

الفصل الأول: مفاهيم عامة

1. مفهوم المادة

المادة هي كل شيء في الكون كتلته محددة ويشغل حيزا خاصا في الفراغ مثل: الماء- الشجر- الهواء.....

2. الخليط أو المزيج

عندما نمزج مادتين أو أكثر (عنصرين أو مركبين) مع بعضهما فإننا نتحصل على خليط له تركيب كيميائي وخواص فيزيائية (كتله- حجم- كثافة- درجة الغليان) تختلف حسب العينة المدروسة. يمكن تصنيف الخلائط إلى نوعين:

1.1. الخليط المتجانس

هو الخليط الذي لا يمكن أن نميز بين مكوناته بالعين المجردة. مثال خليط من الغازات- ماء البحر- المشروبات الغازية الماء المعدني.....

2.1. الخليط الغير متجانس

هو الخليط الذي لا يمكن ان نميز بين مكوناته بالعين المجردة مثال زيت + ماء- الضباب.

3. الجسم النقي

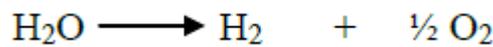
يتميز الجسم النقي بتركيب كيميائي غير متغير وبثوابت فيزيائية معروفة غير متغيرة. مثال : H_2O , CO_2

1. الجسم النقي البسيط

هو الجسم الذي يتكون من عناصر متشابهة مثل : O_2 , F_2 , Cl_2 كما يتميز بصعوبة تفككه.

2. الجسم النقي المركب

هو الجسم الذي يتكون من عناصر مختلفة ويتفكك غالبا الى اجسام بسيطة. مثل: HCl , NH_3



4. مفهوم الجزيء والذرة

1.1. الجزيء

هو أصغر جزء من الجسم النقي له مميزات هذا الأخير.

2.1. الذرة

هو أصغر جزء من الجزيء لها ابعاد صغيره جدا تقاس بالأنغشتروم (Å).

$$1\text{Å} = 10^{-10} \text{ m} = 10^{-8} \text{ cm}$$

V. مفهوم المول

هو وحده قياس كمية المادة ويعادل الوزن المولي الواحد الوزن الجزيئي الغرامي أو الذري الغرامي للمادة والمول الواحد لأي مادة هو عدد أفوجادرو ($N_A = 6.023 \cdot 10^{23}$ avogadro) من دقائق المادة سواء كانت هذه الدقائق ذرات أو جزيئات أو أيونات أو إلكترونات.

$$1 \text{ مول من ذرات الأكسجين} \leftarrow 6.023 \cdot 10^{23} \text{ ذرة} \leftarrow 16 \text{ غ}$$
$$1 \text{ مول من جزيئات الماء } H_2O \leftarrow 6.023 \cdot 10^{23} \text{ جزيء ماء} \leftarrow 18 \text{ غ}$$

و لحساب عدد مولات المادة نستعمل إحدى العلاقتين

$$n \text{ (mol)} = \frac{m \text{ (g)}}{M \text{ (g/mol)}} = \frac{\text{الكتلة (m) (غم)}}{\text{الكتلة المولية (M) (غم | مول)}} = \text{عدد المولات (مول)}$$

عدد المولات = عدد الجزيئات (أو الذرات أو الأيونات) مقسوماً على عدد أفوجادرو

$$n \text{ (mol)} = \frac{\text{عدد الجسيمات } N}{\text{عدد أفوجادرو } N_A}$$

VI. الكتلة الذرية (الكتلة الذرية النسبية)

الكتلة الذرية هي كتلة ذرة واحدة من العنصر بوحدة الكتل الذرية (uma أو u أو بدون وضع وحدة) . وهي مجموع عدد البروتونات والنيوترونات الموجودة في الذرة (تساهم الإلكترونات في كتلة صغيرة جدًا بحيث لا يتم حسابها)

يستخدم المصطلح أيضًا لحساب "متوسط الكتلة الذرية" لكل نظائر العنصر، لكن هذا غير دقيق لأن تعريف الثاني هو في الحقيقة لمتوسط الكتلة الذرية النسبية أو الوزن الذري للعنصر . الوزن الذري يضع في الحسبان متوسط كتل نظائر العنصر الموجودة في الطبيعة. يحتاج الكيميائيون إلى التفريق بين هذين النوعين للكتلة الذرية حتى يبنون استنتاجاتهم على هذا الأساس؛ لأن قيمة كتلة ذرية غير صحيحة يمكن أن تؤدي على سبيل المثال إلى نتيجة غير صحيحة في التجارب.

