كلية العلوم

القسم : علم الحياة

السنة : الاولى

المادة : كيمياء عامة لاعضوية

المحاضرة : الثالثة /نظري/ د.تمارة

{{ مكتبة A to Z }}

Facebook Group : مكتبة A to Z

يمكنكم طلب المحاضرات برسالة نصية (SMS) أو عبر (What's app-Telegram) على الرقم 0931497960

جامعة طرطوس
كلية العلوم
قسم علم الحياة

الكيمياء العامة واللاعضوية

القسم النظري
لطلاب السنة الأولى
قسم علم الحياة

المحاضرة الثالثة

مدرس المقرر
د. تمارة شهرلي

للعام الدراسي
2025-2024

الفصل الثالث

المولات والمعادلات

مقدمة:

لآلاف السنين كان البشر يستخلصون المواد بتسخين الصخور وتقطير عصائر النبات .

وقد تعلم الكيميائيين خلال القرنين الماضيين المزيد عن كيفية الحصول على المواد من الصخور والهواء والبحر والنباتات. واكتشفوا أيضا الشروط المناسبة لذلك ، فعند صنع مادة جديدة من المهم مزج المواد المتفاعلة وفق النسب الصحيحة .

لتحقيق ذلك يلزمنا معرفة الكتل النسبية للذرات والجزيئات وكيفية استخدامها في الحسابات الكيميائية.

لذرات العناصر المختلفة كتل مختلفة ، وعند القيام بالحسابات الكيميائية يلزمنا معرفة مدى ثقل ذرة مقارنة بأخرى . إن كتلة ذرة وحيدة هي من الصغر بحيث يستحيل وزنها مباشرة ، وللتغلب على هذه المشكلة يلزمنا وزن الكثير من الذرات ثم نقارن هذه الكتل بكتلة العدد نفسه من ذرات معيارية .

اختار العلماء النظير كربون 12 (^{12}C) معياراً ، لقد أُعطي كتلة تعادل بالضبط 12 واحدة ، ويجري إيجاد كتلة الذرات الأخرى بمقارنة كتلتها بكتلة ذرات الكربون 12 ، وتسمى هذه الكتلة بالكتلة الذرية النسبية A_r.

الكتلة الذرية النسبية : هي الكتلة الوسطية الموزونة للذرات الموجودة طبيعياً لعنصر على مقياس يكون فيه لذرة الكربون 12 (^{12}C) كتلة تعادل بالضبط 12 واحدة .

Tartous University - Faculty of Science

المول وكتلة المادة:

تُبين لنا صيغة مركب ما عدد ذرات كل عنصر موجود في الصيغة الواحدة أو الجزيء الواحد من هذا المركب ن ففي الماء مثلاً نعرف أن ذرتين من الهيدروجين ($A_r = 1$) تتحدان مع ذرة من الأكسجين ($A_r = 16$) ولذلك فإن نسبة كتل ذرات الهيدروجين إلى ذرات الأكسجين في جزيء الماء تساوي 16:2 ومهما كان عدد جزيئات الماء تبقى هذه النسبة ثابتة .

لكن حتى لو أخذنا كتلة 1000 ذرة فهي من الصغر بحيث يصعب وزنها وبالتالي يجب أن نزيد العدد أكثر بكثير من ذلك للوصول إلى كمية من الذرات نستطيع وزنها.

إن الكتلة الذرية النسبية أو الكتلة المولية النسبية لمادة ما مقاسة بالغرامات تسمى مول واحد من المادة.

وللتعبير عن الكتلة استخدم مفهوم المول : وهو عدد أفوغادرو من الجسيمات (ذرات، جزيئات ، أيونات....).

أي أن المول هو مقدار من المادة يحتوي على (6.023×10^{23}) من شيء ما ، ونشير غالباً إلى كتلة مول من المادة على أنها الكتلة المولية اختصاراً (M) وواحدة الكتلة المولية هي ($gr.mol^{-1}$) .

