الأوزان الذرية والحسابات الكيميائية

Atomic weight and Arithmetic

1-الأوزان الذرية والجزيئية Molecular Weights and atomic Weights

لابد من الإشارة إلى أهم الطرائق أو المقاييس التي كان يعبر بها عن الأوزان الذرية والجزيئية.

1-1 مقياس $O = 16$ ^{16}.

استعمل دالتون كتلة ذرة الهيدروجين $H = 1$ بوصفها وحدة للكتلة عند مقارنة الأوزان الذرية للعناصر الأخرى، وذلك لأنها أخف العناصر. وقد مكن اتحاد الأوكسجين بمعظم العناصر من تعيين مكافئات العناصر بالتحليل بالمقارنة مع الوزن الذري للأوكسجين $O = 16$ ، وعدَّ مكافئ الأوكسجين مساوياً 8 بالضبط.

وبناءً على هذا السلم فإن الكتلة الذرية النسبية كما نرى لكل من الـ (H) والـ (O) على التوالي هي (1.0079) و (15.9995) وحدة ذرية (و.ك.ذ؛ a.m.u)، وهي اختصار للكلمات (atomic mass unit).

أما كتلة جزيء مادة فهي عبارة عن مجموع كتل الذرات المكونة له، وعليه الكتلة الجزيئية تساوي مجموع الكتل (الأوزان) الذرية الموافقة. مثلاً الكتلة الجزئية للماء (H_2O) هي:

$$15.9995 + 2(1.0079) = 18.014 \ \ (a.\ m.\ u)$$

تدعى كتلة المادة المقدرة بالغرامات، والتي تساوي عددياً وزنها الجزئي، بالجزيئة الغرامية (Gram-molecule)، أو المول (mole) من هذه المادة، مثلاً كتلة الجزيئة الغرامية أو المول من الهيدروجين يساوي (2 gr) (مقربة) وتساوي كتلة الجزيئة الغرامية من الماء (18 gr).

2 -المول وعدد أفوكادرو The Mole and Avogadro's number.

وجد أفوكادرو أيضاً أنّ العدد نفسه من الذرات الحقيقة (6.023×10^{23}) يوجد في كل ذرة غرامية واحدة من العنصر؛ أي أن عدد أفوكادرو هو عدد الذرات الحقيقية الموجودة في g 12 من الكربون أو في g 16 من الأوكسجين أو g 1 من الهيدروجين، وإلخ.

كما نعلم أن الذرات يتحد بعضها ببعض بنسب عددية بسيطة لتكون الجزيئات، وبما أننا لا نستطيع رؤية الذرة أو قياس كتلتها؛ لأنها متناهية الصغر، فلا بد لنا من التعامل مع عدد كبير من الذرات

والعدد الذي يتعامل معه الكيميائيون هو المول، ويعرف بأنه عدد أفوكادرو من أي نوع من الجسيمات؛ فمول واحد من الذرات أو الجزيئات أو الشوارد أو الإلكترونات، وإلخ، هو عدد أفوكادرو من كل نوع من هذه الجسيمات؛ أي أن:

1 مول من ذرات = 6.023×10^{23} ذرة.

1 مول من جزيئات = 6.023×10^{23} جزيء.

1 مول من شوارد = 6.023×10^{23} شاردة.

1 مول من إلكترونات = 6.023×10^{23} إلكترون وهكذا....

مثال (2) يتفاعل الكربون مع الأوكسجين ليتكون ثاني أوكسيد الكربون بحسب المعادلة:

$$C + 2O \longrightarrow CO_2$$

جزيء ذرتان ذرة

أو: 1 مول 2 مول 1 مول

أو: 6.023×10^{23} جزيء (6.023×10^{23}) 2 ذرة 6.023×10^{23} ذرة.

النسبة بين عدد الذرات المتفاعلة هي النسبة نفسها بين عدد مولات الذرات المتفاعلة، ونعبر عنها بما يأتي: C : O = 1 : 2.

مثال (3) :احسب كتلة عنصر الكالسيوم (Ca) في 2.77 مول منه، علماً أن الوزن الذري للكالسيوم هو 40.06 g/mol.