تعرف وحدة الكتل الذرية بالعلاقة التالية :

$$1 \text{ uma} = 1/12 \cdot m_{\text{ذرة } }^{12}_6\text{C}$$

إيجاد كتلة ذرة كربون $^{12}_6\text{C}$ ب g

$$1 \text{ مول من } c \leftarrow N_A \text{ ذرة } c \leftarrow 12 \text{ غ}$$

$$1 \text{ ذرة من } c \leftarrow m_{\text{ذرة } } c \text{ غ}$$

$$m_{\text{ذرة}} = \frac{12}{N_A} g$$

ومنه

$$1 \text{ uma} = \frac{1}{12} \times \frac{12}{N_A} = \frac{1}{N_A}$$

⇒

$$1 \text{ uma} = 1.66 \times 10^{-24} g = 1.66 \times 10^{-27} Kg$$

حساب كتلة ذرة c ب uma :

$$1 \text{ uma} \rightarrow \frac{1}{N_A} g$$

$$y \rightarrow \frac{12}{N_A} g \text{ (كتلة ذرة كربون)}$$

$$\Rightarrow y = \frac{12}{N_A} \times N_A = 12 \text{ uma}$$

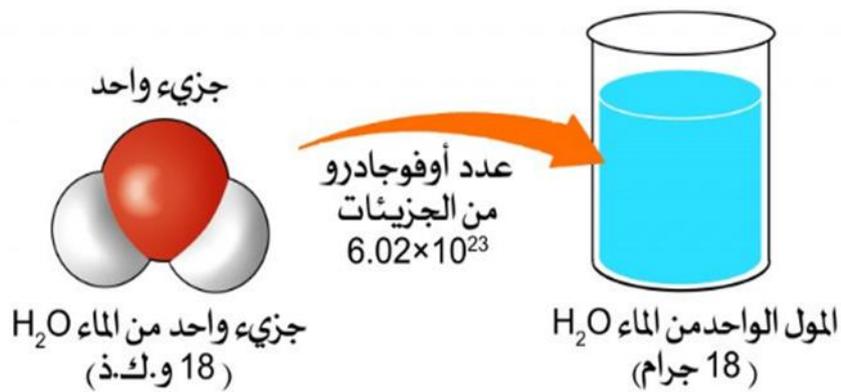
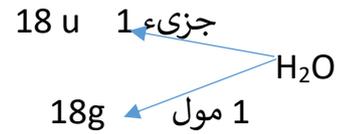
ملاحظة

1 مول من c ← 12 غ

كتلة ذرة واحدة من c ← 12 uma

نلاحظ أن كتلة ذرة (أو جزيء) مقدرة ب uma تساوي عددياً نفس كتلة 1 مول من نفس الذرة (أو الجزيء) مقدرة بالغرام.

مثال

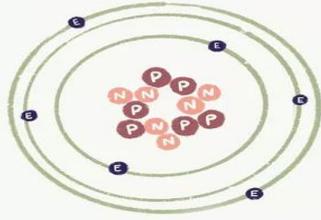


VI. 1. تعريف الوزن الذري (متوسط الكتلة الذرية النسبية)

قد تحتوي ذرات العنصر الكيميائي نفسها على أعداد مختلفة من النيوترونات، ويكون لها بالتالي كتل ذرية مختلفة اذن الوزن الذري لعنصر هو متوسط أوزان نظائره الطبيعية.

الكتلة الذرية

الكتلة الذرية هي مجموع البروتونات والنيوترونات في ذرة واحدة



الكربون 6
الكتلة ذرية = 12

الوزن الذري

الوزن الذري هو المتوسط المرجح للكتلة الذرية لجميع النظائر الطبيعية للعنصر



الوزن الذري للكربون = 12.0107

2.VI. الكتلة الذرية الغرامية

كتلة 1 مول من ذرات العنصر بوحدة الغرام.

