جامعة حماة

كلية الهندسة الزراعية – سلمية

السنة الأولى – الفصل الأول

تتوفر جميع المحاضرات والدورات وسلالم التصحيح في مكتبة الغد

سلمية غرب تقاطع مدرسة زينب بـ 10م هـ 0338812162

# الكيمياء التحليلية

المحاضرة (7–8)

نظري

2018–2017

Scanned by CamScanner

# الفصل الأول

## مفاهيم أساسية في التحليل الكمي

### 1-1- ماهية الكيمياء التحليلية :

الكيمياء التحليلية هي تخصص علمي يستخدم كافة النظريات والطرائق في الزمان والمكان والوسائل التي تؤدي إلى تحديد طبيعة المادة وتركيبها الكمي والكيفي ، ولا يقتصر دور الكيمياء التحليلية على كونها العلم بوساطة طرائق تحليل المواد فحسب ، بل يتعدى ذلك إلى ابتكار طرائق تحليلية جديدة بالإضافة إلى تطوير الطرائق القديمة لتتماشى مع وتيرة التطور العلمي والتقني . كما تهتم الكيمياء التحليلية أحياناً بالطبيعة الفراغية للمادة أي تهتم بالطريقة التي توجد فيها عناصر هذه المادة في الفراغ .

تشكل الكيمياء التحليلية جزءاً لا يتجزأ من علم الكيمياء إلى جانب فروع الكيمياء الأخرى كالكيمياء العضوية واللاعضوية والفيزيائية والغروية والعامة والبنيوية .

### 1-2- الفرق بين الكيمياء التحليلية والتحليل الكيميائي :

يجب التمييز بين الكيمياء التحليلية والتحليل الكيميائي ، فالتحليل الكيميائي هو عبارة عن تطبيق حرفي لطرائق تحليلية معروفة بدقة وإتقان ، لأن هذه الطرائق تكون موضوعة ومختبرة من قبل اختصاصيين في الكيمياء التحليلية ، وما على المحلل إلا إجراء روتيني يتوقف على مهارته وقدرته على استيعاب هذه الطرائق وتنفيذها . ويهتم المحلل الكيميائي في الدرجة الأولى بالنتيجة النهائية .

يتضمن القياس البسيط في الكيمياء التحليلية تحديد خاصة ما من مثل الكتلة والتيار والكمون والحجم والزمن . أما قياس خواص أخرى كامتصاص طاقة أو إصدارها أو الدوران الضوئي أو قرنية الانكسار أو ثابت التوازن أو



Scanned by CamScanner

أ- الكهرليتات القوية : طبيعة الارتباط في معظم هـذه المركبـات شـاردية ، تتفكك الكهرليتات القوية عملياً تفككاً كاملاً في المحاليل القطبية كالمـاء مـثلاً ، وينتمي إليها : حموض وأسس وأملاح

1- الحمـــوض اللاعضـــوية : HCl ، HI ، HBr ، $HNO_3$ ، $H_2SO_4$ ، $HClO_3$ ..... الخ .

2- ماءات المعادن القلوية والقلوية الترابية ، مثال ذلك :

$Ca(OH)_2$ , $Ba(OH)_2$ , Li OH , NaOH , KOH

$$NaOH \rightarrow Na^+ + OH^-$$

$$KOH \rightarrow K^+ + OH^-$$

3- جميع الأملاح الذوابة في الماء تقريباً :

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

تعد الحموض المعدنية والأسس والأملاح كهرليتات قوية عندما تكون ممددة إلى حد كاف ، ويقل تشدرها كلما ازداد تركيزها .

ب- الكهرليتات الضعيفة : طبيعة الارتباط في معظم هذه المركبات مشتركة .

تتفكك الكهرليتات الضعيفة جزئياً ، وينتمي إليها : تتفكك بشكل جزئي

1- العديد من الحموض اللاعضوية مثال ذلك :

$H_2S$ , $HNO_2$ , $H_2SO_3$ , $H_2SiO_3$ , $H_2CO_3$

$$H_2CO_3 = H_2O + CO_2 \rightarrow 2H^+ + CO_3^{2-}$$

$$H_2S = 2H^+ + S^{--}$$

2- ماءات الأمونيوم وماءات المعادن قليلة الذوبان في الماء . $NH_4OH$

3- معظم الحموض العضوية كحمض الخل وحمض الحماض .

$$CH_3COOH = CH_3COO^- + H^+$$

$$H_2C_2O_4 = C_2O_4^{--} + 2H^+$$



Scanned by CamScanner

مجموعات الهيدروكسيلية والتجمعات الحمضية وبعض المعقدات المشحونة سلباً ( $OH^-$ , $SO_4^{--}$ , $[Al(OH)_6]^{3-}$ ..... ) .

تتفاعل الشوارد الموجودة في المحلول مع الماء مشكلة الهيدرات أو الشوارد المميهة ، حيث تحاط بعدد من جزيئات الماء ، وقد يكون هذا العدد ثابتاً أو متغيراً مثال ذلك : $[Fe(H_2O)_6]^{3+}$ , $[NO_3(H_2O)_n]^-$ .... إلخ.

ويرمز لها عادة بالشكل $Fe^{3+}$ , $NO_3^-$ لسهولة الكتابة .

تتحرك الشوارد الموجودة عند مرور التيار الكهربائي في محلول كهرليتي باتجاهين متعاكسين نحو المساري المعاكسة لها بالشحنة ، فتتجه الشرجبات نحو المهبط والشرسبات نحو المصعد.

تتفكك الكهرليتات في محاليلها بدرجات مختلفة ، ومن الأهمية بمكان معرفة مدى تفككها . ويعبر عن ذلك بدرجة التشرد $\alpha$ ، وهي نسبة عدد الجزيئات المتفككة إلى شوارد ، إلى عدد الجزيئات الكلي في المحلول . ويتم تعيين درجة تشرد المحاليل الكهرليتية تجريبياً عن طريق قياس الناقلية الكهربائية أو بتحديد انخفاض درجة التجمد ..... إلخ . يمكن التعبير عن درجة التشرد بأجزاء الواحدة أوبالنسبة المئوية ، مثال ذلك : $\alpha = 0.40$ أو $\alpha = 40\%$ وهذا يعني أنه من 100 جزيئة من الكهرليت يتحول 40 جزيئة إلى شوارد .

فإذا كانت قيمة $\alpha = 0$ فالمحلول لا يتشرد ويتحول الكهرليت بكامله إلى شوارد عندما تصبح قيمة $\alpha = 100\ \%$ .

تتعلق درجة التشرد بدرجة الحرارة وبتركيز المحلول . فبازدياد درجة الحرارة تزداد درجة التشرد ، وبازدياد التركيز تتناقص . لأنه كلما كانت الشرجبات والشرسبات قريبة من بعضها بعضاً ، ازدادت قوى التجاذب فيما بينها . حيث يتعلق البعد بين الشرجبات والشرسبات بشكل مباشر بتركيز المحلول .

تقسم الكهرليتات وفقاً لدرجة تشردها إلى مجموعتين :



Scanned by CamScanner

وتقوم الكيمياء التحليلية بدور الرقابة على جـودة المحاصـيل الزراعيـة المرتبطة إلى حد كبير بمحتوى التربة على العناصر الكيميائية الضرورية الآتية من الأسمدة وخاصة المنغنيز والبور والحديد والموليبدنيوم وغيرها . بالإضـافة إلى تعيين محتوى النباتات من كافة المكونات المفيدة والضارة . وفـي مجـال الإنتاج الحيواني يتم تحليل العلائق والأعلاف المقدمة للحيوانات .

كما يجب الإشارة إلى ما تقوم به الكيمياء التحليلية في مجال مراقبة المواد الغذائية والأدوية الطبية ، بالإضافة إلى التحاليل التي تسهم في كشف كثير مـن الأمراض ونذكر منها على سبيل المثال تحاليل الدم والبول والبراز ، والتحاليـل المناعية ، وبازدياد تلوث البيئة تقف الكيمياء التحليلية أمـام تحـديات جديـدة لمراقبة الهواء والماء والغذاء باستمرار . وتصبح بهذا الشـكل بمثابـة صـمام الأمان لمستقبل آمن للبشرية لأنها تؤمن المراقبـة الضـرورية لكـل منتجـات واحتياجات الإنسان وتضبط جودتها .

