الفصـــــل الأول: مفاهيم عامة

I. مفهوم المادة

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

II. 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- درجه الغليان) تختلف حسب العينة المدروسة.

يمكن تصنيف الخلائط إلى نوعين:

II.1. الخليط المتجانس

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

II.2. الخليط الغير متجانس

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

III. الجسم النقي

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

III. 1. الجسم النقي البسيط

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

III. 2. الجسم النقي المركب

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

$$H_2O \longrightarrow H_2 + \frac{1}{2} O_2$$

IV. مفهوم الجزيء والذرة

IV.1. الجزيء

هو أصغر جزء من الجسم النقي له مميزات هذا الأخير.

IV.2. الذرة

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

$$1Å = 10^{-10}\ m = 10^{-8} cm$$

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 افوجادرو (N_A= 6.023. 10^{23} avogadro) من دقائق المادة سواء كانت هذه الدقائق ذرات او جزيئات او أيونات او الكترونات.

1 مول من ذرات الأكسجين ← 6.023. 10^{23} ذرة ← 16غ

1 مول من جزيئات الماء H_2O ← 6.023. 10^{23} جزيء ماء← 18غ

و لحساب عدد مولات المادة نستعمل احدى العلاقتين

$$n\,(mol) = \frac{m\,(g)}{M\,(g/mol)}$$

=

$$\text{عدد المولات (مول)} = \frac{\text{الكتلة (m) (غم)}}{\text{الكتلة المولية (M) (غم\مول)}}$$

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

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

IV. 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 كُتَل 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 :

$$1uma = 1/12 \,.\, m_{\text{ذرة}}\ {}^{12}_{6}C$$

إيجاد كتلة ذرة كربون ${}^{12}_{6}C$ ب g

1مول من c ← N_A ذرة c ← 12 غ

1 ذرة من c ← $m_{\text{ذرة}}$ غ

$$m_{\text{ذرة}} = \frac{12}{N_A} g$$ ومنه

$$1\ uma = \frac{1}{12} \times \frac{12}{N_A} = \frac{1}{N_A} \quad \Rightarrow \quad 1\ uma = 1.66 \times 10^{-24} g = 1.66 \times 10^{-27} Kg$$

حساب كتلة ذرة c بـ uma :

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

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

$$\Longrightarrow y = \frac{12}{N_A} \times N_A = 12\ uma$$

ملاحظة

1 مول من c ← 12 غ

كتلة ذرة واحدة من c ← $12\ uma$

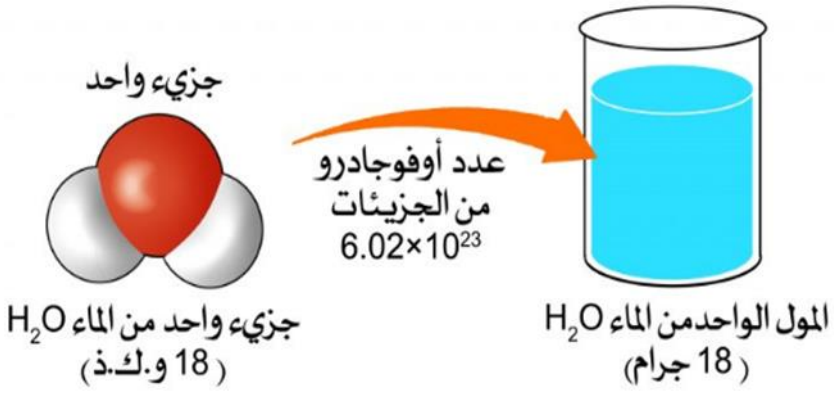
نلاحظ أن كتلة ذرة (أو جزئ) مقدرة ب uma تساوى عدديا نفس كتلة 1 مول من نفس الذرة (أو الجزئ) مقدرة بالغرام.

مثال

جزيء 1 ← 18 u

H_2O

1 مول ← 18g



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

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

IV.2. الكتلة الذرية الغرامية

كتلة 1 مول من ذرات العنصر بوحدة الغرام.

IV .3. الكتلة الجزيئية

هي مجموع الكتل الذرية للذرات المكونة للجزيء.

IV .4. الكتلة الجزيئية الغرامية

كتلة 1 مول من الجزيئات لمركب ما بوحدة الغرام.

مثال

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

1 . عدد المولات

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

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

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

2. عدد الذرات

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

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

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

3. كتلة ذرة واحدة ب u

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

$$x \text{ g} \leftarrow \text{Fe ذرة من } 1$$

ومنه $x= 56/ N_A$ g و ب u

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

4. كتلة ذرة واحدة ب kg

$$1\ uma \rightarrow 1.66 * 10^{-27}\ kg$$

$$56\ uma \rightarrow m_{Fe}$$

$$m_{Fe} = 92.96 \times 10^{-27}\ kg$$

V.القوانين الأساسية

V.1. القوانين الوزنية

قانون انحفاظ الكتلة (قانون لافوا زييه - Lavoisier 1774م)

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

$$CH_4 + 2O_2 \rightarrow CO_2 + 2H_2O$$

C=1		C=1
H=4	=	H=4
O=4		O=4

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

النسب الوزنية للعناصر المتحدة تكون ثابتة في مادة كيميائية ما. بصيغة اخرى كل مركب كيميائي نقي مهما اختلفت طرق تحضيره فانه 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 و88.90 % أكسجين. يعني ذرة اكسجين 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 اخر في هذه المركبات هي نسبة عددية بسيطة وصحيحة. ويتم التعبير عن النسب باستعمال أعداد يفصل بينها نقطتان إحداهما فوق الاخر (3 :2) أو على شكل كسر.