3.VI. الكتلة الجزيئية

هي مجموع الكتل الذرية للذرات المكونة للجزيء.

4.VI. الكتلة الجزيئية الغرامية

كتلة 1 مول من الجزيئات لمركب ما بوحدة الغرام.

مثال

ليكن 1.68 g من الحديد (Fe (M= 56g) . عين عدد المولات و الذرات و كتلة ذرة حديد ب u .

1 . عدد المولات

$$1 \text{ mole Fe} \rightarrow 56 \text{ g}$$

$$n \text{ mole} \rightarrow 1.68 \text{ g}$$

و منه

$$n = 0.03 \text{ mol}$$

2. عدد الذرات

$$1 \text{ mole Fe} \rightarrow N_A \text{ atome de Fe}$$

$$0.03 \text{ mole Fe} \rightarrow N ?$$

$$N = 0.03 * N_A = 0.18 * 10^{23} \text{ atome}$$

3. كتلة ذرة واحدة ب u

$$56 \text{ g} \leftarrow N_A \text{ ذرة Fe}$$

$$x \text{ g} \leftarrow \text{ذرة من Fe}$$

$$\text{ومنه } x = 56 / N_A \text{ g و ب } u$$

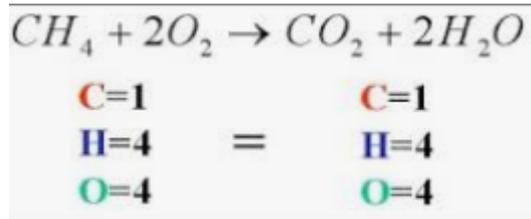
$$x = 56 / N_A * N_A = 56 \text{ u}$$

V. القوانين الأساسية

1.V. القوانين الوزنية

قانون انحفاظ الكتلة (قانون لافوازييه - Lavoisier 1774م)

أثناء التفاعل الكيميائي لا تحدث خسارة ولا اكتساب للكتلة وبمعنى آخر أن الكتلة لا تفنى ولا تستحدث وإنما يمكن تحويلها من شكل إلى آخر. أي أن مجموع كتل المواد المتفاعلة يساوي مجموع كتل المواد الناتجة يستعمل عادة هذا القانون في كتابة المعادلات الكيميائية وذلك عند الأخذ بعين الاعتبار تساوي عدد ذرات كل عنصر في طرفي المعادلة.



قانون النسب المعرفة أو الثابتة (قانون بروست - Proust 1799م)

النسب الوزنية للعناصر المتحددة تكون ثابتة في مادة كيميائية ما. بصيغة أخرى كل مركب كيميائي نقي مهما اختلفت طرق تحضيره فإنه يتركب من عناصره نفسها متحدة مع بعضها بنسب كتلية ثابتة.

مثال: الماء النقي سواء حصلنا عليه من المياه الجوفية أو ماء المطر أو من نواتج التفاعل الكيميائي يحتوي دائما على 11.1% من كتلته هيدروجين و 88.90% أكسجين. يعني ذرة أكسجين وذرتان هيدروجين.

قانون النسب المضاعفة (قانون دالتون - Dalton 1804م)

عندما يتحد عنصران لإعطاء عدة مركبات مختلفة فإن النسبة بين كتل أحد العناصر التي تتحد مع كتلة ثابتة من عنصر آخر في هذه المركبات هي نسبة عددية بسيطة وصحيحة. ويتم التعبير عن النسب باستعمال أعداد يفصل بينها نقطتان إحداهما فوق الأخر (3:2) أو على شكل كسر.

قانون النسب المضاعفة = النسبة الكتلية لعنصر ما في مركب / النسبة الكتلية لنفس العنصر في مركب آخر = عدد

صحيح

النسبة الكتلية لعنصر A في المركب = كتلة العنصر A في المركب / كتلة العنصر B في المركب

مثال 1

يمكن أن يتحد الهيدروجين مع الأكسجين ليكون أحد المركبين التاليين:

الماء (H₂O) أو فوق أكسيد الهيدروجين (H₂O₂)

حيث يتحد مثلاً 2 غ من الهيدروجين مع 16 غ من الأكسجين ليكون الماء،

ويتحد 2 غ من الهيدروجين مع 32 غ من الأكسجين ليكون فوق أكسيد الهيدروجين أي أن وزن الأكسجين في المركب الأول إلى المركب الثاني هي 16 : 32

أي أن النسبة 1 : 2 وهذه النسبة عددية صحيحة وبسيطة.