**1-4- مبادىء أساسية في الكيمياء التحليلية :**

نستعرض بعض المبادىء الأساسية الضرورية ، خاصة تلك التي تتعلق بالمحاليل وتركيبها الكيميائي ، والطرائق المختلفة للتعبير عن تركيزها ، وتمديد المحاليل بالإضافة إلى تصنيف المركبات من حيث تشردها في المحاليل المائيـة أو في الماء .

**1-4-1- درجة تفكك الكهرليتات :**

وضعت نظرية تفكك الكهرليتات من قبل العالم أرينوس عـام 1886 . وتقسم المادة حسب هذه النظرية إلى كهرليتات تنقل التيار الكهربائي ، وينتمـي إليها الحموض والأسس والأملاح ، وإلى لا كهرليتات ينتمي إليها معظم المـواد العضوية التي لا تمرر التيار الكهربائي .

عند إذابة جزيئات الكهرليتات في الماء تتفكك إلى شرجبات وشرسبات وينتمـي للشرجبات كل من المعادن والهيدروجين وبعض المعقدات ذات الشحنة الموجبة ( مثال : $K^+$ , $H^+$ , $[Cu(NH_3)_4]^{2+}$ .... )وينتمي إلى الشرسبات شـوارد



Scanned by CamScanner

حدارة التفاعل فتعد قياسات أكثر تعقيداً . وسواء أكان القياس بسيطاً أم معقداً فإن مسؤولية المحلل الكيميائي تكمن في قدرته على إجراء القياس بدقة .

**1-3- ارتباط الكيمياء التحليلية بالمجالات المختلفة للعلوم :**

لقد رافقت الكيمياء التحليلية كافة فروع الكيمياء منذ انطلاقتها الأولى إبان صياغة قوانين الكيمياء الأساسية كقوانين الاتحادات الكيميائية وقانون فعل الكتلة والنسب المضاعفة والقانون الدوري . وتداخلت معها بصورة محكمة بحيث يتعذر علينا تصور فروع الكيمياء من دون الكيمياء التحليلية التي ظهرت كفرع مستقل في علم الكيمياء منذ أن اكتشف العالم الروسي مندلييف القانون الدوري. وكانت أعماله هي الأساس المتين الذي استندت إليها نظرية الكيمياء التحليلية .

وتبعاً لدخول عدد كبير من الكواشف العضوية في التحليل الكيميائي للمركبات اللاعضوية ونتيجة للتطور الحديث لنظرية الرابطة الكيميائية وآلية التفاعلات الكيميائية يزداد ارتباط الكيمياء التحليلية بالكيمياء العضوية واللاعضوية والفيزيائية .

كما تعمقت علاقة الكيمياء التحليلية مع الرياضيات . فبعض الحسابات النظرية التحليلية كثابت تشكل المعقد وثوابت تشرد الحموض والأسس في الحالات المعقدة والمعالجة الإحصائية للنتائج التحليلية لا يمكن أن تتم بدون الطريقة الرياضية والآلات الحاسبة والإلكترونية .

كما توصلت جهود الكيميائيين والفيزيائيين إلى نجاحات باهرة . حيث سمحت الأجهزة التي صنعوها بإجراء قياسات تحليلية ذات حساسية عالية اعتماداً على طرائق تحليل فيزيائية – كيميائية وفيزيائية صرفة .

ترتبط الكيمياء التحليلية ارتباطاً وثيقاً بالصناعة فهي تشرف إشرافاً كاملاً على كل مرحلة من مراحل الإنتاج . حيث يتم تحليل عينات باستمرار في كل مرحلة منذ البداية وحتى النهاية .

كما يتم التحقق من جودة المواد الأولية للتصنيع . وهذه الرقابة التي أصبحت آلية في الصناعة تمكننا من الحكم على جودة المنتجات .



Scanned by CamScanner

$$C_{H_2O} = \frac{997.8}{18.02} = 55.37\ M$$

نعوض هذه القيمة في عبارة الجداء الشاردي للماء فنجد :

$$K_W = 1.8 \times 10^{-16} \times 55.37 \approx 10^{-14}$$

ن هذه الحسابات قد أجريت في درجة حرارة الغرفة والبالغة 25°C لأن الجداء لشاردي للماء يتغير كثيراً بتغير درجة الحرارة .

الجدول (1) تغير قيمة الجداء الشاردي بتغير درجة الحرارة

| °C | 0 | 22 | 50 | 80 | 100 |
|---|---|---|---|---|---|
| $K_W$ | $0.12 \times 10^{-14}$ | $1 \times 10^{-14}$ | $5.495 \times 10^{-14}$ | $25.119 \times 10^{-14}$ | $54.905 \times 10^{-14}$ |
| $PK_W$ | 14.92 | 14 | 13.26 | 12.60 | 12.26 |

نلاحظ من الجدول (1) أن قيمة الجداء الشاردي للماء $K_W$ تـزداد نحـو 457 مرة لدى رفع درجة حرارة المحلول من 0°C إلى 100°C وهي قيمة محسوسة يجب أن تؤخذ بعين الاعتبار لدى قياس درجة حموضة المحاليل .

1-4-4- الوزن الذري – الوزن الجزيئي : المول

يعرف الوزن الذري لأي عنصر بأنه الوزن الذري من العنصر الـذي يحتوي على عدد أفوكادرو من ذراته الحقيقية ، أي أن الوزن الـذري لـذرة الأكسجين 16 غراماً هو وزن $6.023 \times 10^{23}$ ذرة من ذرات الأكسـجين . أمـا الوزن الجزيئي لأي مركب كيميائي فيساوي أيضاً وزن عـدد أفوغـادرو مـن جزيئات المركب الحقيقية ففي حالة مول واحد من غاز الأكسجين ( $O_2$ ) يكون وزنه الجزيئي مساوياً إلى 32 غراماً . وفي حالة جزيء مكون من عدة عناصر كالماء مثلاً ، يكون مساوياً إلى مجمـوع الأوزان الذريـة للعناصـر المكونـة للجزيء ، وفي مثالنا يساوي 18 غراماً .



Scanned by CamScanner

$$(NH_4)_2Fe(SO_4)_2 = 2NH_4^+ + Fe^{2+} + 2SO_4^{2-}$$

الأملاح المعقدة : تشكل هذه الأملاح عند تفككها نوعين من الشوارد ، بسيطاً ومعقداً ، ويمكن أن تكون الشوارد المعقدة مشحونة سلباً أو إيجاباً :

$$Ag(NH_3)_2Cl = [Ag(NH_3)_2]^+ + Cl^-$$

$$K_4[Fe(CN)_6] = [Fe(CN)_6]^{4-} + 4K^+$$

حيث : $[Ag(NH_3)_2]^+$ شرجبة معقدة .

$[Fe(CN)_6]^{4-}$ شرسبة معقدة .

نلاحظ مما تقدم أن الحموض والأسس القوية وكافة الأملاح المنحلة تكون كهرليتات قوية ، وأن الحموض والأسس الضعيفة والماء وبعض الأملاح مثل: $Hg(CN)_2$ و $Hg_2Cl_2$ تكون كهرليتات ضعيفة . ويكون الكهرليت قوياً عندما تزيد درجة تشرده عن 30% ، ويعد الكهرليت ضعيفاً عندما تقل درجة تشرده عن 3% ، ويمكن اعتبار درجة التشرد مساوية إلى 100% عند معظم الكهرليتات القوية .

### 4-1-3 تشرد الماء :

يتحول قسم ضئيل جداً من الماء إلى شوارد لأنه كهرليت ضعيف جداً . حيث يتشرد وفق المعادلة التالية :

$$H_2O + H_2O \leftrightarrow H_3O^+ + OH^-$$

أو بالشكل المبسط :

$$H_2O \leftrightarrow H^+ + OH^-$$

ويكون ثابت تشرد الماء حسب قانون فعل الكتلة :

$$K = \frac{C_{H^+} \cdot C_{OH^-}}{C_{H_2O}} = 1.8 \times 10^{-16}$$

$$K_W = K \cdot C_{H2O} = 1.8 \times 10^{-16} \cdot C_{H2O}$$

حيث تمثل $K_W$- الجداء الشاردي للماء .