مثلاً مول واحد من غاز الهيدروجين يحتوي على عدد (6.023×10^{23}) جزيء من جزيئات الهيدروجين وتكون كتلته (2.016 gr) ، أما بالنسبة للمركبات التي لا توجد على شكل جزيئات مثل NaCl فإن مول منه يعني وجود عدد (6.023×10^{23}) من Na^+ أو عدد (6.023×10^{23}) من Cl^- .

$$\text{عدد المولات } (mol) = \frac{\text{كتلة المادة بالغرامات } (g)}{\text{الكتلة المولية } (g.mol^{-1})}$$

ولإيجاد كتلة مادة موجودة في عدد معين من المولات:

$$\text{كتلة المادة بالغرامات } (g) = \text{عدد المولات } (mol) \times \text{الكتلة المولية } (g.mol^{-1})$$

Tartous University - Faculty of Science

أمثلة:

❖ ما عدد مولات كلوريد الصوديوم الموجودة في 117.0 g من كلوريد الصوديوم NaCl؟

(Cl = 35.5 ، Na = 23.0 : A_r القيم)

الكتلة المولية لـ NaCl =

$$35.5 + 23.0 = 58.5\,g.mol^{-1}$$

عدد المولات (mol) = الكتلة / الكتلة المولية

$$= \frac{117.0}{58.5}$$

$$= 2.0\ mol$$

❖ احسب وزن الآزوت N_2 الموجود في 0.5 moL منه؟ مع العلم أن (N_2=28g).

$$1\ moL\ N_2 \rightarrow 28\ g$$

$$0.5\ moL \rightarrow x$$

$$\Rightarrow \quad X = \frac{28 \times 0.5}{1} = 14\ g$$

❖ ما وزن $3x10^{20}$ ذرة صوديوم مع العلم أن Na=23؟

وزن مول من ذرات الصوديوم = 23 وهو يحوي على $6.02x10^{23}$ ذرة Na

$3x10^{20}$ ذرة Na — χ

$$\Rightarrow \quad \chi = 11.46.10^{-3}\ g$$

❖ إذا كان هناك $3.20x10^{22}$ ذرة من النحاس في العملة المعدنية، فكم غراماً يساوي هذا من النحاس؟ (Cu = 64) الجواب: 3.402g

Tartous University - Faculty of Science

❖ لدينا التفاعل الآتي:

$$2Na_{(s)} + Cl_{2(g)} \rightarrow 2NaCl_{(s)}$$

2moL 2moL

ما وزن الصوديوم اللازم لإنتاج 29.25g من NaCl حسب التفاعل؟

$$2moL(Na) \rightarrow 2moL(NaCl)$$

$$X \qquad \frac{29.25}{58.5} = 0.5moL$$

$$\Rightarrow X = 0.5\ moL$$

وزن الصوديوم = 0.5 x 23 = 11.5g

Na= 23 , Cl= 35.5 gr\mol

❖ **ماهي كتلة هيدروكسيد الصوديوم (NaOH) الموجودة في 0.25 mol منه**
Na=23 , O=16 , H=1 gr\mol .

❖ **ما هي كتلة 0.20 mol من ثنائي أكسيد الكربون (CO_2) .**

O=16 , H=1 gr\mol

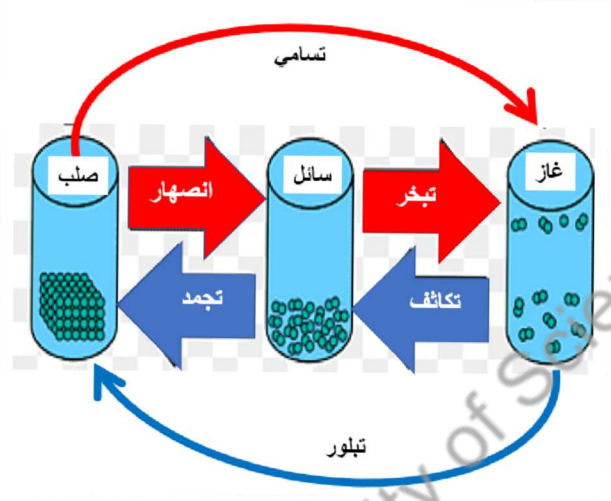
❖ **ما هي كتلة 0.050 mol من كربونات الصوديوم (Na_2CO_3) .**