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

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

مثال

الماء وفوق أكسيد الهيدروجين يوضح مركبا الماء H_2O وفوق أكسيد الهيدروجين H_2O_2 قانون النسب المتضاعفة؛ فكلا المركبين مكوّن من العناصر نفسها (هيدروجين وأكسجين)، لكن الماء مكون من ذرتي هيدروجين وذرة واحدة من الأكسجين، في حين أن فوق أكسيد الهيدروجين يتكون من ذرتي هيدروجين وذرتي أكسجين. لاحظ أن فوق أكسيد الهيدروجين يختلف عن الماء في أنه يحتوي على ضعف الكمية من الأكسجين، وعندما تقارن كتلة الأكسجين في فوق أكسيد الهيدروجين بكتلته في الماء فستحصل على نسبة 1 : 2.

تطبق قانون النسب المتضاعفة على الماء H_2O وفوق أكسيد الهيدروجين H_2O_2 .

المركب	H %	O %	H (g) كتلة في 100.0g من المركب	O (g) كتلة في 100.0g من المركب	النسبة الكتلية $\left(\frac{\text{كتلة O}}{\text{كتلة H}}\right)$
H_2O	11.19%	88.81%	11.19	88.81	7.94
H_2O_2	5.93%	94.07%	5.93	94.07	15.86

$$2 = \frac{15.86}{7.94} = \frac{\text{النسبة الكتلية لـ } H_2O_2}{\text{النسبة الكتلية لـ } H_2O}$$

مثال 2

مركبات النحاس و الكلور

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

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

تكون نسبة كتلتي النحاس في المركبين 1:2

1.V. القوانين الحجمية

معادلة الحالة للغازات المثالية (معادلة كلابيرون)

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 – ماريوط (Boyle – Mariott)

وينص على :

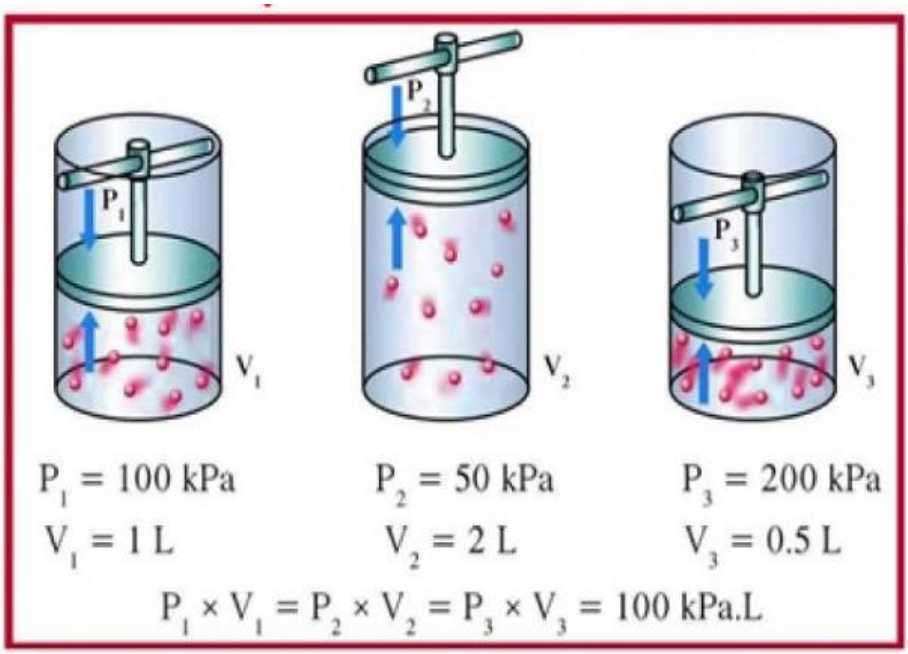
"حجم كمية معينة من غاز محفوظ عند درجة حرارة ثابتة يتناسب عكسيا مع الضغط"

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 $P_1.V_1= P_2.V_2 = K$ / k ثابت



قانون بويل للغازات

قانون شارل Charles

صاغ شارل قانونه كالتالي:

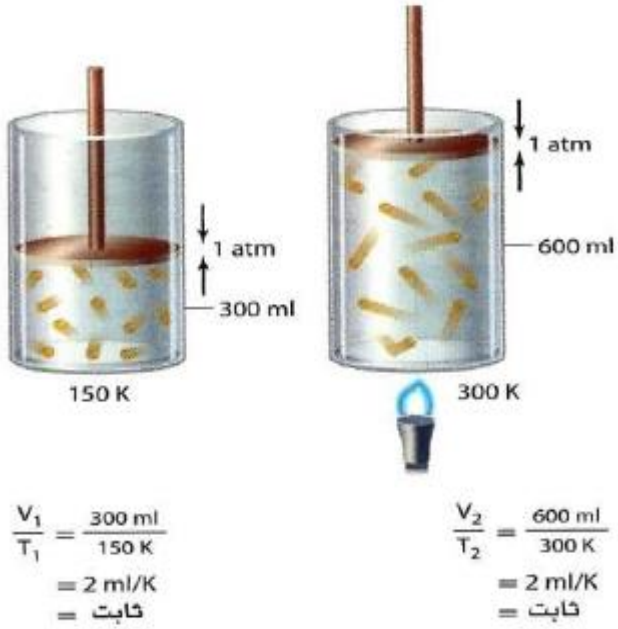
حجم مقدار محدد من الغاز يتناسب طردياً مع درجة الحرارة المطلقة عند ثبوت الضغط.

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.



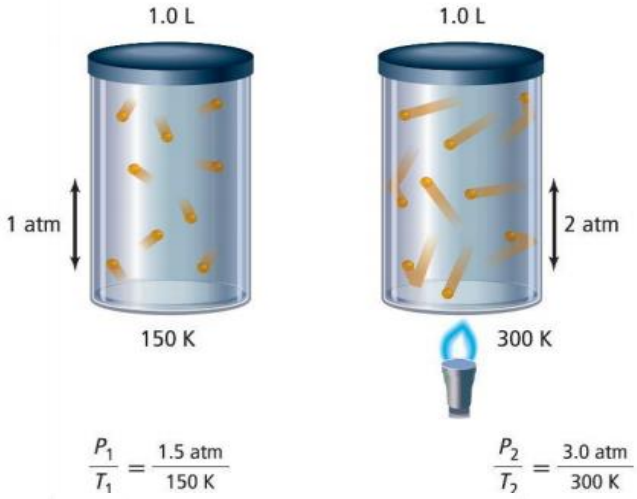
قانون غاي لوساك Gay Lussac

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 : $P_2.V = n.R.T_2$

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



$\frac{P_1}{T_1} = \frac{1.5\ atm}{150\ K}$ $\frac{P_2}{T_2} = \frac{3.0\ atm}{300\ K}$

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

$P_{الكلي} = P_1 + P_2 + P_3 + \ldots\ldots\ldots\ldots$

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 : $\rho_{\text{الهواء}} = 1.29 g/L$

إذا كانت كمية المادة للغاز n=1 mol

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

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

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

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

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

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

تعريف اخر:

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

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

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

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 . و حدتها مول /ل أو مولاري (mol/l ou M)

$$\text{المولاريــة} = \frac{\text{عدد مولات المذاب } (n_2)}{\text{حجــم المحلــول بــاللتر } V_{sol}(L)}$$

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

التركيز المولالي (المولالية)

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

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

$$m = \frac{n_2}{m_{1(Kg)}}$$

التركيز الكتلي

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

التركيز الكتلي c_m يكتب :

$$g.L^{-1} \quad c_m = \frac{m}{V} \quad \begin{matrix} g \\ L \end{matrix}$$

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:

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

الكسر الكتلي للمذاب

هو النسبة بين كتلة المذاب وكتلة المحلول.

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

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

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 حدتها Eq /L أو N

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

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

حيث Eq_2 عدد المكافئات الغرامية للمادة المذابة.

يمكن حساب عدد المكافئات الغرامية (Eq_2) بقسمة كتلة المادة المذابة بالجرام على وزنها المكافئ بالعلاقة التالية:

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

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

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

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

مثال:

$$H_2SO_4 \rightarrow 2H^+ + SO_4^{2-}$$

$$\text{الوزن المكافئ} = \frac{M_{H2SO4}}{2} = \frac{98}{2} = 49\ g/Eq$$

العلاقة بين المولارية C والنظامية N

$$N = \frac{Eq_2}{V_{sol}} = \frac{m_{\text{المذاب}}}{M_{\text{المذاب}} \times V} \times \text{التكافؤ} = \frac{n_{\text{المذاب}}}{V} \times \text{التكافؤ} = C \times \text{التكافؤ}$$

العلاقة بين عدد المكافئات الغرامية و عدد المولات

$$Eq_2 = \frac{m_{\text{المذاب}}}{M_{\text{المذاب}}} \times \text{التكافؤ} = n_{\text{المذاب}} \times \text{التكافؤ}$$

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

$$P_1.V_1 = P_2.V_2$$

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

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

التكافؤ N= C. $\Rightarrow$ C= 0.0412/1= 0.0412 mol/L

$$C = \frac{n_{NaOH}}{V} \Rightarrow n = C.V = 0.0412.0.5 = 0.02\, mol$$

$m_{NaOH} = n_{NaOH}. M_{NaOH} = 0.0206.40 = 0.824$ g