الحل:

كتلة 1 مول من ذرات الكالسيوم تساوي 40.06 g.

كتلة 2.77 مول من ذرات الكالسيوم تساوي x g.

كتلة عنصر الكالسيوم في 2.77 مول $= x = \frac{2.77\ \text{mol} \times 40.06\,\text{g}}{1\,\text{mol}} = 111\,\text{g}$

مثال (4) : احسب كتلة ثاني أوكسيد الكبريت SO_2 في 4.14 مول منه؛ علما أن الوزن الذري للأوكسجين هو 16 g/mol، وللكبريت هو 32.06 g/mol.

الحل:

الوزن الجزيئي لـ SO_2 = 64.06 g/mol.

كتلة 1 مول من SO_2 تساوي 64.06 g.

كتلة 4.14 مول من SO_2 تساوي x g.

كتلة 4.14 مول من SO_2 $= x = \frac{64.06\,\text{g} \times 4.14\,\text{mol}}{1\,\text{mol}} = 265\,\text{g}$

نستنتج من المثالين السابقين (3) و (4) أن:

كتلة العنصر أو المركب = كتلة المول من كل منهما × عدد مولات العنصر أو المركب

نســتخدم هذه الطريقة لتقدير الأوزان الذرية للعناصــر التي تتحول إلى الحالة الغازية (كالكربون)، والتي تتألف جزيئاتها من أكثر من ذرتين (كالكبريت). والجدول الأتي يبين المعطيات التي جرى على أساسها تبيين الوزن الذري للكبريت والكربون.

الجدول (1) تبيين الوزن الذري للكبريت والكربون.

المركب	المكافئ	الوزن الجزيئي	كمية العنصر الموجودة في جزيء غرامي "غ"	الصيغة	الوزن الذري
مركبات الكبريت					32
كبريتيد الهيدروجين	16	34	32	H_2S	
ثنائي أوكسيد الكبريت	8	64	32	SO_2	
مركبات الكربون					12
الميتان	3	16	12	CH_4	
الإيتان	4	30	24	C_2H_6	
الإيتيلين	6	28	24	C_2H_4	
الأستيلين	12	26	24	C_2H_2	
أحادي أوكسيد الكربون	6	28	12	CO	
ثنائي أوكسيد الكربون	3	44	12	CO_2	

3 -الوزن الذري (اقتراحات كانيزارو).

أكد كانيزارو باقتراحه أن جزيئات العناصر مؤلفة من ذرات من النوع نفسه، أما جزيئات المركبات فإنها تتألف من ذرات مختلفة في النوع وبغية إنشاء جدول للأوزان الذرية فقد اقترح كانيزارو الآتي:

1- يجب أن نعين الأوزان الجزيئية لجميع المركبات الطيارة للعنصر المدروس.

2- يجب أن نحلل هذه المركبات جميعها ونعين مقدار الوزن الذي يسهم فيه العنصر في تكوين الوزن الجزيئي.

3- يختار أصغر وزن للعنصر موجود في أي من الأوزان الجزيئية لمركباته بوصفه وزناً ذرياً له.

يتضمن الجدول الأتي بعض المركبات الأوكسجينية مرتبة وفق وزنها الجزيئي على أساس أن الوزن الجزيئي للأوكسجين يساوي 32.

الجدول (2) يتضمن المركبات الأوكسجينية المرتبة وفق وزنها الجزيئي.

الرقم	المادة (الصيغة)	الوزن الجزيئي	المقدار الذي يسهم به الأوكسجين في الجزيئة معنياً بالتحليل
1	الأوكسجين O_2	32	$16 \times 2 = 32$
2	الماء H_2O	18.016	$16 \times 1 = 16$
3	أحادي أوكسيد الكربون CO	28	$16 \times 1 = 16$
4	أحادي أوكسيد الآزوت NO	30.008	$16 \times 1 = 16$
5	ثنائي أوكسيد الكربون CO_2	44	$16 \times 2 = 32$
6	ثنائي أوكسيد الآزوت NO_2	46.016	$16 \times 2 = 32$
7	ثنائي أوكسيد الكبريت SO_2	64.064	$16 \times 2 = 32$
8	ثلاثي أوكسيد الآزوت NO_3	76.016	$16 \times 3 = 48$
9	خماسي أوكسيد الفوسفور P_2O_5	142.054	$16 \times 5 = 80$

4 -النسبة المئوية للتركيب Percentage Composition.