Na= 23 ,O=16 , C=12 gr\mol

Tartous University - Faculty of Science

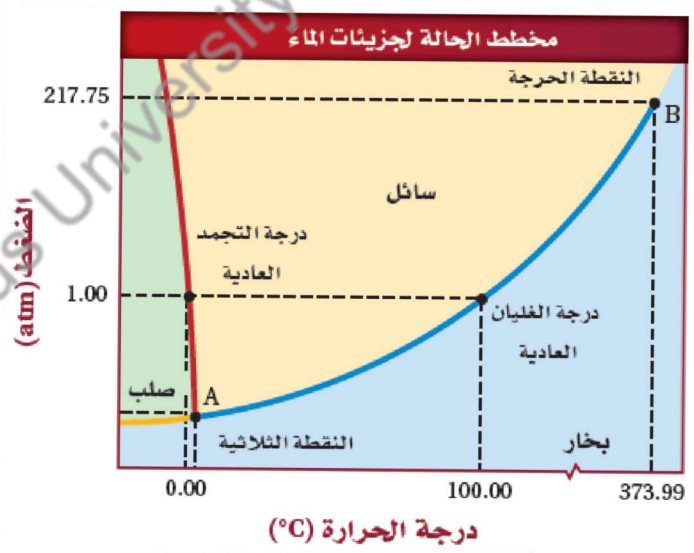
حالات المادة وتحولاتها states of matter and change of matter:

توجد المادة في ثلاث حالات الصلبة و السائلة والغازية ، ويمكن التحول من حالة إلى أخرى عن طريق تغير درجة الحرارة والضغط دون أن يطرأ تغيير أو تبديل جوهري في بنيتها.



يمكن للمادة أن توجد في حالاتها الثلاث في نقطة تسمى النقطة الثلاثية (triple point) .

مثلاً يكون للماء في الحالات الثلاث في النقطة الثلاثية عند درجة الحرارة 0.01 °C والضغط 0.00603 atm .



يمكن القول أن تحولات المادة لا تمثل بالمعنى الدقيق صفة مادية وإنما هي تابع يتعلق بدرجة الحرارة والضغط.

Tartous University - Faculty of Science

قوانين الاتحاد الكيميائي The lows of chemical combination :

أولاً: قانون مصونية (حفظ) المادة The law of conservation of matter :

نص القانون: لا يحدث فرق ولا تغيير بين أوزان المواد الداخلة في تفاعل ما وبين أوزان المواد الناتجة عنه.

مثال

$$Hg + ½\ O_2 \longrightarrow HgO$$

ثانياً: قانون النسب الثابتة The law of definite proportions:

نص القانون: عندما يتحد عنصران يتشكل مركب فيه كل عنصر من العنصرين المتحدين بنسبة وزنية ثابتة.

مثال

$$H_2 + ½\ O_2 \longrightarrow H_2O$$

ثالثاً: قانون النسب المضاعفة The law of multiple proportions:

نص القانون: عند اتحاد عنصرين كيميائيين، وتكوين أكثر من مركب كيميائي واحد ، فإن النسبة بين الكتل المختلفة من أحد العنصرين التي تتحد مع كتلة ثابتة من العنصر الآخر تكون نسبة عددية صحيحة وبسيطة.