مثال 2

مركبات النحاس و الكلور

النسبة الكتلية $\left(\frac{\text{كتلة Cu}}{\text{كتلة Cl}}\right)$	كتلة (g) Cl في 100.0 g من المركب	كتلة (g) Cu في 100.0g من المركب	Cl%	Cu%	المركب
1.793 g Cu/1 g Cl	35.80	64.20	35.80	64.20	I
0.8964 Cu/1 g Cl	52.73	47.27	52.73	47.27	II

$$2.00 = \frac{1.739 \text{ g Cu/gCl}}{0.8964 \text{ g Cu/gCl}} = \frac{\text{النسبة الكتلية للمركب I}}{\text{النسبة الكتلية للمركب II}}$$

تكون نسبة كتلتي النحاس في المركبين 2 : 1

1.1.V. القوانين الحجمية

معادلة الحالة للغازات المثالية (معادلة كلايرون)

إذا كان لدينا n مول من الغازات المثالية مأخوذة عند درجة حرارة T في حجم V فإنها تتأثر بضغط P حيث :

$$P.V = n.R.T$$

- p ضغط الغاز
- V : حجم الغاز
- n : عدد مولات الغاز
- R : الثابت العام للغازات المثالية
- T : درجة الحرارة المطلقة

قانون بويل – ماريوت (Boyle – Mariott)

وينص على :

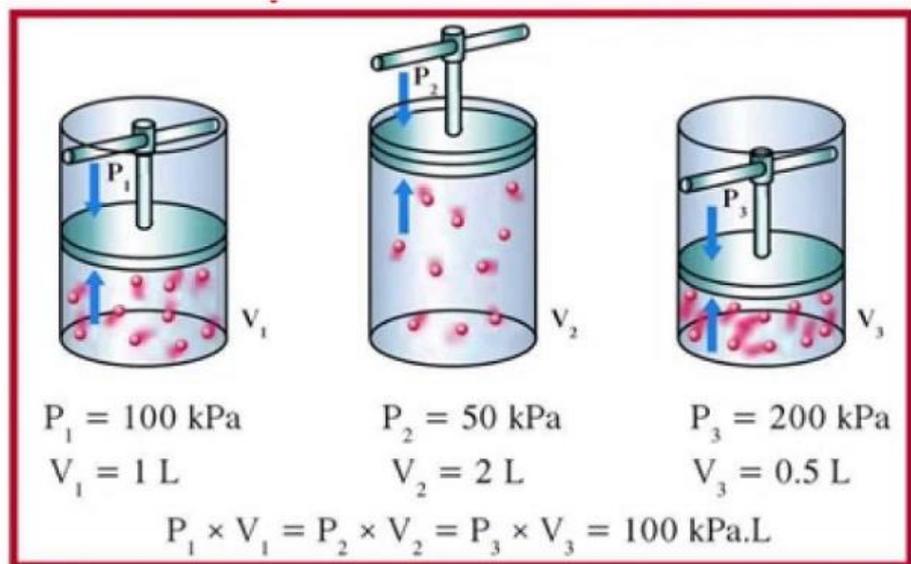
”حجم كمية معينة من غاز محفوظ عند درجة حرارة ثابتة يتناسب عكسياً مع الضغط“

إذا كان لدينا الشروط التالية :

الشروط الابتدائية : $P_1.V_1 = n.R.T$

الشروط النهائية : $P_2.V_2 = n.R.T$

و يكون لدينا $P_1.V_1 = P_2.V_2 = K$ ثابت



قانون بويل للغازات

قانون شارل Charles

صاغ شارل قانونه كالتالي:

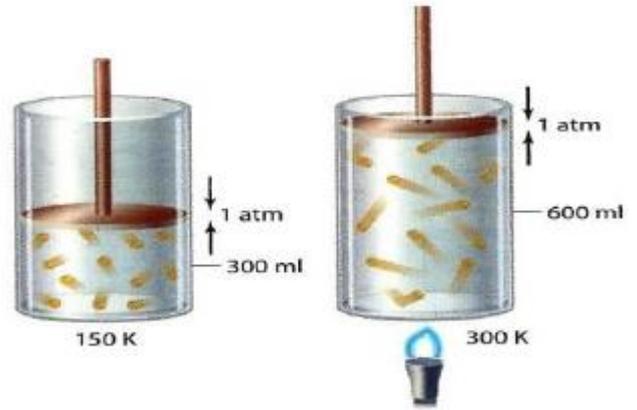
حجم مقدار محدد من الغاز يتناسب طردياً مع درجة الحرارة المطلقة عند ثبوت الضغط.

الشروط الابتدائية : $P.V_1 = n.R.T_1$

الشروط النهائية : $P.V_2 = n.R.T_2$

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} \quad \text{or} \quad \frac{V_2}{V_1} = \frac{T_2}{T_1} \quad \text{or} \quad V_1 \cdot T_2 = V_2 \cdot T_1$$

عند تسخين الأسطوانة تزداد الطاقة الحركية لجسيمات الغاز، فتدفع الجسيمات المكبس إلى أعلى.



$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{300 \text{ ml}}{150 \text{ K}} = 2 \text{ ml/K} = \text{ثابت}$$

$$\frac{V_2}{T_2} = \frac{600 \text{ ml}}{300 \text{ K}} = 2 \text{ ml/K} = \text{ثابت}$$

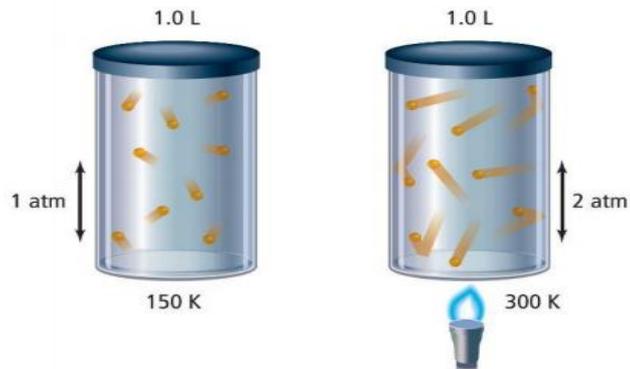
قانون غاي لوساك Gay Lussac

ينص على أن ضغط مقدار محدد من الغاز يتناسب طردياً مع درجة الحرارة المطلقة عند ثبوت الحجم.

الشروط الابتدائية : $P_1.V = n.R.T_1$

الشروط النهائية : $P_2.V = n.R.T_2$

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2} \quad \text{or} \quad \frac{P_1}{P_2} = \frac{T_1}{T_2}$$



$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{1.5 \text{ atm}}{150 \text{ K}} = 0.01 \text{ atm/K} = \text{ثابت}$$

$$\frac{P_2}{T_2} = \frac{3.0 \text{ atm}}{300 \text{ K}} = 0.01 \text{ atm/K} = \text{ثابت}$$

عند تسخين الأسطوانة تزداد الطاقة الحركية للجسيمات، مما يؤدي إلى زيادة اصطداماتها بجدار الإناء وزيادة هويتها. ولأن

حجم الأسطوانة ثابت فإن ضغط الغاز يزداد.

قانون الضغوط الجزئية لدالتون

ينص هذا القانون على أن الضغط الكلي لمزيج من غازات لا تتفاعل فيما بينها يساوي مجموع الضغوط الجزئية لجميع الغازات في الخليط.

$$P_{\text{الكلي}} = P_1 + P_2 + P_3 + \dots$$

P_1, P_2, P_3 ضغوط جزئية.

