \times 143.7 = 5.95 \text{ g}$$

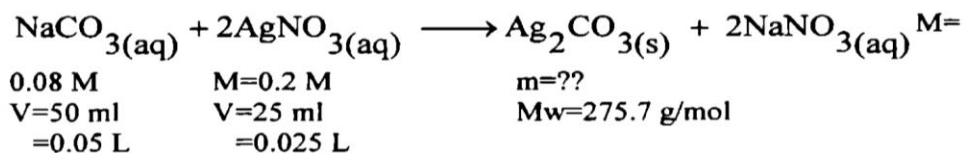
Example:

What mass of Ag₂CO₃ (275.7 g/mol) is formed when 25.0 mL of 0.200 M AgNO₃ are mixed with 50.0 mL of 0.0800 M Na₂CO₃?

ما هي كتلة Ag_2CO_3 ($M_w=275.7 \text{ g/mol}$) المتكونة عند خلط 25.0 ml بتركيز 0.200 M من AgNO_3 مع 50.0 ml بتركيز 0.0800 M من Na_2CO_3 حسب المعادلة التالية:



Solution:



بما أنه قد ورد بالسؤال معلومات تدل على عدد مولات إثنين من المواد المتفاعلة فيجب علينا تحديد العامل المحدد (limiting reactant) قبل الشروع بالحل

$$n_{\text{Na}_2\text{CO}_3} = M \times V$$

$$= 0.08 \times 0.05 = 4 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

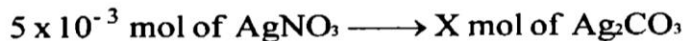
$$\frac{4 \times 10^{-3}}{1} = 4 \times 10^{-3}$$

(الأصغر (L.R))

$$n_{\text{AgNO}_3} = M \times V$$

$$= 0.2 \times 0.025 = 5 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

$$\frac{5 \times 10^{-3}}{2} = 2.5 \times 10^{-3}$$



$$\Rightarrow n_{\text{Ag}_2\text{CO}_3} = \frac{5 \times 10^{-3}}{2} = 2.5 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

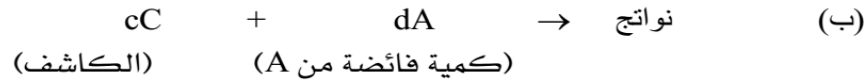
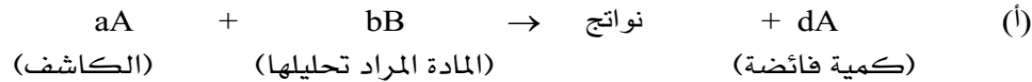
$$\Rightarrow m_{\text{Ag}_2\text{CO}_3} = n \times M_w$$

$$= 2.5 \times 10^{-3} \times 275.7 = 0.69 \text{ g}$$

مثال 1: تم تحليل عينة لتقدير الكلوريد بطريقة فولهارد ، حيث أضيف 40 مل من نترات الفضة (كمية زائدة) بتركيز 0.1234 مولار إلى محلول العينة ثم تمت معايرة نترات الفضة الفائضة باستخدام الثيوسيانات (معايرة خلفية) و كان حجم الثيوسيانات عند نقطة التكافؤ 12.2 مل علما بأن مولارية Molarity الثيوسيانات تساوي 0.0930 مولار. احسب عدد مليمولات الكلوريد في العينة ثم احسب النسبة المئوية إذا كان وزن العينة 300 ملجم.

الحل:

يجب أولاً وضع قانون عام لهذا النوع من المعايرات الخلفية بالخطوات التالية:



يحسب عدد مليمولات المادة A الذي تم تفاعلها مع المادة B يمكن حسابه كالتالي:

$$\text{Number millimoles A} = (\text{volume A} \times \text{Molar A}) - (\text{volume C} \times \text{molar C})$$

$$\text{Number millimoles B} = \text{number millimoles A} \times \frac{b}{a}$$

$$\%B = \frac{\text{Number millimoles A} \times \frac{b}{a} \times \text{atomic weight A} \times 100}{\text{Sample weight}}$$

في المثال أعلاه: A: نترات الفضة ، B: الكلوريد ، C: الثيوسيانات.

يحسب عدد مليمولات نترات الفضة المتفاعل مع الكلوريد كالتالي:

$$\text{Number millimoles AgNO}_3 = (40 \times 0.1234) - (12.2 \times 0.093)$$

$$\text{Number millimoles AgNO}_3 = 4.94 - 1.13$$

$$\text{Number millimoles AgNO}_3 = 3.81 \text{ millimoles}$$

عدد ملمولات الكلوريد:

$$\text{Number millimoles Cl}^- = 3.81 \times \frac{1}{1}$$

$$\text{Number millimoles Cl}^- = 3.81 \text{ millimoles}$$

النسبة المئوية للكلوريد:

$$\% \text{ Cl}^- = \frac{3.81 \times 35.4 \times 100}{300}$$

$$\% \text{ Cl}^- = 44.96\%$$

