الفصل الثاني

التراكيز والحسابات الستيكومترية

Concentrations and Stoichiometric Calculations

2-1- مقدمة :

الأعداد الستيكومترية: تعبر عن نسب المواد الكيميائية المتفاعلة، لذلك عند التعامل مع المعادلات الكيميائية لابد من معرفة النسب المتفاعلة بدقة والتي هي في غاية الأهمية عند إجراء الحسابات الضرورية والانتقال من واحدة تركيز إلى أخرى .

ويعرف التركيز: على أنه يمثل كمية العنصر أو المادة الموجودة في حجم أو وزن محدد من العينة المدروسة .

ويعبر عن التركيز بواحدات مختلفة تبعاً لنوع التحليل المدروس أو وفقاً لكمية العنصر الموجود في العينة المدروسة . ولندرس أهم الواحدات المستخدمة في الكيمياء التحليلية.

2-2- واحدات التركيز :

يعبر عن التراكيز بواحدات مختلفة منها النسبة المئوية الحجمية أو الوزنية ، المولارية ، النظامية ، الصيغية ، المولالية ، الكسر الجزيئيي ،الجزء من الألف والأجزاء من المليون ..... إلى آخره من واحدات التركيز ولندرس أهم هذه الواحدات .

2-2-1- التركيز كنسبة مئوية :

1 . التركيز كنسبة مئوية حجمية %V: (وزن / حجم)

وهو يمثل وزن المادة المنحلة في 100 مل من المحلول وغالباً ما يرمز لها بـ % V فالمحلول الذي يحوي على 10 % كنسبة مئوية حجمية من كلوريد الصوديوم يعني أن كل 100 مل من المحلول يحتوي على 10 غ من ملح كلوريد الصوديوم .

2 . التركيز كنسبة مئوية وزنية W % (وزن / وزن) :

هو يمثل وزن المادة المنحلة في 100 غ من المحلول . وغالباً ما يرمز لها بـ W %. لذلك العينة التي تحتوي على تركيز من ملح كربونات الصوديوم W % = 3 % كنسبة مئوية وزنية تعني أن كل 100 غ من العينة تحتوي على 3 غ من ملح كربونات الصوديوم .

وغالباً ما يتم الانتقال من النسبة المئوية الوزنية إلى النسبة المئوية الحجمية وبالعكس، لإجراء مثل هذا الانتقال لابد من إدخال مفهوم كثافة المحلول والذي يعبر عن وزن واحدة الحجم كما هو موضح في العلاقة التالية :

$$d = \frac{m}{V}$$

حيث تمثل كل من :

m = وزن المادة المنحلة مقدرة بالغرام

V = حجم المحلول مقدراً بالميلليتر

d = كثافة المحلول مقدراً بواحدة غ / مل

ولتوضيح كيفية الانتقال من النسبة الوزنية إلى النسبة الحجمية علينا ملاحظة المثالين التاليين :

مثال (1) :

محلول من هيدروكسيد الصوديوم تركيزه 10 % حجماً وكثافته 1.1غ/مل والمطلوب حساب النسبة المئوية الوزنية له .

الحل :

كل 100 مل من المحلول يحتوي على 10 غ من هيدروكسيد الصوديوم

كل (100 ×1.1) غ من المحلول يحتوي على 10 غ من هيدروكسيد الصوديوم

كل 100 غ من المحلول يحتوي على X غ من هيدروكسيد الصوديوم

$$X = W\ \% = 9.09\ \%$$

مثال (2) :

احسب النسبة المئوية الحجمية لمحلول من كلوريد الصوديوم تركيزه 20 % وزناً وكثافته 1.12 غ /مل .

الحل :

كل 100 غ من المحلول يحتوي على 20 غ من ملح كلوريد الصوديوم

كل $\frac{100}{1.12}$ مل من المحلول يحتوي على 20 غ من ملح كلوريد الصوديوم

كل 100 مل من المحلول يحتوي على X غ من ملح كلوريد الصوديوم

$$X = V\ \% = 22.4\ \%$$

3- التركيز كنسبة مئوية حجمية / حجمية : (حجم / حجم)

تستخدم هذه الواحدة عند التعامل مع مزيج من الغازات . وهي تمثل عدد الحجوم الموجودة في 100 حجم من الغاز .