لنأخذ ليتراً من الماء فيكون وزنه 997.8 غرام ، ويبلغ وزن الجزيئة الواحدة من الماء 18.02 غراماً ، فيكون عدد جزيئات الماء في الليتر هو :



Scanned by CamScanner

لاحظ وجود أربعة أنواع من الشوارد في المحلـــول : $PO_4^{3-}$ , $HPO_4^{--}$ , $H^+$ , $H_2PO_4^-$.

ب- تفكك الأسس :

تعطي الأسس عند تفككها في المحاليل المائية شوارد الهيدروكسيل ، ويعبر عن تفككها بالتالي :

$$NaOH = Na^+ + OH^-$$

$$Ca(OH)_2 = Ca^{2+} + 2\,OH^-$$

تكون معظم الماءات غير ذوابة في الماء . ويحدد عدد الوظائف الأساسية مـــن عدد شوارد الهيدروكسيل التي يعطيها الأساس . فماءات الصوديوم تعد أساســاً أحادي الوظيفة ، أما ماءات الكالسيوم فهي أساس ثنائي الوظيفة .

ج- تفكك الأملاح :

تقسم الأملاح إلى خمسة أنواع مختلفة :

1- الأملاح المعتدلة : تشكل هذه الأملاح عند تفككها شرجبة المعدن وشرســبة حمضية ضعيفة ، مثال ذلك :

$$KCl = K^+ + Cl^-$$

2- الأملاح الأساسية :تشكل الأملاح الأساسية عند تفككها جزءاً حمضياً وشوارد الهيدروكسيل ، ويكون تفككها على مراحل :

$$BaOHCl = Ba(OH)^+ + Cl^-$$

$$Ba(OH)^+ = Ba^{2+} + OH^-$$

3- الأملاح الحمضية : تعطي عند تفككها جزأين من الشرجبات ، أحدها المعدن والآخر شاردة الهيدروجين ، ويتم تفككها على مراحل :

$$NaHSO_4 = Na^+ + HSO_4^-$$

$$HSO_4^- = H^+ + SO_4^{2-}$$

4- الأملاح المضاعفة ( المختلطة ) : وهي عبارة عن كهرليتات تشــكل عنــد تفككها نوعين من الشرجبات :



Scanned by CamScanner

## تفكك الكهرليتات :

ن نظرية التفكك الكهرليتي تفكك الحموض والأسس والأملاح .

### – تفكك الحموض :

عطي الحموض عند تفككها شرسبة من نوع واحد إلى جانب شرجبة هيدروجين . وتحدد الوظائف الحمضية من عدد شوارد الهيدروجين المتشكلة نيجة لتفكك الحمض . فالحمض الأحادي الوظيفة يتفكك على مرحلة واحدة عطياً شاردة هيدروجين واحدة مثال ذلك :

$$HNO_3 = H^+ + NO_3^-$$

يتخلى حمض الخل عن ذرة هيدروجين واحدة من المجموعة الكربوكسيلية ؛ ذلك يعد حمضاً أحادي الوظيفة رغم احتوائه على أربع ذرات هيدروجين .

$$CH_3COOH = CH_3COO^- + H_+$$

تنتمي إلى الحموض تلك المركبات المعقدة التي تحتوي على ذرة هيدروجين نادرة على التفاعل مع الهيدروكسيدات . مثال ذلك :

$$[Fe(H_2O)_6]^{3+} + H_2O = [Fe(H_2O)_5OH]^{2+} + H_3O^+$$

$$[Al(H_2O)_6]^{3+} + H_2O = [Al(H_2O)_5OH]^{2+} + H_3O^+$$

كما تتفكك الحموض ثنائية وثلاثية الوظيفة على مراحل تعطي في كل مرحلة حصة جديدة من شوارد الهيدروجين ، مثال ذلك تفكك حمض الفوسفور الذي يجري على ثلاث مراحل :

(1) $H_3PO_4 = H^+ + H_2PO_4^-$ $\alpha = 26\ \%$

وتتفكك الشرسبة الناتجة $H_2PO_4^-$ جزئياً لإعطاء شاردة من الهيدروجين :

(2) $H_2PO_4^- = H^+ + HPO_4^{2-}$ $\alpha = 0.11\ \%$

كما تتفكك الشرسبة $HPO_4^{2-}$ لإعطاء شاردة أخيرة من الهيدروجين :

(3) $HPO_4^{2-} = H^+ + PO_4^{3-}$ $\alpha = 0.001\ \%$

إن قيم درجات التشرد مأخوذة في محلول عشر نظامي من حمض الفوسفور ، وتكون درجة التشرد أعظمية في المرحلة الأولى وأصغرية في المرحلة الثالثة .



Scanned by CamScanner

شوارد الباريوم الثنائية التكافؤ وإنما لأن هذا الوزن يتفاعل مع وزن جزيئي واحد من شوارد الفضة .

إن اعتبارات المثال الأخير تدل على الأهمية الكبيرة في التمييز الدقيق بين الأجسام المتفاعلة . فإذا استطعنا القول : إن الوزن المكافىء للمركب AlOCl يساوي ثلث الوزن الصيغي له معتمدين على وجود جزيء غرامي من شاردة الألمنيوم الثلاثية التكافؤ فإن هذا القول سيكون صحيحاً إذا كانت شاردة الألمنيوم داخلة في التفاعل . لكن إذا كانت شاردة الفضة هي الشاردة المتفاعلة مع المركب AlOCl فإن وزنه المكافىء سيساوي وزنه الجزيئي .

يدل المثال السابق على أنه قد يكون للمركب أكثر من وزن مكافىء واحد .

فمثلاً عند معايرة شوارد الفضة مع محلول من سيانيد البوتاسيوم نستطيع أن نكشف نقطة نهاية المعايرة مع كلا التفاعلين :

$$2CN^- + 2Ag^+ \rightarrow Ag[Ag(CN)_2]_{(s)}$$

$$2CN^- + Ag^+ \rightarrow [Ag(CN)_2]^-$$

ففي التفاعل الأول يكون الوزن المكافىء لسيانيد البوتاسيوم مساوياً لوزنه الجزيئي ، بينما وفقاً للتفاعل الثاني فإن وزنه المكافىء يساوي مثلي وزنه الجزيئي .

**3- لتفاعلات الأكسدة والإرجاع :**

نعرف الوزن المكافىء في تفاعل أكسدة – إرجاع بأنه الوزن الذي ينتج أو يستهلك ، بصورة مباشرة أو غير مباشرة الكتروناً واحداً . وبالتالي يكون الوزن المكافىء مساوياً لقسمة الوزن الجزيئي على عدد الالكترونات المقدمة من العامل المرجع أو التي يكسبها العامل المؤكسد . لنأخذ على سبيل المثال تفاعل أكسدة شاردة الأكزالات بواسطة شاردة البرمنغنات :

$$5C_2O_4^{2-} + 2MnO_4^- + 16H^+ \rightarrow 10CO_2 + 2Mn^{2+} + 8H_2O$$

إن التغير في عدد الأكسدة للمنغنيز يساوي 5 لأن هذا العنصر يمر من حالة الأكسدة 7+ إلى الحالة 2+ . لذلك فإن الوزن المكافىء للشاردة $MnO_4^-$ أو



Scanned by CamScanner

## عادلات المصحوبة بتشكل الرواسب أو المعقدات :

نعرف الوزن المكافىء لكاشف مرسب في تفاعل تشكل الراسب لكاشف
كل معقداً بأنه الوزن الذي يتفاعل مع أو يثبت وزن جزيئي غرامي من
ارة الموجبة المتفاعلة إذا كانت وحيدة التكافؤ ، ونصف الوزن الجزيئي إذا
ت ثنائية التكافؤ ، وثلث الوزن الجزيئي إذا كانت ثلاثية التكافؤ وهكذا ....
الشاردة الموجبة المتعلقة بهذا التعريف هي دائماً الشاردة التي يتطلبها التفاعل
اشرة وليست بالضرورة الشاردة الموجبة في المركب المراد حساب وزنه
كافىء .