مثال

$$N_2 + O_2 \longrightarrow 2NO$$

$$N_2 + 2O_2 \longrightarrow 2NO_2$$

وهناك أكاسيد أخرى مثل: N_2O_3, N_2O_5 .....

إن وزناً واحداً من النتروجين يتطلب 0.571 من الاكسجين لينتج N_2O .

و إن وزن واحد من النتروجين يتطلب 1.142 من الاكسجين لينتج NO ، و 1.713 من الاكسجين لينتج N_2O_3 ... وهكذا.... وذلك وفق الجدول الآتي:

Tartous University - Faculty of Science

رقم الأكسيد	اسم الأكسيد	صيغة الأكسيد	النسبة المئوية الوزنية لكل من		وزن واحد من N_2 وما يقابله من O_2 في كل أكسيد	
			N_2	O_2	N_2	O_2
1	أكسيد الآزوتي	N_2O	63.636	36.364	1	0.571
2	أحادي أكسيد الآزوت	NO	46.67	53.33	1	1.142
3	ثلاثي أكسيد الآزوت	N_2O_3	36.84	63.16	1	1.713
4	ثاني أكسيد الآزوت	NO_2	30.44	69.56	1	2.284
5	خماسي أكسيد الآزوت	N_2O_5	25.92	74.08	1	2.855

بتقسيم هذه الأوزان اللازمة من الأكسجين على أول وزن (0.571) نحصل على النسب العددية البسيطة : 1:2:3:4:5 وهذا ما ينص عليه القانون.

رابعاً: قانون الأوزان المكافئة The law of weights equivalent:

نص القانون: تتحد العناصر الكيميائية أو مركباتها بعضها مع بعض بكميات وزنية محددة تتناسب مع أوزانها المكافئة.

يعرّف الوزن المكافئ الغرامي لعنصر ما بأنه الوزن بالغرامات من هذا العنصر والذي يتحد أو يحل محل ذرة غرامية واحدة من الهيدروجين والتي وزنها (1.008 gr) ، أو ذرة غرامية واحدة من الأكسجين والتي وزنها (8 gr).

مثال

$$H_2 + Cl_2 \longrightarrow 2\ HCl$$

$$1 \quad 35.5$$

$$2.74\% \quad 97.26\%$$

الوزن المكافئ الذي يتحد مع جزء واحد من الهيدروجين (1.008) هو (35.5) جزء من الكلور.

$$\frac{2.74}{97.26} = \frac{1}{35.5}$$

Tartous University - Faculty of Science

خامساً: قانون الحجوم المتفاعلة (غي لوساك) The law of combining valumes:

نص القانون: إن نسب حجوم الغازات الداخلة في تفاعل ما ، ونسبها إلى حجوم الغازات الناتجة عن التفاعل تمثل نسباً عددية بسيطة.

وهذا ما توصل إليه العالم غي لوساك ، ومن خلال هذا القانون توصل العالم آفوغادرو إلى فرضيته .

نص فرضية آفوغادرو : الحجوم المتساوية من الغازات عند الشروط نفسها من الضغط والحرارة تحتوي على أعداد متساوية من الجسيمات وهي الجزيئات.

الغازات The gases :

خصائص الغازات properties of gases:

جميع الغازات قابلة للاختلاط و الامتزاج بعضها مع بعض ، وكثافتها منخفضة جداً وتشغل الحجم الذي توجد فيه .

قوانين الغازات The laws of gases:

أولاً: قانون بويل Boyles's law:

نص القانون: إن حجم كمية معينة من غاز يتناسب عكساً مع ضغط الغاز عند درجة حرارة ثابتة .

$$P.V = K\ (\text{ثابت}) \qquad V \sim 1/p$$

العلاقة العكسية بين الضغط والحجم

Tartous University - Faculty of Science

ثانياً: قانون شارل Carle's law:

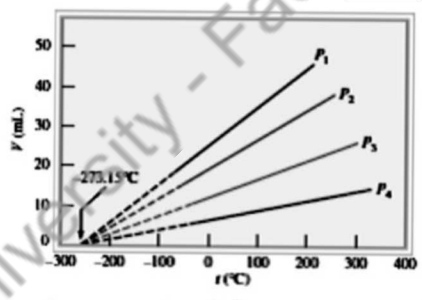
نص القانون: يزداد أو يقل حجم كمية معينة من غاز بمقدار($\frac{1}{273.15}$) من حجمها عند درجة 0 °C كلما ازدادت أو قلت درجة حرارة الغاز بمقدار درجة مئوية واحدة عند ضغط ثابت.

عند الدرجة (-273.15 °C) يكون حجم الغاز مساوياً الصفر ، واعتبر العالم كلفن (kelvin) الدرجة التي يصل عندها حجم الغاز إلى الصفر عند ثبات الضغط بالصفر المطلق لأنه عند درجة أدنى منها سيكون الحجم بقيمة سالبة ، وبما أن الحجوم السالبة ليس لها معنى فيزيائياً فقد اختار العالم كلفن هذه الدرجة صفراً مطلقاً ويُعرف ذلك بسلم كلفن .

$$0(K) = -273.15°C$$
$$273.15K = 0°C$$

ويتم التحويل بين الدرجة المئوية والكالفن تبعاً للعلاقة الآتية:

$$T(K) = t°C + 273.15$$



تغير الحجم بتغير درجة الحرارة عند ثبات الضغط

والعلاقة الرياضية التي تعبر عن ذلك:

$$V \sim T \qquad \frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} = K \ (\text{ثابت})$$

Tartous University - Faculty of Science

ثالثاً: قانون آفوغادرو Avogadro's law:

نص القانون: تحتوي الحجوم المتساوية من الغازات على العدد نفسه من الجزيئات عند الشروط نفسها من الحرارة والضغط.

تُعرف الشروط النظامية (STP) بأنها درجة حرارة الصفر المئوية أو 273.15K أما الضغط القياسي فهو عندما يكون الضغط مساوياً لواحد جو أو 760 mmHg (760Torr) أو $101.325KP_a$.

المعادلة العامة للغازات General gas equation:

تصف معادلة الغاز العامة حالة غاز بدلالة خصائصه مثل الضغط والحجم والكتلة ودرجة الحرارة ، وتُعرف بمعادلة الغاز المثالي.

الغاز المثالي :هو الغاز الذي تكون قوى التجاذب والتنافر بين جزيئاته معدومة وحجم جزيئاته مهملاً بالنسبة لحجم الوعاء الذي يحتويه.

يمكن استنتاج معادلة الغاز العامة من قوانين الغازات.

قانون بويل	$V\sim 1/p$
قانون شارل	$V\sim T$
قانون آفوغادرو	$V\sim n$

من العلاقات الثلاث يمكن الحصول على العلاقة الآتية:

$$V\sim (1/p).T.n$$

$$PV\sim T.n \Longrightarrow P.V/n.T = K$$

يُرمز للثابت بـــ R وهو ثابت الغازات العام، وبالآتي تصبح المعادلة العامة للغازات:

$$PV = nRT$$

وبتعويض قيمة $n = \frac{m}{M}$ في المعادلة العامة للغازات:

$$PV = m/M\ RT$$

حيث إن: m كتلة الغاز ، M الكتلة المولية للغاز

$$\mathbf{P.M = \frac{m}{v} RT \ , \ P.M = d\,R\,T}$$

Tartous University - Faculty of Science

يمكن حساب قيمة R عند الشروط الآتية: ضغط الغاز 1atm ودرجة الحرارة 0°C، ولدينا جزيء غرامي من الغاز 1moL والحجم الذي يشغله الغاز هو 22.4L، بالتعويض في معادلة الغاز نحصل على قيمة R:

$R= 0.0821\ atm.L/moL.K$

وعندما تكون قيمة الضغط $101325N/m^2$ تكون R: $R= 8.31\ Nm/moL.K$

أو تكون قيمة الضغط $101.325\ KP_a$ فقيمة R : $R=8.31KP_a.\ L\ /moL.K$

أما عند قيمة الضغط 1.013bar فتصبح قيمة R:

$R = 0.0831bar.\ L\ /moL.K$

مثال: تشغل كمية من الآزوت حجماً 16.5L عند الدرجة 78°C وضغط 45.6 atm، ما هو حجم العينة عند الشروط النظامية؟

$$\frac{P_1V_1}{T_1} = \frac{P_2V_2}{T_2}$$

$$\frac{45.6x16.5}{78+273.15} = \frac{1xV2}{273.15} \Rightarrow V_2= 585L$$

مثال: تبلغ كثافة الهواء الجاف عند الشروط النظامية 1.293g/L فكم تبلغ كثافته عند الضغط الجوي النظامية ودرجة حرارة الغرفة؟

$R=0,0821atm.L/moL.K$

$$PM = dRT$$

$$1xM= 1.293 \times 0.0821 \times 273.15$$

$$M= 28.99\ g/moL$$

$$1x29 = d \times 0.0821x\ 298$$

$$d= 1.185\ g/L$$

Tartous University – Faculty of Science

مثال: ما كثافة غاز الميثان CH_4 عند الشروط النظامية؟

R= 0.0821atm.L/moL.K

$$PM = dRT$$

$$1 \times 16 = d \times 0.0821 \times 273.15$$

$$\Rightarrow d = 0.72 g/L$$

مثال: ما الوزن الجزيئي لغاز كثافته 1.59g/L عند الدرجة 37°C والضغط 1.35 atm و R= 0.0821atm.L/moL.K؟

$$PM = dRT$$

$$1.35 \times M = 1.59 \times 0.0821 \times 310$$

$$\Rightarrow M = 30 \ g/moL$$

قانون دالتون للضغوط الجزئية Dalton's law of partial pressure :

من المعروف أن الغازات تختلط ببعضها ببعض عند درجات الحرارة العادية بشكل تام وإن الضغط الكلي للخليط يمكن حسابه حسب قانون دالتون.

نص القانون: إن الضغط الكلي لخليط من غازات مختلفة تشغل الحجم نفسه ، يساوي مجموع الضغوط الجزئية لجميع الغازات في هذا الخليط بدرجة حرارة ثابتة.

$$P_t = P_1 + P_2 + P_3 \ldots\ldots$$

ومن المعادلة العامة للغازات:

$$P_1 = \frac{RT}{V} n_1$$

$$P_2 = \frac{RT}{V} n_2$$

$$P_3 = \frac{RT}{V} n_3$$

$P_t V = n_t R T$ $\quad n_t = n_1 + n_2 + \ldots\ldots$

Tartous University - Faculty of Science

بقسمة كل من P_1 و P_2 وP_3 على علاقة P_tV نحصل على:

$$P_1/P_t = n_1/n_t$$

$$P_2/P_t = n_2/n_t$$

$$P_3/P_t = n_3/n_t$$

نعرف الكسر المولي للمادة X: $X= n_1/n_t$

حيث إن n_1 عدد مولات مادة ما في الخليط، n_t عدد المولات الكلية لمكونات الخليط

$$P_1 = X_1 P_t$$

$$P_2 = X_2 P_t$$

$$P_3 = X_3 P_t$$

مثال: يبلغ ضغط كمية من غاز النيتروجين في وعاء سعته 1L، 2atm عند الدرجة 20°C ويبلغ ضغط كمية من غاز الأكسجين في وعاء آخر سعته 5L، 1.5 atm عند الدرجة 23°C، جُمعت الكميتان في إناء واحد سعته 10 L، كم يبلغ الضغط الكلي في هذا الوعاء عند الدرجة 25°C؟