فمثلاً مزيج من الغازات يحتوي على 21 % أوكسجيناً كنسبة مئوية حجمية / حجمية ، أي يحوي كل 100 حجم من هذا الغاز على 21 حجم من الأوكسجين .

ولا تستخدم هذه الواحدة في المحاليل أثناء إجراء التحليل الكمي .

2-2-2- التركيز مقدراً بالمولارية (M) :

يعرف التركيز الجزيئي الحجمي باسم الجزيئية أو المولارية Molarity أو المولية وهو يمثل عدد الجزيئات الغرامية (عدد المولات) من المادة المنحلة في ليتر واحد من المحلول. لذلك واحدة المولارية هي مول / ليتر (mol/L) .

ويمكن تعريف المولارية بشكل آخر على أنها تمثل وزن المادة المنحلة في (1) ليتر من المحلول مقسومة على الكتلة الجزيئية للمادة المنحلة وبالتالي :

$$\frac{\text{وزن المادة المنحلة في (1) ليتر من المحلول}}{\text{الوزن الجزيئي للمادة المنحلة}} = \frac{\text{عدد الجزيئات الغرامية من المادة المنحلة}}{\text{عدد الليترات}} = M$$

وتحسب عدد الجزيئات الغرامية (عدد المولات) من حاصل قسمة كتلة المادة المنحلة (m) مقدرة بالغرام مقسومة على الكتلة الجزيئيةMw (Molecular weight) مقدرة غ/مل ولو رمزنا إلى وزن المادة المنحلة في (1) ليتر من المحلول بالرمز (C) بالتالي تصبح العلاقة السابقة كما يلي :

$$M_{(mol/L)} = \frac{m/Mw}{V} = \frac{C_{(g/L)}}{Mw_{(g/mol)}}$$

ومن هذا القانون يمكن حساب قيمة التركيز الجزيئي الحجمي (M) لمحلول ما إذا علم حجم هذا المحلول ووزن المادة المنحلة .

فمثلاً : محلول من كربونات الصوديوم حجمه (1) ليتر ويحتوي على (10.6) غ من كربونات الصوديوم النقية بالتالي يكون تركيزه المولاري مساوياً :

$$M_{(mol/L)} = \frac{C_{(g/L)}}{Mw_{(g/mol)}} = \frac{10.6}{106} = 0.1 \ mol/L$$

2-2-3- التركيز مقدراً بالنظامية (N) :

تعرف النظامية أو العيارية Normality بأنها تمثل عدد المكافئات الغرامية (أو عدد الأوزان المكافئة) من المادة المنحلة في ليتر من المحلول لذلك واحدة النظامية هي مكافئ غرامي / ليتر (eq.g/L) كما يمكن تعريف النظامية بشكل آخر على أنها تمثل وزن المادة المنحلة في (1) ليتر من المحلول مقسومة على الوزن المكافئ للمادة المنحلة .

وبالتالي يمكن التعبير عن تعريف النظامية بالعلاقة التالية:

$$N = \frac{\text{عدد المكافئات الغرامية للمادة المنحلة}}{\text{عدد الليترات}} = \frac{\text{وزن المادة المنحلة في (1) ليتر من المحلول}}{\text{الوزن المكافئ للمادة المنحلة}}$$

حيث تحسب عدد المكافئات الغرامية للمادة المنحلة من حاصل قسمة كتلة المادة لمنحلة على وزنها المكافئ Ew (equivalent weight)

$$N_{(eq.g/L)} = \frac{m/Ew}{V} = \frac{C_{(g/L)}}{Ew_{(g/eq.g)}}$$

حيث C تمثل وزن المادة المنحلة في (1) ليتر من المحلول مقدرة بالغرام .

لذلك من الملاحظ أنه دائماً عند التحدث عن النظامية يرافقها الوزن المكافئ دائماً ، ولهذا السبب يجب معرفة كيفية حساب الوزن المكافئ لمركب ما .