مثال ذلك : $Ag^+ + Cl^- \rightarrow AgCl_{(S)}$

ون الشاردة الموجبة المتفاعلة هنا هي شاردة الفضة الوحيدة التكافؤ .

ين في الجدول ( 2 ) الأوزان المكافئة لبعض المركبات التي تستطيع أن
شارك في هذا التفاعل .

الجدول ( 2 ) الأوزان المكافئة لبعض المواد التي تتفاعل لتعطي رواسب

| المادة Substance | الوزن المكافىء Equivalent Weight |
|---|---|
| $Ag^+$ | $M_{Ag+}$ |
| $AgNO_3$ | $M_{AgNO3}$ |
| $Ag_2SO_4$ | $\frac{M_{Ag2SO4}}{2}$ |
| NaCl | $M_{NaCl}$ |
| $BaCl_2 . 2H_2O$ | $M_{BaCl2 . 2H2O}$ |
| $AlCl_3$ | $\frac{M_{AlCl3}}{3}$ |
| AlOCl | $M_{AlOCl}$ |

نلاحظ من الجدول ( 2 ) أن الوزن المكافىء لكلور الباريوم يساوي
نصف الوزن الجزيئي، ولكن ليس لأن هذا الوزن يحوي ½ الوزن الصيغي



Scanned by CamScanner

## ١- التفاعلات الحمضية – الأساسية :

يساوي الوزن المكافىء : $E = \frac{M}{n}$

حيث : M – الوزن الجزيئي للحمض أو الأساس .

n – عدد شوارد الهيدروجين أو الهيدروكسيل المشاركة في التفاعل المعني .

مثال (1) :

الوزن المكافىء لماءات الباريوم $E_{Ba(OH)_2} = \frac{M_{Ba(OH)_2}}{2}$

ولماءات الصوديوم $E_{NaOH} = \frac{M_{NaOH}}{1}$

ولحمض الكبريت $E_{H_2SO_4} = \frac{M_{H_2SO_4}}{2}$

ولحمض الخل $E_{CH_3COOH} = \frac{M_{CH_3COOH}}{1}$

وعندما تتفاعل كربونات الصوديوم مع حمض كلور الماء :

( a ) $Na_2CO_3 + HCl \rightarrow NaCl + NaHCO_3$

( b ) $Na_2CO_3 + 2\,HCl \rightarrow 2\,NaCl + H_2CO_3$

يكون الوزن المكافىء لكربونات الصوديوم في التفاعل الأول ( a ) مساوياً إلى الوزن الجزيئي ، وفي التفاعل الثاني ( b ) مساوياً إلى نصف الوزن الجزيئي .

أما في التفاعلات التالية لحمض الفوسفور مع ماءات الصوديوم :

$H_3PO_4 + NaOH \rightarrow NaH_2PO_4 + H_2O$

$H_3PO_4 + 2NaOH \rightarrow Na_2HPO_4 + 2H_2O$

$H_3PO_4 + 3NaOH \rightarrow Na_3PO_4 + 3H_2O$

يكون الوزن المكافىء لحمض الفوسفور في التفاعل الأول مساوياً لوزنه الجزيئي ، وفي التفاعل الثاني مساوياً لنصف وزنه الجزيئي ، وفي الثالث مساوياً لثلث وزنه الجزيئي .



Scanned by CamScanner

40g NaOH تفاعل تماما مع 36.5g HCl
1 eq 1 eq

الوزن المكافيء أو المكافيء الغرامي :

الوزن المكافيء للعنصر بأنه وزن من العنصر الذي يتحد مع 8 أجزاء وزنية من O،
ية من الأكسجين أو مع 1.008 جزء وزني من الهيدروجين . ويختلف
زن المكافيء للمركب أو العنصر المدروس باختلاف التفاعل الجاري. وبشكل عام،
م يتفاعل الوزن المكافيء من أي مركب مع وزن مكافيء من أي مركب آخر .
ر. ويساوي المكافيء الغرامي الواحد إلى الوزن المكافيء مقدراً بالغرام. مثلاً
ن 36.5 غراماً من HCl تساوي مكافئاً من HCl ،و40 غراماً من NaOH
اوي مكافئاً من NaOH .ويتفاعل المكافيء الغرامي الواحد من حمض كلور
اء بشكل تام مع مكافيء غرامي واحد من ماءات الصوديوم بالرغم من اختلاف
تلاف الوزن بالغرام الذي يعبر عنه المكافيء الواحد في الحالتين " .

-4-6- تحديد المكافيء الغرامي أو الوزن المكافيء :

إن الوزن المكافيء من المادة معبراً عنها بالغرام تكافيء :

) – شاردة غرامية واحدة من الهيدروجين أو شاردة غرامية واحدة من شوارد
يدروكسيل في التفاعلات الحمضية – الأساسية .

) – الكترون واحد يكسبه أو يفقده جزيء أو شاردة المادة في تفاعلات الأكسدة
الإرجاع .

) – شاردة واحدة لمعدن وحيد التكافؤ أو نصف شاردة معدن ثنائي التكافؤ في
تفاعلات المصحوبة بتشكل رواسب أو في التفاعلات المصحوبة بتشكل
قدات .

ا أن القيمة العددية للوزن المكافيء تتعلق بالتفاعل الذي تدخل فيه المادة
مطلوب حساب وزنها المكافيء ، لذلك لن يكون الوزن المكافيء للمادة مقداراً ثابتاً
بتاً،وذلك خلافاً للوزن الجزيئي الغرامي الذي يعد ثابتاً وفي كل الظروف.لذلك
ند حساب الوزن المكافيء لمادة ما لا بد من كتابة التفاعل الذي تقوم به المادة.

---

. يطلق على عدد أفوغادرو من الذرات الحقيقية أو الجزيئات الحقيقية بالمول (Mole ) ويرمز له
لحرف M .



Scanned by CamScanner

a- كمية المادة المنحلة ، بالغرام .

n- عدد المولات من المادة المنحلة

$C_M$- التركيز مقدراً بالمول / لتر

V- حجم المحلول بالليتر .

$M_S$- كتلة مول واحد من المادة المنحلة ، بالغرام .

إذا كان V = 1 فإن العلاقة المذكورة تأخذ الشكل :

$$C_M = \frac{m}{M_S} \quad mol/\ell$$

وغالباً ما يستعاض عن $C_{MS}$ بالرمز C فقط ، وإلى جانب العدد الدال على التركيز يوضع الحرف M للدلالة على أن التركيز معبر عنه بالمولية . كأن نقول محلول عشر مولي ( عشر جزيئي غرامي ) 0.1 M ومحلول تركيز 2M وهكذا .....

مثال (2) :

كم غراماً من $CuSO_4 . 5H_2O$ يلزم لتحضير ليترين من محلول يبلغ تركيزه الحجمي 4M ؟

الحل : تساوي الكتلة الجزيئية لـ $CuSO_4 . 5H_2O$ : 249.69 غراماً .

لتحضير ليتر واحد من محلول تركيزه 1M يلزم 249.69 gr من الملح ،

وبالتالي لتحضير ليتر واحد من محلول تركيزه 4M يلزم 4 × 249.69 gr من الملح ، ولتحضير ليترين من محلول تركيزه 4M يلزم مثلي الكمية المذكورة أي:

$$C = \frac{m}{M \cdot V} \Rightarrow m = C \cdot M \cdot V \Rightarrow 2 \times 4 \times 249.69 = 1997.52 \text{ gr}$$



Scanned by CamScanner

(3) $MnO_4^- + 4e^- + 3H_2P_2O_7^{2-} + 8H^+ \rightarrow Mn(H_2P_2O_7)_3^{3-} + 4H_2O$

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

نلاحظ من التفاعلات الأربعة السابقة أن التغير في عدد الأكسدة للمنغنيز يساوي على الترتيب 1 , 3 , 4 , 5 . لهذا فإن الوزن المكافىء لشاردة البرمنغنات يساوي إلى الوزن الجزيئي في التفاعل الأول ، ثلث الوزن الجزيئي في التفاعل الثاني ، وربع الوزن الجزيئي في التفاعل الثالث وأخيراً خمس الوزن الجزيئي في التفاعل الرابع .