VI. كثافة غاز

تقاس كثافة الأجسام الغازية بالنسبة إلى الهواء.

$$d_{\text{الغاز}} = \frac{\rho_{\text{الغاز}}}{\rho_{\text{الهواء}}}$$

الكتلة الحجمية للهواء في الشروط النظامية : $\rho_{\text{الهواء}} = 1.29 \text{ g/L}$

إذا كانت كمية المادة للغاز $n=1 \text{ mol}$

$$\rho_{\text{الغاز}} = \frac{M_{\text{الغاز}}}{V_{M_{\text{الغاز}}}} \quad \text{و منه :}$$

$$d_{\text{الغاز}} = \frac{M_{\text{الغاز}}}{1.29 \cdot V_{M_{\text{الغاز}}}}$$

في الشروط النظامية $V_M = 22,4 \text{ L.mol}^{-1}$ بالتعويض نجد :

$$d_{\text{الغاز}} = \frac{M_{\text{الغاز}}}{29}$$

و كذلك في الشروط النظامية كتلة واحد مول من الهواء $M_{\text{الهواء}} = 29 \text{ g/mol}$ $M_{\text{الهواء}} = \rho_{\text{الهواء}} \cdot V_M$

$$d_{\text{الغاز}} = \frac{M_{\text{الغاز}}}{29} = \frac{M_{\text{الغاز}}}{M_{\text{الهواء}}}$$

تعريف اخر:

تُعرَّف كثافة غاز بالنسبة إلى الهواء بأنها النسبة بين m كتلة حجم معين V من الغاز إلى m' كتلة نفس الحجم V من الهواء، شريطة أن يؤخذ الغاز والهواء في نفس الشروط لدرجة الحرارة والضغط، $d = \frac{m}{m'}$.

يمكن أيضا أن تقاس كثافة غاز A بالنسبة لغاز B ، و بنفس الطريقة السابقة حيث نجد :

$$d_{A/B} = \frac{\rho_{\text{gaz A}}}{\rho_{\text{gaz B}}} = \frac{M_{\text{gaz A}}}{M_{\text{gaz B}}}$$

VII. المحلول

هو عبارة عن خليط متجانس يتكون من مذيب ومذاب. وهناك طرق يمكن بواسطتها التعبير عن كمية المذيب والمذاب والعلاقة بينهم.

VIII. 1. طرق التعبير عن تركيز محلول

المولارية (التركيز المولي أو التركيز المولاري)

المولارية هي عدد مولات المذاب الموجودة في لتر من المحلول، يرمز لها ب M او C . وحدثها مول /ل أو مولاري (mol/l ou M

$$\text{المولارية} = \frac{\text{عدد مولات المذاب } (n_2)}{\text{حجم المحلول باللتر } V_{\text{sol}}(L)}$$

$$(M) = \frac{n_2}{V_{\text{sol}}(L)}$$

التركيز المولي (المولالية)

هو عدد مولات المذاب الموجودة في 1 كلغ من المذيب، يرمز لها ب m . وحدثها مول /كلغ أو مولال (mol/Kg ou Molal

$$\text{المولالية} = \frac{\text{عدد مولات المذاب } (n_2)}{\text{وزن المذيب } (m_1) \text{ Kg}}$$

$$m = \frac{n_2}{m_1(\text{Kg})}$$

التركيز الكتلي

هو كتلة المذاب الموجودة في 1 لتر من المحلول. يرمز لها ب C_m. وحدثها غ/ل (g/l).

التركيز الكتلي c_m يكتب :

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

g . L⁻¹ .

النسبة المئوية الكتلية للمذاب

كتلة المادة المذابة مقاسة بالجرامات الموجودة في 100 g من المحلول .

$$\text{النسبة الكتلية للمذاب} = \frac{\text{كتلة المذاب } (m_1)}{\text{كتلة المحلول } (m_1+m_2)} \times 100\%$$

وبالطريقة نفسها يمكن ان نكتب النسبة المئوية الكتلية للمذيب بالعلاقة الرياضية الاتية:

$$\%100 \times \frac{\text{كتلة المذيب } (m_2)}{\text{كتلة المحلول } (m_1)} = \text{النسبة الكتلية للمذيب}$$

الكسر الكتلي للمذاب

هو النسبة بين كتلة المذاب وكتلة المحلول.

$$X_{\text{المذاب}} = \frac{m_{\text{المذاب}}}{m_{\text{المذاب}} + m_{\text{المذيب}}} \quad \text{بالنسبة للمذيب} \quad X_{\text{المذيب}} = \frac{m_{\text{المذيب}}}{m_{\text{المذاب}} + m_{\text{المذيب}}}$$

$$X_{\text{المذاب}} + X_{\text{المذيب}} = 1 \quad \text{نلاحظ أن}$$

الكسر المولي للمذاب

هو النسبة بين عدد مولات المذاب و عدد مولات المحلول.