إن طريقة حساب الوزن المكافئ لمركب ما يتم عادة من حاصل قسمة الكتلة الجزيئية Mw على عدد المتبادلات (n) أو عدد الوحدات من المواد المتفاعلة (reacting units) في التفاعل الحاصل :

$$Ew_{(g/eq.g)} = \frac{Mw_{(g/mol)}}{n_{(eq.g/mol)}}$$

ولندرس كيفية حساب (n) لمادة ما:

1- إذا كانت المادة حمضية :

فإن قيمة n تمثل عدد البروتونات الموجودة في الصيغة الكيميائية فالوزن الجزيئي لحمض كلور الماء ذو الوزن الجزيئي 36.5 غ مول هو :

$$Ew_{(g/eq.g)} = \frac{36.5}{1} = 36.5 \ g/eq.g$$

والوزن المكافئ لحمض الكبريت ذو الوزن الجزيئي 98 غ / مول هو يمثل وزنه الجزيئي مقسوماً على (2) لأنه يحتوي على وظيفتين حمضيتين :

$$Ew_{(g/eq.g)} = \frac{98}{2} = 49 \ g/eq.g$$

وبالتالي الوزن المكافئ لمادة حمضية هي تمثل الوزن الجزيئي مقسوماً على عدد البروتونات المتواجدة في هذا الحمض والتي تدخل في التفاعل فقط .

2- إذا كانت المادة قاعدية :

فالوزن المكافئ لها يحسب بالعلاقة $Ew_{(g/eq.g)} = \frac{Mw_{(g/mol)}}{n_{(eq.g/mol)}}$ حيث يمثل n عدد أيونات الهيدروكسيل وبالتالي الوزن المكافئ لهيدروكسيد الصوديوم يكون مساوياً إلى وزنه الجزيئي مقسوماً على واحد . بينما الوزن المكافئ لهيدروكسيد الكالسيوم يساوي إلى وزن الجزيئي مقسوماً على (2) .

3- إذا كانت المادة تخضع لعملية الأكسدة والإرجاع :

فإن الوزن المكافئ لمادة ما تخضع لعملية الأكسدة أو الإرجاع تمثل كتلتها الجزيئية مقسومة على التغيّر في رقم الأكسدة .

فمثلاً برمنغنات البوتاسيوم في الوسط الحمضي تتحول كما يلي :

$$MnO_4^- + 8H^+ + 5e^- \longrightarrow Mn^{2+} + 4\ H_2O$$

لذلك فإن الوزن المكافئ لبرمنغنات البوتاسيوم يساوي إلى وزنها الجزيئيي مقسوماً على خمسة :

$$Ew_{(g/eq.g)} = \frac{158.03}{5} = 31.61 \quad g/eq.g$$

4- الوزن المكافئ لملح ما :

تحسب الأوزان المكافئة للأملاح المنحلة بالماء وذلك بتقسيم أوزانها الجزيئية على عدد ذرات المعدن مضروباً بتكافئه :

$$Ew = \frac{\text{الوزن الجزيئي للملح}}{\text{عدد ذرات المعدن x تكافؤه}}$$

فالوزن الجزيئي لملح كربونات الصوديوم ذو الوزن الجزيئي 106 غ/مول يحسب كما يلي :

$$Ew = \frac{106}{2 \times 1} = 53 \ g/eq.g$$

وتفيد عدد المتبادلات n في المساهمة عند الانتقال من واحدة المولارية إلى النظامية أو بالعكس كما هو موضح فيما يلي :

$$N = \frac{\text{وزن المادة المنحلة في (1) ليتر}}{\text{الوزن المكافئ}}$$

$$N = \frac{C_{(g/L)}}{Ew_{(g/eq.g)}} = \frac{C_{(g/L)}}{Mw/n}$$

$$N = n\frac{C}{Mw}$$

وبما أن الجزيئية (المولارية) تساوي : $M = \frac{C}{Mw}$

وبالتالي تصبح العلاقة : $N = n.M$

أي بمعرفة عدد المتبادلات يمكن الانتقال مابين النظامية والمولية . كما تفيد النظامية في اشتقاق قانون المعايرة العام الذي هو يعتبر أساس أي معايرة حجمية ، ويمكن اشتقاقه كما يلي:

من المعروف أنه وفي أي تفاعل كيميائي يحصل بين مادتين يكون محققاً فيه دائماً :

عدد مكافئات المادة (1) = عدد مكافئات المادة (2)

ومن تعريف النظامية يمكن حساب عدد المكافئات

$$N = \frac{\text{عدد المكافئات}}{V}$$

عدد المكافئات = NV وبتعويض هذه القيمة في المساواة السابقة نجد :

$$N_2.V_2 = N_1.V_1$$

وهو يعرف بقانون المعايرة العام، حيث يستخدم أثناء المعايرة الحجمية لذلك يسمى بقانون المعايرة الحجمية (أو قانون مور) . كما يستخدم أيضاً أثناء تمديد المحاليل.

2-2-4- التركيز مقدراً بالصيغية (F) :

تعرف الصيغية (F) Formality على أنها تمثل عدد أوزان الصيغ الغرامية المنحلة التي استعملت أصلاً في تحضير ليتر واحد من المحلول . إذ عند حساب المولية لمحلول ما يجب أن تتأين كامل المادة المذابة أو المنحلة في المحلول . لكن في كثير من الأحيان لا يحصل ذلك حيث هناك مواد كثيرة تتأين فقط جزيئاً ضمن المحلول ولتجنب الاستعمال السيئ للمولية تم استخدام واحدة التركيز الصيغية حيث تمثل الصيغية مجموع جميع الصيغ للمادة المنحلة في المحلول . ولتوضيح مفهوم الصيغية بشكل أفضل نأخذ المثال التالي :

ليكن لدينا محلول من كلوريد الصوديوم تركيزه (1M) بما أن هذا الملح يتأين بشكل كامل لذلك من الممكن التعبير عن التركيز كما يلي :

$$NaCl \longrightarrow Na^+ + Cl^-$$

تركيز [+Na] = 1 مولاً = 1 صيغياً وتركيز [-Cl] = 1 مولاً = 1 صيغياً

والتركيز بالنسبة إلى كلوريد الصوديوم يساوي الصفر كتركيز مولي لأنه يتأين بالماء تأيناً كاملاً . أما في محلول يحتوي على حمض الخل تركيزه (1M) . فيوجد ثلاثة أنواع مختلفة من الصيغ في المحلول وهي CH_3COOH، H^+، $CH3COO^-$ وبالتالي يُنْتِجُ محلولاً تركيزه 1F (1 صيغياً) من حمض الخل لكن تركيزه الحقيقي بواحدة المولية هي أقل من 1M .

2-2-5- التركيز مقدراً بالمولالية (L) :

تسمى المولالية (L) Molality أيضاً بالتركيز الجزيئي الوزني وهي تمثل عدد الجزيئات الغرامية الموجودة في كيلوغرام واحد من المذيب . أو وزن المادة المنحلة في واحد كيلوغرام من المادة المذيبة مقسومة على الوزن الجزيئي :

$$L = \frac{\text{عدد الجزيئات الغرامية}}{W} = \frac{C'_{(g/Kg)}}{Mw_{(g/mol)}}$$

حيث تمثل C' وزن المادة مقدرة بالغرام المنحلة في كيلوغرام واحد من المذيب
W تمثل وزن المذيب مقدراً بالكيلوغرام .