**4- المكافىء الغرامي للأملاح :**

تحسب الأوزان المكافئة للأملاح بشكل مختلف عن الحالات الثلاث المذكورة سابقاً . والحديث هنا يخص الأملاح المنحلة بالماء . ويمثل الوزن المكافىء عدد الذرات المعدنية في الجزيء الواحد مضروباً بتكافؤ المعدن . ولتوضيح ذلك نورد كمثال الأملاح التالية: $Fe(SO_4)_3$ , $FeCl_3$ , $K_2CO_3$ , $FeSO_4$ , $NaCl$ يكون الوزن المكافىء لهذه المركبات مساوياً إلى الوزن الجزيئي مقسوماً بالترتيب على 1 , 2 , 2 , 3 , 6 .

**1-5- واحدات التركيز ( Concentration )**

يعرف تركيز المحلول بأنه عدد يدل على كمية المادة المذابة في وحدة الوزن أو الحجم من المحلول . ويعبر عن التركيز بعدة واحدات .

**1-5-1- التركيز الجزيئي الحجمي ( المولية ) Molarity : M**

تعرف مولية المحلول بأنها عدد الجزيئات الغرامية من المادة المذابة (Solute ) في ليتر واحد من المحلول ( Solvent ) . ولتعيين مولية المحلول يحسب أولاً عدد غرامات المادة المذابة الموجودة في ليتر واحد من المحلول ، ثم يقسم هذا العدد على الكتلة الجزيئية للمادة المذابة ويكون :

$$C_M = \frac{n}{V} = \frac{m}{MV}$$



Scanned by CamScanner

Mn يساوي إلى 1/5 الوزن الجزيئي . من ناحية ثانية نلاحظ أن ذرة الكربون في شاردة الأكزالات تتأكسد من الحالة 3+ إلى الحالة 4+ لهذا فإن الوزن المكافىء لأكزالات الصوديوم يساوي ½ الوزن الجزيئي لأن الصيغة الواحدة تحوي ذرتين من الكربون .

نبين في الجدول (3) بعض الأوزان المكافئة لبعض المركبات الحاوية على Mn أو C .

جدول (3) بعض الأوزان المكافئة لبعض المركبات الحاوية على Mn أو C

| المادة Substance | الوزن المكافىء Equivalent Weight |
|---|---|
| Mn | $\frac{M_{Mn}}{5}$ |
| $KMnO_4$ | $\frac{M_{KMnO4}}{5}$ |
| $Ca(MnO_4)_2 . 4H_2O$ | $\frac{M_{Ca(MnO4)2 . 4H2O}}{2\times5}$ |
| $MnO_3$ | $\frac{M_{Mn2o3}}{5\times2}$ |
| $CO_2$ | $\frac{M_{CO2}}{1}$ |
| $C_2O_4^{2-}$ | $\frac{M_{C2O4^{2-}}}{2}$ |

وذلك اعتماداً على التفاعل المذكور أعلاه .

يتغير الوزن المكافىء لعامل مؤكسد أو مرجع طبيعة التفاعل المدروس.

فمثلاً تتفاعل شاردة البرمنغنات مع العوامل المرجعة وفق أربعة نماذج مختلفة كالتالي :

(1) $MnO_4^- + e^- \rightarrow MnO_4^{2-}$

(2) $MnO_4^- + 3e^- + 2H_2O \rightarrow MnO_{2\,(S)} + 4OH^-$



Scanned by CamScanner

### 1-5-7- العيار Titer : T

وهو عدد غرامات المادة المذابة في ميلي ليتر واحد من المحلـــول أي العيـــار الحجمي .

$$T = \frac{m_g}{V_{ml}} = \frac{C_N \cdot E}{1000} = \frac{C_M \cdot M_S}{1000}$$

حيث : m- كتلة المادة المذابة بالغرام .

V- حجم المحلول بالميلي ليتر .

E- المكافىء الغرامي للمادة المذابة مقدراً بالغرام .

$M_S$- كتلة جزيء غرامي واحد من المادة المذابة .

ويمكن حساب النظامية من العلاقة السابقة :

$$C_N = \frac{T \cdot 1000}{E} = \frac{m \cdot 1000}{E \cdot V}$$

والانتقال من النظامية إلى العيار الحجمي :

$$T = \frac{N.E}{1000}$$

### 1-5-8- أجزاء في الألف وأجزاء في المليون

**Parts per thousand and parts per million**

يعبر عن تركيز الكميات القليلة في المحاليل الممددة بهاتين الوحدتين :

حيث تعبر ppt- – عن وجود جزء وزني واحد في كل ألف جزء وزني مـــن المادة . و ppm –– تعني وجود جزء وزني واحد في كل مليون جزء وزني من المادة الأصلية .

$$1ppm = 1mg / gr = 1mg / kg = 1gr / ton$$



Scanned by CamScanner

C = 2 M

مثال (5) : ما هو التركيز الجزيئي الوزني لمحلول حمض الكبريت تركيزه 2M وكثافته $1.18\ gr/cm^3$ .

الحل : إن كتلة ليتر من المحلول هو : $1.18 \times 1000 = 1180\ gr$

إن كتلة حمض الكبريت الموجود في ليتر من المحلول هو :

$$98 \times 2 = 196\ gr$$

لنحسب كمية الماء في ليتر من المحلول :

$$m_L = 1180 - 196 = 984\ gr$$

كل 984 gr من المحلول تحتوي على 2M من $H_2SO_4$

كل 1000 gr من المحلول تحتوي على XM من $H_2SO_4$

$$X = \frac{2 \times 1000}{984} = 2.03L$$

1-5-4- التركيز بالغرام في الليتر C : g/L

يعرف بكتلة من المادة المذابة في ليتر من المحلول . وتستخدم هذه الواحدة في كثير من التطبيقات الصناعية ، فمحلول كلوريد الصوديوم 7 gr /lit يعني وجود 7gr في كل ليتر من المحلول .

1-5-5- التركيز بالنسبة المئوية الحجمية : ( وزن / حجم )

تعبر عن كمية المادة المذابة مقدرة بالغرام في 100ml من المحلول ، فمحلول ماءات البوتاسيوم 5 % حجماً يعني وجود 5 gr من ماءات البوتاسيوم في كل 100 ml من المحلول .

1-5-6- التركيز بالنسبة المئوية الوزنية :

ويعرف بعدد غرامات المادة المذابة في 100 gr من المحلول :

$$C\% = \frac{m_1}{m_1 + m_2} \times 100$$

حيث : $m_1$ - كمية المادة المذابة مقدرة بالغرام .

$m_2$ - كمية المذيب مقدرة بالغرام .



Scanned by CamScanner

على N مكافىء غرامي، فإن 1ml يحوي $\frac{N}{1000}$ مكافىء غرامي أو N ميلي

مكافىء غرامي ويحوي الحجم V على $(\frac{N}{1000})V$ مكافىء غرامي أو $\frac{N.V}{1000}$

غرام أو NV ميلي مكافىء أو NVE ميلي غرام = m

مثال (4) :

احسب نظامية محلول حمض الفوسفور ، كحمض ثلاثي الوظيفة الحمضية مع العلم أن حجماً قدره 250 ml من محلوله يحوي 32.66 gr من $H_3PO_4$ .

الحل : بما أن 32.66 gr = المكافىء الغرامي لحمض الفوسفور ، يكون تركيز المحلول :

$$C_N = \frac{m.1000}{E.V} = \frac{32.66 \times 1000}{32.66 \times 250} = 4N$$

1-5-3- التركيز الجزيئي الوزني Molality = L

يعبر هذا التركيز عن عدد الجزيئات الغرامية الموجودة في كيلوغرام واحد من المذيب وتسمى هذه المحاليل بالمولالية ( Molal Soulutions ) وذلك لتمييزها من المحاليل الجزيئية الغرامية ( Molar Solutions ) :

$$C_{mol} = \frac{n}{L} = \frac{m}{M_S.L}$$

حيث : n- عدد الجزيئات الغرامية من المادة المذابة .

L- عدد كيلوغرامات المذيب .