$$x_{\text{المذاب}} = \frac{n_{\text{المذاب}}}{n_{\text{المذاب}} + n_{\text{المذيب}}}$$

النظامية (التركيز المكافئ- العيارية)

هي عدد المكافئات الغرامية للمذاب موجودة في 1 ل من المحلول. و وحدتها Eq/L أو N

$$N = \frac{\text{عدد المكافئات الجرامية للمذاب } Eq_2}{\text{حجم المحلول بالتر } V_{\text{sol}}(L)} = \text{العيارية (N)}$$

$$N = \frac{Eq_2}{V_{\text{sol}}(L)}$$

حيث Eq₂ عدد المكافئات الغرامية للمادة المذابة.

يمكن حساب عدد المكافئات الغرامية (Eq₂) بقسمة كتلة المادة المذابة بالجرام على وزنها المكافئ بالعلاقة التالية:

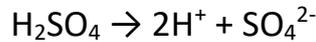
$$Eq_2 = \frac{\text{كتلة المادة المذابة بالجرام}}{\text{وزنها المكافئ}} \left[\frac{g}{g/Eq} \right]$$

حيث أن الوزن المكافئ للمادة المذابة، يمكن حسابه من العلاقة التالية:

$$\text{الوزن المكافئ} = \frac{\text{الوزن الجزيئي الغرامي للمذاب}}{\text{التكافؤ}} [g/Eq]$$

التكافؤ: هو عدد أيونات H⁺ أو OH⁻ المتبادلة أو هو عدد الإلكترونات المشاركة في تفاعلات الأكسدة والارجاع.

مثال:



$$\text{الوزن المكافئ} = \frac{M_{\text{H}_2\text{SO}_4}}{2} = \frac{98}{2} = 49 \text{ g/Eq}$$

N العلاقة بين المولارية C والنظامية

$$N = \frac{\text{Eq}_2}{V_{\text{sol}}} = \frac{m_{\text{المذاب}}}{M_{\text{المذاب}} \times V} \times \text{التكافؤ} = \frac{n_{\text{المذاب}}}{V} \times \text{التكافؤ} = C \times \text{التكافؤ}$$

العلاقة بين عدد المكافئات الغرامية و عدد المولات

$$\text{Eq}_2 = \frac{m_{\text{المذاب}}}{M_{\text{المذاب}}} \times \text{التكافؤ} = n_{\text{المذاب}} \times \text{التكافؤ}$$

كثافة محلول

إذا كانت العينة المدروسة صلبة أو سائلة فالمرجع هو الماء.

$$d_{\text{العينة}} = \frac{\rho_{\text{العينة}}}{\rho_{\text{الماء}}}$$

تعريف اخر

هي النسبة بين كتلة حجم معين من المادة على كتلة نفس الحجم من الماء.

ملاحظة: الكثافة تساوي الكتلة الحجمية إذا كانت هذه الأخيرة مقدرة ب g/cm^3 .

أمثلة

- 1- عينة من غاز مثالي حجمه 5 L تحت ضغط قدره 15 atm. أحسب حجم هذا الغاز إذا صار ضغطه 3 atm باعتبار درجة الحرارة ثابتة؟
بتطبيق قانون بويل - ماريوط

$$P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2$$

$$\Rightarrow V_2 = \frac{15 \times 5}{3} = 25L$$

- 2- كم غرام من هيدروكسيد الصوديوم NaOH الذي يوجد في 500mL من محلول NaOH عيارته 0.0412؟

$$N = C \cdot \text{التكافؤ} \Rightarrow C = 0.0412/1 = 0.0412 \text{ mol/L}$$

$$C = \frac{n_{\text{NaOH}}}{V} \Rightarrow n = C \cdot V = 0.0412 \cdot 0.5 = 0.02 \text{ mol}$$

$$m_{\text{NaOH}} = n_{\text{NaOH}} \cdot M_{\text{NaOH}} = 0.02 \cdot 40 = 0.824 \text{ g}$$