لذلك واحدة المولالية هي مول / كغ (mol / Kg)

مثال :

احسب التركيز مقدراً بالمولالية (التركيز الجزيئي الوزني) لمحلول من كلوريد الصوديوم تركيزه 2 % وزناً

الحل :

إن تركيز محلول كلوريد الصوديوم 2 % وزناً يعني أن :

كل 100 غ من المحلول يحتوي على 2 غ من ملح كلوريد الصوديوم

أي كل 98 غ من المحلول يذوب فيها 2 غ من ملح كلوريد الصوديوم

بالتالي 1000 غ من المحلول يذوب فيها C' غ من ملح كلوريد الصوديوم

$$C' = \frac{1000 \times 2}{98} = 20.41\ g$$

وبالتالي إن التركيز الجزيئي الوزني (المولالية) تحسب كما يلي :

$$L = \frac{C'}{Mw} = \frac{20.41}{58.5} = 0.349\ \text{mol / Kg}$$

حيث الوزن الجزيئي لملح كلوريد الصوديوم هو 58.5 غ/مول

مثال :

محلول من كلوريد الصوديوم تركيزه الجزيئي الوزني (2L) وكثافته 1.08 غ/مل والمطلوب حساب المولارية لهذا المحلول :

الحل :

$$L = \frac{C'}{Mw} \Rightarrow C' = L.Mw$$

$$C' = 2 \times 58.5 = 117 \text{ g}$$

إن وزن المحلول هو مجموع وزني المذيب والمذاب معاً وبالتالي وزن المحلول (m) يساوي:

$$m = 1000+117 = 1117 \text{ g}$$

وبالتالي يمكن حساب حجم هذا المحلول بتطبيق قانون الكثافة :

$$d = \frac{m}{V}$$

$$V = \frac{m}{d} = \frac{1117}{1.08} = 1034.4 \ ml$$

وبالتالي التركيز الوزني :

إن كل 1034.4 مل يمثل محلول يحوي 117 غ من ملح كلوريد الصوديوم

بالتالي كل 1000 مل يمثل محلول C غ من ملح كلوريد الصوديوم

$$C = \frac{1000 \times 117}{1034.4} \Rightarrow C = 113.12 \ g/L$$

وبالتالي يكون التركيز الجزيئي الحجمي (المولارية) للمحلول :

$$M = \frac{C}{Mw} = \frac{113.12}{58.8} = 1.93 \ mol/L$$

مثال :

احسب التركيز الجزيئي الوزني لمحلول من حمض كلور الماء تركيزه 2M وكثافته 1.1 غ/مل .

الحل :

بتطبيق قانون الكثافة يمكن حساب وزن ليتر من المحول الحمضي :

$$d = \frac{m}{V} \Rightarrow m = d \cdot V = 1.1 \times 1000 = 1100 \ g$$

ويمكن حساب وزن حمض كلور الماء الموجود في ليتر من المحلول كما يلي :

$$M = \frac{C}{Mw} \Rightarrow C = M \cdot Mw = 2 \times 36.5 = 73 \ g/L$$

وبالتالي فإن وزن المحل (المذيب) يساوي :

$$1100 - 73 = 1027 \text{ g}$$

أي يمكن كتابة :

كل 1027غ من المذيب مضاف لها 73 غ من حمض كلور الماء

كل 1000 غ من المذيب مضاف لها C´ غ من حمض كلور الماء

$$C' = \frac{1000 \times 73}{1027} = 36.03 \ \mathcal{g}$$

$$L = \frac{C'}{Mw} = \frac{36.03}{36.5} = 0.987 \ mol/Kg$$

2-2-6- الكسر الجزيئي (الكسر المولي):

ويعرف أحياناً تحت اسم الكسر المولي، وهو يمثل عدد الجزيئات الغرامية لمكون ما مقسوماً على العدد الكلي للجزيئات الغرامية للمكونات جميعها . فلو كان لدينا محلول يحتوي على مكون واحد فإن الكسر الجزيئي للمادة المنحلة يعطى بالعلاقة التالية:

$$X_1 = \frac{n_1}{n_1 + n_2}$$

حيث يمثل كل من

x_1 :الكسر الجزيئي للمادة المنحلة

n_1 : عدد الجزيئات الغرامية للمادة المنحلة .

n_2 : عدد الجزيئات الغرامية للمحل .

كما يعطى الكسر الجزيئي للمحل بالعلاقة التالية :

$$X_2 = \frac{n_2}{n_1 + n_2}$$

حيث يمثل x_2 الكسر الجزيئي للمحل .