بتطبيق معادلة الغاز المثالي: $PV = nRT$

$$n_1 = P_1.V_1/RT_1 = 2x1/0.0821x293 = 0.083moL$$

$$n_2 = p_2.V_2/RT_2 = 1.5x5/0.0821x269 = 0.309moL$$

$$n_t = n_1 + n_2 = 0.083 + 0.309 = 0.392moL$$

$$P_t = n_t.RT/V = 0.392x0.0821x298/10 = 0.96atm$$

Tartous University - Faculty of Science

كتابة المعادلات الكيميائية وموازنتها :

عندما تتفاعل المواد الكيميائية ، لايمكن للذرات أن تفنى أو تُخلق من العدم ، لذلك يجب أن يكون لكل نوع من الذرات في جهة المتفاعلات العدد نفسه في جهة المنتجات. والمعادلة الكيميائية ماهي إلا طريقة مختزلة لوصف تفاعل كيميائي .

مثال : لكتابة المعادلة الكيميائية لتشكل الماء.

الخطوة 1 اكتب صيغ كل المواد والنواتج. مثلاً:

$$H_2 + O_2 \rightarrow H_2O$$

الخطوة 2 عدّد ذرات كل من المتفاعلات والمنتجات.

$$\underset{2[H]}{H_2} + \underset{2[O]}{O_2} \rightarrow \underset{2[H]+1[O]}{H_2O}$$

الخطوة 3 وازن إحدى الذرات بوضع عدد أمام أحد المتفاعلات أو المنتجات. في مثالنا هذا يلزم موازنة ذرات الأكسجين في الجهة اليمنى بحيث تصبح مساوية في العدد لذرات الأكسجين في الجهة اليسرى. تذكر أنّ العدد ما قبل الصيغة يضرب جميع عدد الذرات داخل الصيغة. فمثلاً في $2H_2O$ لدينا أربع ذرات هدروجين وذرتا أكسجين.

$$\underset{2[H]}{H_2} + \underset{2[O]}{O_2} \rightarrow \underset{4[H]+2[O]}{2H_2O}$$

الخطوة 4 تابع الموازنة بالطريقة ذاتها. بحيث توازن نوعاً واحداً من الذرات في كل مرة إلى أن تنتهي من موازنة جميع أنواع الذرات.

$$\underset{4[H]}{2H_2} + \underset{2[O]}{O_2} \rightarrow \underset{4[H]+2[O]}{2H_2O}$$

لاحظ أنّه عند موازنة معادلة يتوجب عليك عدم تغيير صيغ أي من المتفاعلات أو المنتجات.

Tartous University - Faculty of Science

اكتب معادلة موزونة لتفاعل أكسيد الحديد (III) مع أحادي أكسيد الكربون لتشكيل الحديد وثنائي أكسيد الكربون.

الخطوة 1 الصيغ: $Fe_2O_3 + CO \rightarrow Fe + CO_2$

الخطوة 2 تعداد الذرات: $Fe_2O_3 + CO \rightarrow Fe + CO_2$

الخطوة 3 موازنة ذرات الحديد:

$2[Fe] + 3[O] \quad 1[C] + 1[O] \quad 1[Fe] \quad 1[C] + 2[O]$

$Fe_2O_3 + CO \rightarrow 2Fe + CO_2$

الخطوة 4 موازنة ذرات الأكسجين:

$2[Fe] + 3[O] \quad 1[C] + 1[O] \quad 2[Fe] \quad 1[C] + 2[O]$

$Fe_2O_3 + 3CO \rightarrow 2Fe + 3CO_2$

$2[Fe] + 3[O] \quad 3[C] + 3[O] \quad 2[Fe] \quad 3[C] + 6[O]$

لاحظ أنه في الخطوة 4 يأتي الأكسجين الموجود في CO_2 من مركبين Fe_2O_3 و CO. وبغية موازنة المعادلة، فإنه يتوجب على عدد ذرات الأكسجين التي مصدرها أكسيد الحديد أن يساوي عدد ذرات الأكسجين التي مصدرها أحادي أكسيد الكربون.