Scanned by CamScanner

مثال (3) : $m = 49\ g$ $V = 0.5\ l$ $C = ?$

احسب مولية حمض الكبريت إذا كان كل 500 مل من محلول تحوي 49,04gr من $H_2SO_4$ .

الحل : نحسب في البداية كمية حمض الكبريت الموجودة في ليتر واحد فتكون :

$$2 \times 49.04 = 98.08\ gr$$

$$C = \frac{49.04}{98 \times 0.5} = C_M = \frac{m}{M_s . V} = \frac{98.08}{98.08 \times 1} = 1\,M$$

## 1-2-5- النظامية أو العيارية Normality : N

تعرف نظامية المحلول بأنها عدد المكافئات الغرامية أو الأوزان المكافئة المذابة في ليتر من المحلول :

$$C_N = \frac{N}{V} = \frac{m}{E . V} \quad , \quad E . eq = m$$

$$C_N . V = eq = \frac{m}{E}$$

حيث N- عدد المكافئات الغرامية .

m- كمية المادة المذابة مقدرة بالغرام .

V- حجم المحلول بالليتر .

E- المكافىء الغرامي للمادة المذابة .

وعندما تكون العينة من المادة الأصلية مذابة في V (ml) نجد أن :

$$C_N = \frac{m . 1000}{E . V}$$

حيث : V- حجم المحلول بالمليليتر .

وبما أن النظامية تعني عدد المكافئات الغرامية الموجودة في ليتر من محلول المادة ، فإن جداء حجم محلول المادة مقدراً بالليتر في نظاميتها يساوي إلى عدد المكافئات الغرامية للمادة . وبالتالي إذا احتوى الليتر الواحد من محلول المادة



Scanned by CamScanner

## قانون المزج (قاعدة التصالب)

عند مزج محلولين مختلفي التركيز لمادة واحدة يتكون محلول ذو تركيز جديد . فإذا مزج محلول تركيزه a % مع محلول تركيزه b % تشكل محلول جديد تركيزه c % ، علما بأنه إذا كانت a > b ، أصبحت (a) > c > (b). ويكون التركيز الجديد أقرب إلى تركيز المحلول التي أخذت منه كمية أكبر أثناء المزج.

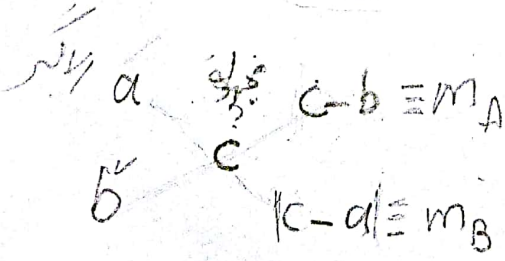
وتسمى هذه الظاهرة القانونية بقانون المزج ، ويصاغ هذا القانون كما يلي :

تتناسب كميات المحاليل الممزوجة تناسبا عكسيا مع الفروق المطلقة بين تراكيزها وتركيز المحلول الناتج . هذا ويمكن التعبير عن قانون المزج بالعلاقة الرياضية التالية :

$$\left.\begin{array}{l} m_A \sim \dfrac{1}{c-a} \\ m_B \sim \dfrac{1}{c-b} \end{array}\right\} \Rightarrow \frac{m_A}{m_B} = \frac{c-b}{c-a}$$

حيث $m_A$ و $m_B$ كميتا المحلولين A و B المأخوذتان للمزج و a ، b ، c تراكيز المحلولين A و B والمحلول الناتج بعد المزج . وإذا كانت التراكيز مقدرة بالنسب المئوية ، وجب أخذ كميات المحاليل الممزوجة مقدرة بوحدات الكتلة ، ولكن عندما تكون التراكيز بالمول / ليتر أو المكافئ الغرامي / ليتر ، فإنه يمكن التعبير عن كميات المحاليل الممزوجة بالليترات فقط .

يستعان بقاعدة التصالب لحساب النسبتين الواجب أخذهما من محلولين معروفي التركيز بغية الحصول على محلول ذي تركيز مطلوب . وبموجب هذه القاعدة يرسم خطان مستقيمان يشكلان صليباً مائلاً . ويوضع في مركز الصليب التركيز المطلوب . أما تركيزا المحلولين الأصليين ، فيوضعان في نهايتي الخطين من الناحية اليسرى على أن يسجل التركيز الأكبر في النهاية العليا والتركيز الأصغر في النهاية السفلى . وتترك نهايتا الخطين من الناحية اليمنى للكميتين المطلوبتين من المحلولين ، إذ نحسب هاتين الكميتين بطرح العدد الصغير من العدد الكبير على طول كل خط .






Scanned by CamScanner

## 1-6- تمديد المحاليل :

عند تمديد المحلول بالماء يتغير تركيزه تغيراً معاكساً لتغير الحجم فإذا ازداد حجم المحلول مرتين من جراء التمديد انخفض تركيزه مرتين . ويحدث الأمر نفسه عند مزج عدة محاليل حيث تنخفض تراكيز جميع المحاليل الممزوجة . وبالرغم من اختلاف تركيز المحلول الممدد عن المحلول الأصلي قبل التمديد ، إلا أن كمية المادة المذابة تبقى دون تغير . ويمكن حسابها بضرب حجم المحلول ( بالليتر ) بتركيز المحلول ( بالمول ) .

مثال ( 8 ) : مدد 200 مل من محلول تركيزه 0.1 M ليصبح حجمه 500 مل احسب تركيزه بعد التمديد ؟ .

الحل : كمية المادة قبل التمديد = كمية المادة بعد التمديد

$$\frac{500 \cdot C_X}{1000} = \frac{200 \times 0.1}{1000}$$

تركيز المحلول بعد التمديد $C_X = 0.04$ M

مثال ( 9 ) : مزج 5 ml من محلول المادة A ذي التركيز 1M مع 3 ml من محلول المادة B ذي التركيز 2 M و 2 ml من محلول المادة D ذي التركيز 4M . احسب تركيز كل مادة في المحلول بعد المزج ؟

الحل : يساوي الحجم الكلي للمحلول بعد المزج

$$V_{final} = 5 + 2 + 3 = 10 \text{ ml}$$

إذن ينخفض تركيز المحلول الجديد بالنسبة لكل مادة من المواد المذابة في المحاليل الأولية . فإذا كان حجم محلول المادة A قبل المزج يساوي 5 ml ثم أصبحت الكمية نفسها من هذه المواد موزعة بعد المزج في 10 ml من المحلول الجديد . يدل ذلك على أن تركيز المادة A بعد المزج ينخفض مرتين :

$$C_A = \frac{1 \times 5}{10} = 0.5 \text{ M}$$

وبصورة مماثلة يتغير تراكيز المحلولين الآخرين :

$$C_B = \frac{2 \times 3}{10} = 0.6 \text{ M} \quad ; \quad C_D = \frac{4 \times 2}{10} = 0.8 \text{ M}$$



Scanned by CamScanner

في الماء بشكل كامل . وهكذا يساء فهم المسألة ، وإذا عبرنا عن تركيز المحلول بالصيغي فيمكن القول إنه يصبح لدينا في المحلول شوارد الكلوريد بتركيز 1F (صيغي واحد ) ، وشوارد البوتاسيوم بتركيز 1 F أيضاً .

أما في حالة محلول يتشرد جزئياً كحمض الخل فيوجد ثلاثة أنواع مختلفة من الصيغ $H_3O^+$ و $CH_3COO^-$ و $CH_3COOH$ حسب المعادلة التالية :

$$CH_3COOH + H_2O \leftrightarrow H_3O^+ + CH_3COO^-$$

وإن إذابة جزيء غرامي واحد في ليتر من الماء يعطي محلولاً بتركيز 1 F من الحمض . وإذا أذيب جزيء واحد أو 5.905 غ من حمض الخل ($CH_3COOH$) في ليتر من الماء فإن المحلول سيكون تركيزه 0.00134 جزيء / ليتر . $CH_3COOH$ غير متشرد . أي أن مجموع التراكيز يساوي 1 جزيء / ليتر .

