Example:

A sample of 21.4 g of $CaCl_2$ (M.m = 111.0 g/mol) is dissolved in 450.0 mL of aqueous solution. Calculate the molarity of $CaCl_2$ in solution:

a) 0.124 b) 0.778 **c) 0.428** d) 2.46 e) 70.4

Solution:

$$n_{CaCl_2} = \frac{m}{Mw} = \frac{21.4}{111} = 0.193\,mol$$

$$V = 450\ ml = 0.45L$$

$$M = \frac{n}{v}$$

$$M = \frac{0.193}{0.45} = 0.428M$$

Example

A sample of iron ore weighing 0.2792 g was dissolved in diluted acid solution and all the Fe(II) was converted to Fe(III) ions. The solution required 23.30 mL of 0.0194 M $K_2Cr_2O_7$ for titration. Calculate the percent by mass of iron (Mr 55.85) in the ore. "المادة الخام"

The equation for the reaction is

$$Cr_2O_7^{2-} + 6Fe^{2+} + 14H^+ \rightarrow 2Cr^{3+} + 6Fe^{3+} + 7H_2O$$

a) 19.44% **b) 54.25%** c) 39.95%

d) 26.15% e) 70.61%

Solution

V = 23.3 ml = 0.0233 L

$n_{k_2Cr_2O_7} = M \times V$

$n_{k_2Cr_2O_7} = 0.0194 \times 0.0233 = 4.52 \times 10^{-4}$

1 mol of $K_2Cr_2O_7 \rightarrow 6$ mol of Fe^{+2} mol

4.52×10^{-4} mol of $K_2Cr_2O_7 \rightarrow X$ mol of Fe^{+2} mol

Moles of $Fe^{+2} = 6 \times 4.52 \times 10^{-4} = 2.71 \times 10^{-3}$ mol

$m_{Fe^{+2}} = n \times Mw = 2.71 \times 10^{-3} \times 55.85$

$= 0.151$ g

$$\%Fe = \frac{\text{mass of Fe}}{\text{mass of ore}} \times 100\%$$

$$= \frac{0.151}{0.2792} \times 100\% = 54.25\%$$

Example:

Describe the preparation of 500 mL of 0.0740 M Cl^-solution from solid $BaCl_2.2H_2O$ (244.3 g/mol)

صف تحضير محلول بحجم (500 ml) وتركيز (0.0740 M) لأيون (Cl^-)

من مركب $BaCl_2.2H_2O$ "Mw=244.3 g/mol"

Solution:

v = 500 ml = 0.5 L (بالقسمة على 10^3)

$$\Rightarrow n_{Cl^-} = M \times v$$

$$n_{Cl^-} = 0.074 \times 0.5 = 0.037 \text{ mol}$$

مصدر (Cl^-) الوحيد هو ($BaCl_2.2H_2O$) كما هو مذكور بالسؤال حسب المعادلة التالية:

$$BaCl_2.2H_2O \longrightarrow Ba^{+2} + 2Cl^- + 2H_2O$$

$$2 \text{ mol of } Cl^- \longrightarrow 1 \text{ mol of } BaCl_2.2H_2O$$

$$0.037 \text{ mol of } Cl^- \xrightarrow{X} X \text{ mol of } BaCl_2.2H_2O$$

$$\Rightarrow n_{BaCl_2.2H_2O} = 0.0185 \text{ mol}$$

$$\Rightarrow n_{BaCl_2.2H_2O} = n \times Mw$$

$$= 0.0185 \times 244.3 = 4.52 \text{ g}$$

2 ـ 2 تحضير محلول مولاري من محلول مركز:

2 ـ 2 ـ 1 الكثافة Density و الوزن النوعي Specific gravity:

أ ـ تحسب الكثافة d لمادة ما من القانون التالي:

$$d = \frac{\text{mass (g)}}{\text{volume (cm}^3\text{)}} \qquad (1)$$

علما بأن:

mass: كتلة المادة بالجرام.

volume: حجم المادة بـ سم^3 (1 سم^3 = 1 مل).

ب ـ يحسب الوزن النوعي SG لمادة ما من القانون التالي:

$$SG = \frac{d}{d_w} \qquad (2)$$

علما بأن:

SG: الوزن النوعي (بدون وحدات).

d: كثافة المادة (جرام/سم^3).

d_w: كثافة الماء (جرام/سم^3) (كثافة الماء = 1.000 جرام/سم^3 عند 4°C).

مثال:

الوزن النوعي لسائل يساوي 0.50. (1) ما هي كثافته؟ (2) ما هو الحجم الذي يحتويه 18 جرام من هذا السائل؟

الحل:

أ. نطبق القانون (2) للوزن النوعي لكي نجد كثافة السائل:

$$0.5 = \frac{d}{d_w} = \frac{d}{1\ g/cm^3}$$

$$d(g/cm^3) = 0.5 \times 1\ g/cm^3 = 0.5\ g/cm^3$$

ب. نطبق القانون (2) لكي نجد الحجم الذي يحتوي 18 جرام من السائل:

$$d = \frac{\text{mass (g)}}{\text{volume (cm}^3\text{)}}$$

$$\text{volume (cm}^3\text{)} = \frac{\text{mass}}{d} = \frac{18}{0.5} = 36 \text{ cm}^3$$

2 ـ 2 ـ 1 حسابات تحضير محلول مولاري من محلول مركز:

أولا يحول تركيز المحلول المركز إلى تركيز مولاري مستخدما القانون (2) و من تم يطبق قانون التخفيف لإيجاد حجم المحلول المركز المطلوب تخفيفه مستخدما القانون (3).

$$\text{Molarity} = \frac{\% \times d \times 10}{MW} \qquad (2)$$

علما بأن: M: المولارية

MW: الوزن الجزيئي.

d: كثافة المحلول المركز.

%: تركيز المحلول المركز بالنسبة المئوية.

$$C_1 \times V_1 = C_2 \times V_2 \qquad (3)$$

علما بأن:

C_1: التركيز المولاري للمحلول المركز.

C_2: التركيز المولاري للمحلول المطلوب تحضيره .

V_1: حجم المحلول المركز بالمليلتر.

V_2: حجم المحلول المطلوب تحضيره بالمليلتر.

مثال: احسب الحجم اللازم لتحضير محلول من HCl، تركيزه 2 مولار و حجمه 1 لتر علما بأن كثافة حمض الهيدروكلوريك تساوي 1.19 جرام/سم^3 و تركيزه يساوي 37٪.

مثال: احسب الحجم اللازم لتحضير محلول من HCl، تركيزه 2 مولار و حجمه 1 لتر علما بأن كثافة حمض الهيدروكلوريك تساوي 1.19 جرام/سم^3 و تركيزه يساوي 37٪.

الحل:

من الملحق(1) نجد الأوزان الذرية للكلور و الهيدروجين: Cl=35.45 و H = 1.

الوزن الجزيئي لـ HCl = 35.45 + 1= 36.45 جرام/مول.

أولا نطبق القانون رقم (2) لتحويل التركيز من النسبة المئوية إلى المولارية M:

$$M = \frac{1.19 \times 37 \times 10}{36.45} = 12.1\ M$$

ثانيا نحسب حجم المحلول المركز اللازم تخفيفه مستخدما القانون رقم (3):

$$V_1 = \frac{C_2 \times V_2}{C_1} = \frac{2 \times 1000}{12.1} = 165.29\ ml$$