مثال: يتفاعل الحديد مع حمض كلور الماء ليعطي كلوريد الحديد(II) والهيدروجين ، اكتب معادلة التفاعل موزونة.

مثال : يتفكك هيدروكسيد الألمنيوم عند التسخين ليعطي أكسيد الألمنيوم والماء، اكتب معادلة التفاعل موزونة.

Tartous University - Faculty of Science

ملاحظة: في بعض الأحيان قد نحتاج تعيين الحالة الفيزيائية للمواد المتفاعلة أو الناتجة عن التفاعل ، ولذلك نستخدم رموز الحالة التي تكتب بحرف صغير على يمين المركب الكيميائي:

(s) صلب ، (l) سائل ، (g) غاز ، محلول مائي (aq).

مثال غاز بخار الماء ($H_2O_{(s)}$) أو الماء السائل ($H_2O_{(l)}$) .

مثال :

$$ZnCO_3(s) + H_2SO_4(aq) \rightarrow ZnSO_4(aq) + H_2O(l) + CO_2(g)$$

المعادلات الأيونية:

عندما تنحل المركبات الأيونية في الماء ، فإن الأيونات تنفصل بعضها عن بعض ، مثلاً:

$$NaCl(s) + aq \rightarrow Na^+(aq) + Cl^-(aq)$$

تضم المركبات الأيونية أملاحاً مثل بروميد الصوديوم وكبريتات المغنيزيوم ونترات الأمونيوم ..... ، كما تضم الأسس والحموض.

فمثلاً يكون حمض كلور الماء (HCl) في المحلول على الشكل التالي: $H^+(aq) + Cl^-(aq)$

ويكون هيدروكسيد الصوديوم (NaOH) في المحلول على الشكل التالي: $Na^+(aq) + OH^-(aq)$

ملاحظة: تشمل العديد من التفاعلات الكيميائية في المحاليل المائية مركبات أيونية ،لكن فقط بعض من هذه الأيونات هو الذي يشارك في التفاعل وباقي الأيونات لادور لها وتسمى الأيونات الشاهدة.

إن المعادلة الأيونية أبسط من المعادلة الكيميائية الكاملة ، إذ تُبين فقط الأيونات أو غيرها من الجسيمات التي تتفاعل ولا تظهر فيها الأيونات الشاهدة.

مثال : المعادلة الكيميائية الكاملة:

$$Zn(s) + CuSO_4(aq) \rightarrow Cu(s) + ZnSO_4(aq)$$

بوجود الشحنات:

$$Zn(s) + Cu^{2+}SO_4^{2-}(aq) \longrightarrow Zn^{2+}SO_4^{2-}(aq) + Cu(s)$$

بإلغاء الأيونات الشاهده:

$$Zn(s) + Cu^{2+}\cancel{SO_4^{2-}(aq)} \longrightarrow Zn^{2+}\cancel{SO_4^{2-}(aq)} + Cu(s)$$

المعادلة الأيونية:

$$Zn(s) + Cu^{2+}(aq) \longrightarrow Zn^{2+}(aq) + Cu(s)$$

هنا نلاحظ : أنه لا توجد أيونات كبريتات لأنها أيونات شاهدة ولم تتغير ، كما نلاحظ أن كلاً من الشحنات والذرات موزونة.

Tartous University - Faculty of Science

مثال : حول المعادلات الكاملة الآتية إلى معادلات أيونية:

$$Mg(s) + 2HCl(aq) \longrightarrow MgCl_2(aq) + H_2(g)$$

$$Br_2(aq) + 2KI(aq) \rightarrow 2KBr(aq) + I_2(aq)$$

Tartous University - Faculty of Science

مكتبة A to Z