وبشكل عام يعطى الكسر الجزيئي بالعلاقة العامة التالية :

$$X_i = \frac{n_i}{\sum_{i=1}^{n} n_i}$$

حيث تمثل x_i : الكسر الجزيئي للمكون i

n_i : عدد الجزيئات الغرامية للمكون i .

ومن المفيد معرفته بأن مجموع الكسور الجزيئية لمكونات المحلول يجب أن يساوي الواحد دائماً أي يمكن تمثيل ذلك رياضياً بالعلاقة التالية :

$$\sum_{i=1}^{n} x_i = 1$$

مثال :

احسب الكسور الجزيئية لكافة مكونات محلول هيدروكسيد الصوديوم تركيزه 15% كنسبة مئوية وزنية .

الحل :

من تعريف النسبة المئوية الوزنية والتي تمثل وزن المادة المنحلة في 100 غ من المحلول . يمكن حساب وزن هيدروكسيد الصوديوم ووزن الماء .

حيث أن كل 100 غ من المحلول يحتوي على 15 غ من هيدروكسيد الصوديوم و 85 غ من الماء .

وبالتالي يمكن حساب عدد الجزيئات الغرامية لكل من هيدروكسيد الصوديوم والماء.

$$n = \frac{\text{وزن المادة}}{\text{وزنها الجزيئي}} = \frac{m\ (g)}{Mw\ (g/mol)}$$

$$n_{NaOH} = \frac{15}{40} = 0.375\ mol$$

$$n_{H_2O} = \frac{85}{18} = 4.722\ mol$$

أما الكسور الجزيئية لمكونات المحلول تحسب كما يلي :

$$X_{NaOH} = \frac{n_{NaOH}}{n_{NaOH} + n_{H_2O}}$$

$$X_{NaOH} = \frac{0.375}{0.375 + 4.722} = 0.074 \quad , \quad X_{H_2O} = \frac{4.722}{0.375 + 4.722} = 0.926$$

ومن الملاحظ أن مجموع الكسور الجزيئية يجب أن تساوي الواحد في أي محلول ما.

$$X_{NaOH} + X_{H2O} = 0.074 + 0.926 = 1$$

2-2-7- التركيز بأجزاء من الألف وأجزاء من المليون :

- التركيز بأجزاء من الألف ppt : Parts per thousand

هو التركيز في الميلي غرام لكل غرام أي يعبر عن وجود جزء وزني واحد في كل ألف جزء وزني من المادة (مغ / غ).

- التركيز بالأجزاء من المليون ppm : parts per million

هو التركيز في الميلي غرام لكل كيلو غرام أي (مغ/كغ) أي يعبر عن وجود جزء وزني واحد في كل مليون جزء وزني من المادة .

فعندما يقال عن تركيز الذهب في سبيكة ما 5 ppt يعني أن السبيكة تحتوي على خمسة أجزاء من الذهب في كل ألف جزء وزني في السبيكة .

وعندما يقال إن تركيز أيونات الكالسيوم في مياه الشرب هو 120 ppm يعني أن تركيز أيونات الكالسيوم 120 ملغ في واحد كيلو غرام من الماء . وبما أن كثافة الماء النقي تساوي الواحد . بالتالي يقال إن تركيز أيون الكالسيوم في مياه الشرب هو 120 ملغ / ليتر . أي بتقريب أولي تصبح واحدة الـ ppm تمثل وزن المادة المنحلة مقدرة بالميلي غرام في ليتر واحد من المحلول أي واحدتها مغ/ليتر .

وتستخدم وحدتا القياس ppt و ppm عند التعبير عن تراكيز المواد المنخفضة في المحاليل .

مثال :

محلول مائي يحتوي على كلوريد الصوديوم بتركيز قدره 0.001 M والمطلوب حساب تركيز هذا الملح بواحدة الجزء بالمليون ppm .