**1-5-10-التركيز بالنسبة المئوية الحجمية Percent by Volume (حجم/حجم)**

يعبر عن عدد ميلي ليترات المادة الموجودة في 100 ml من المحلول :

$$Vol\% = \frac{V_2}{V_1 + V_2} \times 100$$

حيث : $V_1$- حجم المذيب مقدراً بالميلي ليتر .

$V_2$- حجم المادة المذابة مقدراً بالميلي ليتر .

كأن نقول محلول 3 % من الماء الأكسجيني حجماً . هذا يعني أن نأخذ 3 مل من محلول الماء الأكسجيني ويتمم الحجم إلى 100ml في دورق حجمي سعته 100 ml . ولا يجوز إضافة أو مزج 3 مل مع 97 مل إذ إنه قد يحصل تقلص Contraction أو تمدد Expantion للحجم ومقدار هذا التقلص أو التمدد يعتمد على طبيعة المادة وحالتها الفيزيائية،أي إذا كانت في حالة صلبة أو غازية أو سائلة .



Scanned by CamScanner

$C = \frac{m}{M \cdot V}$ $\quad mol/lit \longrightarrow \frac{mg}{\ell}$ $\quad C = ?$

مثال (6) : احسب تركيز محلول 0.001M من ماءات الصوديوم معبراً عنه بوساطة mg / lit .

$$\frac{mg}{lit} : \quad 0.001 \frac{mol}{lit} \times 40 \frac{gr \cdot 1000}{mol} = 40\ mg/lit$$

الحل :

$$C = \frac{m}{M \cdot V} \Rightarrow \frac{m}{V} = C \cdot M \quad \frac{m}{V} \frac{mg}{\ell} = C \cdot M \quad \frac{mgrNaOH}{1000\ ml} = M_S \cdot C_M \cdot 1000$$

$$= 40 \times 0.001 \times 1000 = 40\ mg/lit$$

مثال (7) : ما هي مولية شوارد البوتاسيوم في محلول يحوي 63.3 mgr/Lit من $K_4[Fe(CN)_6]$ .

الحل : $K_4[Fe(CN)_6] = 4K^+ + [Fe(CN)_6]^{4-}$

$$K_4[Fe(CN)_6] = 63.3\ mgr/lit$$

$$C_{K^+} = 63.3 \times 10^{-3} \cdot \frac{4}{368} = 6.88 \times 10^{-4}\ M$$

حيث : 368 gr- هي كتلة فروسيانيد البوتاسيوم المولية

### 1-5-9- الصيغية F : Foramality

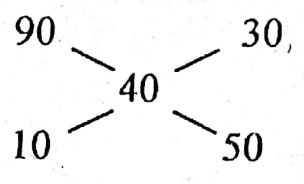
الصيغية هي عدد أوزان الصيغ الغرامية المنحلة التي استعملت أصلاً في تحضير ليتر واحد من المحلول . إن هذه الواحدة للتركيز هي مجموع جميع الصيغ للمادة المنحلة في المحلول ، وتستخدم هذه الواحدة لتجنب الاستخدام السيىء للمولية . فمثلاً للحصول على محلول 1M من كلوريد البوتاسيوم بدقة لا بد من إذابة جزيء غرامي من KCl أي 74.55 gr في الماء أو في أي محل آخر حتى يصبح حجم المحلول ليتراً واحداً . فإذا كان المذيب هو الماء فإن المحلول الذي يساوي تركيزه 1M تماماً بالنسبة إلى شاردة البوتاسيوم $K^+$ (1M) وبالنسبة إلى شاردة الكلوريد $Cl^-$ ( 1M ) فعند ذلك يكون تركيز المحلول الجزيئي بالنسبة لكلور البوتاسيوم يساوي الصفر لأن هذا الملح يتشرد



Scanned by CamScanner

مثال ( 10 ) : بأية نسبة يجب مزج محلولين من $H_2\,so_4$ تركيزهما % 90 و % 10 وذلك للحصول على محلول تركيزه % 40 ؟ .

الحل :

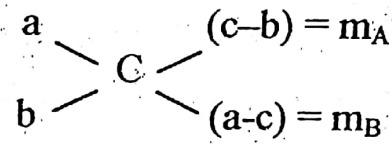



$40 - 10 = 30$

$90 - 40 = 50$

إذاً يجب أخذ 30 جزءاً وزنياً من المحلول ذي التركيز % 90 ثم يضاف إليهـا 50 جزءا وزنيا من المحلول ذي التركيز % 10 .

هذا ويكتب الشكل العام لحل مثل هذه المسائل حسب قاعدة التصالب (الصـليب) على النحو التالي :




وعندما يراد معرفة الكميات اللازمة من محاليل معروفة التركيز للحصول على كمية معلومة من محلول ذي تركيز جديد ، فإنه تحسب أولا النسبة $m_A$ : $m_B$ ثم تقسم الكمية المعلومة من المحلول الجديد إلى قسمين يتناسبان مع هذه النسبة .

مثال ( 11 ) : ما هما الكميتان الوزنيتان الواجب أخذهما من محلولين لحمـض الكبريت تركيزهما % 90 و % 10 وذلك لتحضير 1600 gr مـن محلـول حمض الكبريت تركيزه % 40 ؟

الحل : نحسب النسبة كما هو الحال في المثال السابق فنجد أن :

$$\frac{m_A}{m_B} = \frac{30}{50}$$ ثم نقسم العدد 1600 إلى قسمين يتناسبان مع ذلك فنجد أن :

$$m_A = \frac{1600 \times 30}{30 + 50} = 600gr$$

$$m_B = \frac{1600 \times 50}{30 + 50} = 1000\ gr$$



Scanned by CamScanner

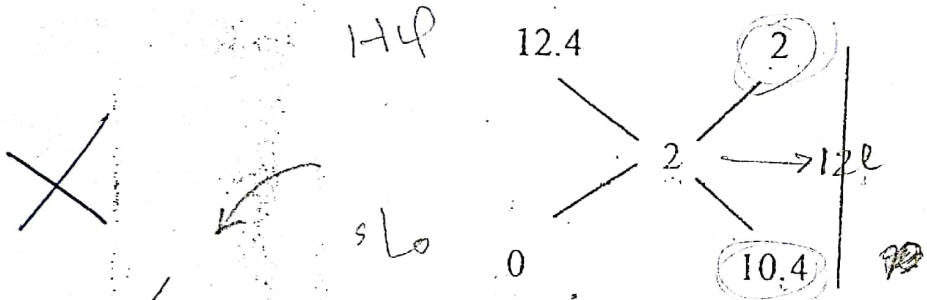
الحل : نحسب أولاً نظامية محلول حمض كلور الماء بعد الاستعانة بالجدول الخاص به ، فنلاحظ أن تركيز هذا المحلول يبلغ 38 % وزناً ، وبالطبع يبلغ وزن الليتر منه $1.19 \times 1000 = 1190\ gr$

إذاً تبلغ نظامية هذا المحلول :

$$N = \frac{m}{36.47} = \frac{38 \times 1190}{100 \times 36.47} = 12.4\ N$$

حيث 36.47 هي الكتلة المولية لحمض كلور الماء ، هي نفسها وزنة المكافئ .

وننتقل بعد ذلك لحساب النسب الحجمية الواجب أخذها من الماء ومحلول حمض كلور الماء الذي يبلغ تركيزه 12.4 N للحصول على المحلول المطلوب :




$$\frac{V_{HCl}}{V_{H2O}} = \frac{2}{10.4} = \frac{1}{5.2}$$

ولكن إذا أخذنا ليتراً واحداً من محلول HCl و 5.2 ليتراً من الماء نحصل على 6.2 ليتراً فقط من المحلول في حين ينص التمرين على وجوب تحضير 12 ليتراً من المحلول ذي التركيز 2 N . ولهذا نكتب التناسب التالي :

إن لتراً واحداً من محلول HCl ذي الكثافة 1.19 ( $gr / cm^3$ ) يعطي 6.2 ليتراً من محلول HCl ذي التركيز 2 N .

X ليتر من محلول HCl ذي الكثافة 1.19 ( $gr/cm^3$ ) يعطي 6.2 ليتراً من محلول HCl ذي التركيز 2N .