الحل :

من تعريف المولية التي تعطى بالعلاقة $M = C/Mw$

بالتالي يمكن حساب التركيز مقدراً بالغرام / ليتر

$$C = M.Mw = 0.001 \times 58.5 = 0.00585 \ g / L$$

أي أن التركيز مقدراً بالـ ppm هو :

$$ppm = 0.00585 \times 1000 = 5.85 \ mg / L$$

2-2-8- التركيز بطريقة التصالب :

هناك طريقة تطبق لتحضير محلول ما، وذلك عندما يوجد محلولان بتراكيز مختلفة ويراد تحضير محلول جديد تركيزه يقع بينهما . تطبق في هذه الحالة طريقة التصالب في حساب الحجوم الواجب أخذها من المحلولين لتحضير المحلول الجديد ولنأخذ المثال التالي الذي يوضح مبدأ هذه الطريقة .

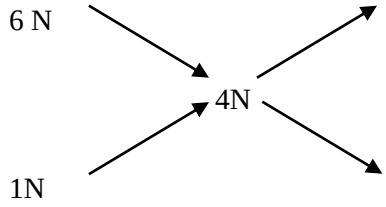
مثال :

حضر محلولاً من ملح كلوريد الصوديوم تركيز 4N من مزج محلولين لملح كلوريد الصوديوم تركيز الأول 6N والثاني تركيزه 1N

الحل :

لحل هذه المسألة نتبع طريقة التصالب وذلك كما يلي :

نضع تراكيز المحاليل الموجودة على الجهة اليسرى فوق بعضها بعضاً ، وهما 6N و 1N ونضع بينهما وعلى اليمين المحلول المراد تحضيره 4N ويتم الوصل بشكل تصالبي بين هذه المقادير كما يلي:

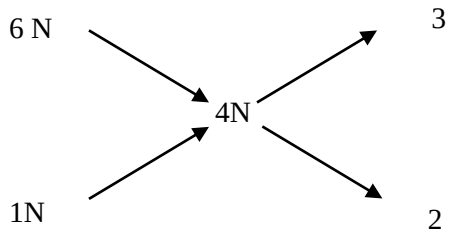


ثم نقوم بعملية الطرح بشكل تصالبي (التركيز الكبير مطروحاً من التركيز الصغير) لكي تكون القيمة موجبة دائماً ،أي أن :

$$6 - 4 = 2$$

$$4 - 1 = 3$$

ويتم وضع نتائج الطرح باتجاه الأسهم أي بالشكل التالي :



أي أن الحجم المأخوذ من المحلول ذي التركيز 6N هو 3 أجزاء بينما الحجم المأخوذ من المحلول ذي التركيز 1N هو جزئين . تمزج هذه الأجزاء مع بعضها فيتم تحضير محلولً من ملح كلوريد الصوديوم تركيزه 4N أي نسبة المحلول الأول (6N) إلى المحلول الثاني (1N) في المزيج هي نسبة 3 إلى 2 على الترتيب .

لذلك عند تحضير محلول من ملح كلوريد الصوديوم تركيزه 4N وحجمه 1000 مل يتم من خلال طريقة التصالب السابقة حساب الأجزاء ومن ثم يتم حساب الحجوم، حيث يحسب مقدار الجزء الواحد الواجب أخذه بتقسيم الحجم الكلي المراد تحضيره على عدد الأجزاء الكلية كما يلي :

$$1000/5=200 \text{ ml}$$

بالتالي الحجم الواجب أخذه من المحلول الأول ذي التركيز 6N هو يمثل حجم الجزء الواحد مضروباً بعدد الأجزاء الواجب أخذها منه وبالتالي هو مساوٍ:

$$200 \times 3 = 600 \text{ ml}$$

أما الحجم الواجب أخذه من المحلول الثاني ذي التركيز 1N هو :

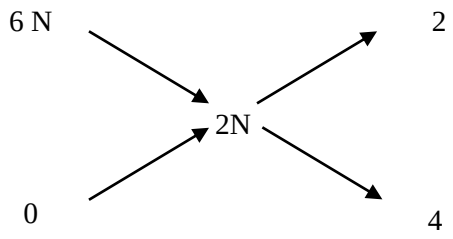
$$200 \times 2 = 400 \text{ ml}$$

مثال :

محلول من حمض الآزوت تركيزه 6N والمطلوب تحضير محلول منه تركيزه 2N وحجمه 600 مل.

الحل :

يمكن تطبيق قاعدة التصالب في تحضير محلول هذا الحمض على اعتبار أن تركيز الحمض في الماء المقطر مساوياً للصفر



بالتالي لتحضير حجم معين من حمض الآزوت ذي التركيز 2N نأخذ 2 جزء (2حجم) من الحمض ذي التركيز 6N ويمزج مع أربعة أجزاء (4 حجوم) من الماء فيتم تحضير المحلول المطلوب .

أي أن مجموع الأجزاء هي ستة أجزاء بالتالي مقدار الجزء الواحد هو :

$$600/6 = 100 \text{ ml}$$

والحجم المطلوب أخذه من المحلول الحمضي الأول هو :

$$100 \times 2 = 200 \text{ ml}$$

أما حجم الحمض الواجب أخذه من الماء المقطر هو :

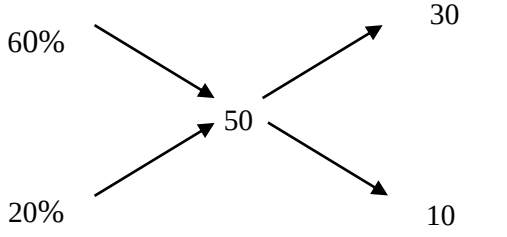
$$100 \times 4 = 400 \text{ ml}$$

أي لتحضير محلول تركيزه 2N وحجمه 600 مل يتم أخذ 200 مل من محلول الحمض ذي التركيز 6N ويوضع فوقه 400 مل من الماء المقطر ويمزج بشكل جيد فيكون قد تم تحضير المحلول المطلوب .

مثال :

حضر محلولاً من هيدروكسيد الصوديوم تركيزه 50 % حجماً من مزج محلولين تركيز أحدهما 60 % والآخر 20 %

الحل : بتطبيق قاعدة التصالب نجد :



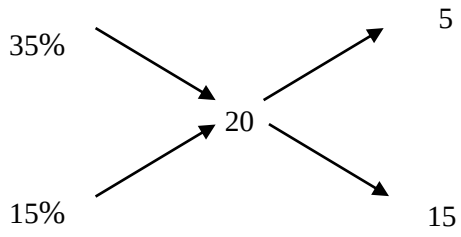
لذلك يتم مزج 30 مل من المحلول الأول (تركيزه 60 %) مع 10 مل من المحلول الثاني (تركيزه 20 %) يكون قد تم تحضير المحلول المطلوب .

مثال :

احسب الوزنين الواجب أخذهما من محلولين لحمض كلور الماء الأول تركيزه 35 % وزناً والثاني تركيزه 15 % وزناً لتحضير محلول من حمض كلور الماء تركيزه 20 % وزناً ووزنه 1 كغ.

الحل :

يتم الحل باستخدام طريقة التصالب :



أي يتم أخذ من المحلول الأول ذي التركيز 35 % وزنه قدرها 5 غ وتمزج مع 15 غ من المحلول الثاني ذي التركيز 15 % فيكون قد تم تحضير محلول وزنه 20 غ.

ولتحضير محلول وزنه 1 كغ نتبع ما يلي :

إن مجموع الأجزاء الواجب أخذها هي عشرون جزءاً : 5+15=20

بالتالي نسبة الجزء الواحد هي :

$$1000/20=50\ g$$

بالتالي الوزن المأخوذ من المحلول الأول ذي التركيز 35 % هو :

$$50 \times 5 = 250\ g$$

والكمية المأخوذة من المحلول الثاني ذي التركيز 15 % هي :

$$50 \times 15 = 750 \text{ g}$$

لهذا عند تحضير محلول وزنه 1Kg من المحلول المطلوب يمزج 250 غ من المحلول الأول ذي التركيز 35 % مع 750 غ من المحلول الثاني ذي التركيز 15 % فيكون قد تم المطلوب.