5.2 ليتراً من الماء تعطي 6.2 ليتراً من محلول HCl ذي التركيز 2 N

Y ليتراً من الماء تعطي 12 ليتراً من محلول HCl ذي التركيز 2 N

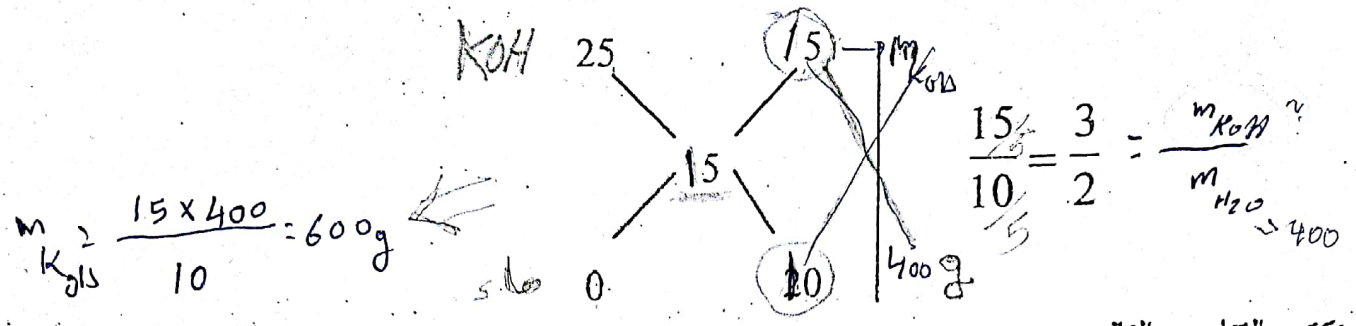
$$X = \frac{12}{6.2} = 1.91\ \ell \qquad Y = \frac{5.2 \times 12}{6.2} = 10.11\ \ell$$



Scanned by CamScanner

مثال ( 15 ) : كم غراماً من محلـــول KOH ذي التركيـــز % 25 يجـــب أن يضاف إلى 400 ml من الماء وذلك للحصول على محلول تركيزه % 15 ؟ .

الحل : من الطبيعي أن يمزج محلول ماءات البوتاسيوم ذي التركيز % 25 مـــع الماء بالنسبة التالية :




ونكتب التناسب التالي :

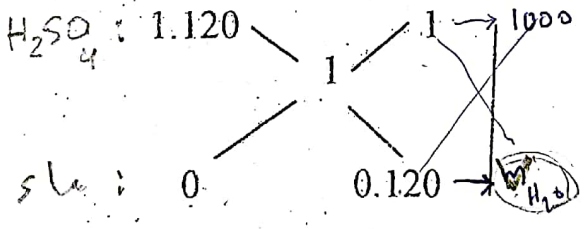
يلزم لـــ 2 gr من الماء 3 gr من ماءات البوتاسيوم ذي التركيز % 25

يلزم لـــ 400 gr من الماء X gr من ماءات البوتاسيوم ذي التركيز % 25

$$X = \frac{400 \times 3}{2} = 600 \text{ gr}$$

مثال ( 16 ) : كم ميلي ليتر من الماء يجب أن يضـــاف إلـــى 1000ml مـــن محلول حمض الكبريت ذي التركيز 1.120 نظامي وذلك للحصول على محلول تركيزه نظامي واحد تماماً ؟

الحل : يتم مزج محلول حمض الكبريت ذي التركيز 1.120 نظامي مع المـــاء كما يلي :



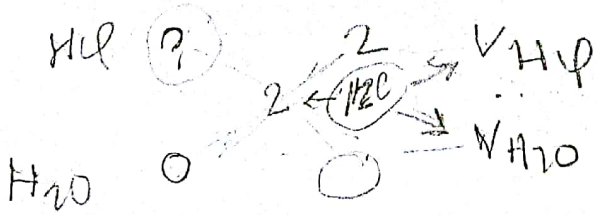

$1 - 0.120$

$1000 - x$

$$V_{H_2O} : X = \frac{1000 \times 0.120}{1} = 120\ ml$$

مثال (17) : كم ميلي ليتر من الماء ومن حمض كلور الماء الذي تبلغ كثافتـــه $1.19\ gr / Cm^3$ يلزم لتحضير 12 ليتراً من محلول تركيزه 2 نظامي ؟ .






Scanned by CamScanner

نحسب كمية الماء اللازمة لتحضير المحلول :

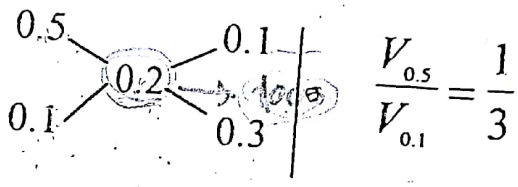
| | |
|---|---|
| 5 | 20 |
| 100 | X |

$$X = \frac{100 \times 20}{5} = 400 \ gr$$

يستعان بقانون المزج أيضاً في حل المسائل التي يكون فيها تراكيز المحاليل مقدرة بالمول / ليتر أو بالمكافئ الغرامي / ليتر ولكن كميات المحاليل تقدر عندئذ بالليتر أو أجزائه .

مثال ( 14 ) : كم ميلي ليتر من محلولين تركيزهما الجزيئي الحجمي 0.5 و 0.1 يلزم لتحضير 1000 ml من محلول تركيزه الجزيئي الحجمي 0.2 ؟

الحل :




$$\frac{V_{0.5}}{V_{0.1}} = \frac{1}{3}$$

$$V_{0,5} = \frac{1000 \times 1}{4} = 250 ml$$

$$V_{0,1} = \frac{1000 \times 3}{4} = 750 ml$$

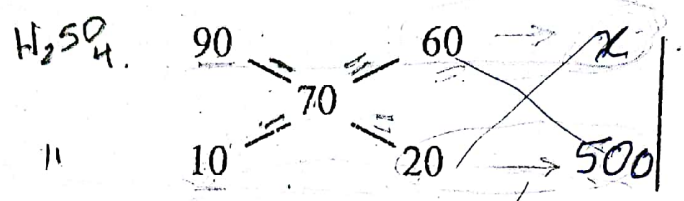


Scanned by CamScanner

ذا يعني أنه يجب أن نأخذ 600 gr من المحلول ذي التركيز 90 % و 1000 gr من المحلول ذي التركيز 10 % .

مثال (12) : كم غراماً من محلول حمض الكبريت ذي التركيز 90 % يجب أن يضاف إلى 500 gr من محلول له تركيزه 10 % وذلك للحصول على محلول تركيزه 70 % .

الحل : من قاعدة التصالب نجد أن :



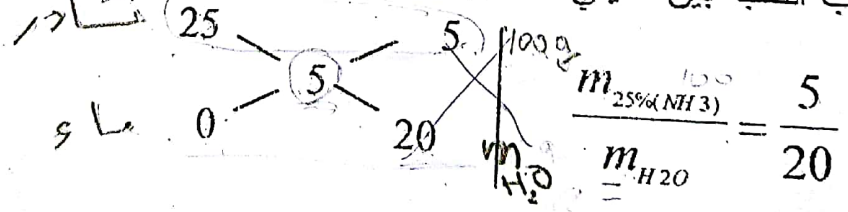

إذاً يجب أن يضاف إلى 20 gr من المحلول ذي التركيز 10 % ، 60 gr من المحلول ذي التركيز 90 % . ولكن التمرين ينص على أنه لدينا 500 gr وليس 20 gr من المحلول ذي التركيز 10 % ، لذا نكتب التناسب التالي :

$$\frac{20}{500} = \frac{60}{x} \quad \Rightarrow \quad X_{90} = \frac{500 \times 60}{20} = 1500 \ gr$$

عندما تعطى التراكيز في تمارين من هذا النوع مقدرة بالنسب المئوية وتكون كميات المحاليل مقدرة بالحجم يجب تحويل هذه الحجوم إلى وحدات وزنية وذلك بضربها بكثافة المحلول التي تؤخذ من الجداول .

مثال ( 13 ) : كم غراماً من الماء يجب أن يضاف إلى 100 gr من محلول النشادر ذي التركيز 25 % وذلك للحصول على محلول له تركيزه 5 % .

الحل : نحسب النسبة بين كميتي المحلول الأصلي والماء :






Scanned by CamScanner