وهي النسبة المئوية لكتلة كل عنصر في المركب، وتحسب كما يأتي:

$$\text{النسبة المئوية لعنصر في مركب} = \frac{\text{كتلة العنصر}}{\text{كتلة المركب}} \times 100.$$

مثال: ما هي النسبة المئوية للعناصر التي تدخل في تركيب الكلوروفورم $CHCl_3$؟ وهو مادة استعملت في الماضي بوصفها مخدراً، علماً أن $Cl = 35.5$ ، $C = 12.01$.

الحل:

$$\text{الوزن الجزيئي للكلوروفوم} = (3\times35.5) + (1.008) + (12.01) = 119.52.$$

$$\text{أو الكتلة المولية للكلوروفورم} = 119.52\,g/mol.$$

$$\text{النسبة المئوية الوزنية للهيدروجين} = 100 \times \frac{1.008}{119.52} = 0.843\%.$$

النسبة المئوية الوزنية للكربون $= \frac{12.01}{119.52} \times 100 = 10.049\%$.

النسبة المئوية الوزنية للكلور $= \frac{106.5}{119.52} \times 100 = 89.106\%$.

ونتأكد من صحة الحسابات السابقة بجمع النسب المئوية للعناصر جميعها؛ إذ نتوقع أن يكون المجموع 100%، أو رقماً قريباً جداً من ذلك:

$$(0.843 + 10.049 + 89.106)\% = 99.998\% \approx 100\%$$

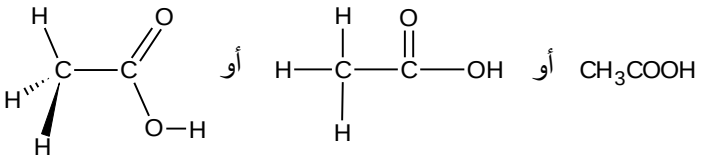
5 -الصيغ الكيميائية Chemical Formulas.

تعطي الصيغ الكيميائية المختلفة، المعلومات المطلوبة عن المركب بشكل مختصر، فهي تدلنا على العناصر المكونة للمركب، وعلى عدد ذراتها في وحدة منه، وعلى طريقة ربط هذه العناصر بعضها مع بعض، كما تدلنا أيضا على شكل المركب. ويوجد ثلاثة أنواع من الصيغ هي:

1-**الصيغة الأولية** Empirical Formula: وتمثل أبسط نسبة عددية صحيحة لعدد الذرات المكونة للمركب، والمثال عليها: هو الصيغة الأولية لحمض الخل الذي يتكون من عناصر الكربون، والهيدروجين، والأوكسجين CH_2O.

2-**الصيغة الجزيئية** Molecular Formula: تمثل عدد الذرات الحقيقي لكل عنصر في الجزيء. وينبغي أن تكون الصيغة الجزيئية أحد مضاعفات الصيغة الأولية، أو تطابقها؛ لأن الذرات لا تتجزأ، وللوصول إليها يلزمنا معرفة الوزن الصيغي الأولي، والوزن الجزيئي. فالصيغة الجزيئية لحمض الخل هي $C_2H_4O_2$ أو CH_3COOH.

3-**الصيغة البنائية** Structural Formula: تبين طريقة بناء المركب بما في ذاك التوزع الفراغي للذرات، وأماكن الروابط واتجاهاتها، وعددها، وأنواعها. وتكتب الصيغة البنائية لحمض الخل كما يأتي:



5-1 المادة المتفاعلة المحددة للتفاعل Limiting Reactant.

تعرف بأنها المادة التي تتفاعل كلياً دون بقاء فائض.

مثال(1): يتفاعل الزنك مع الكبريت، لينتج كبريتيد التوتياء، طبقاً للمعادلة الآتية:

$$Zn + S \longrightarrow ZnS$$

والمطلوب حساب:

1-عدد غرامات ZnS والناتجة عن تفاعل 12 g من Zn مع 6.5 g من S.

2-ما هي المادة المتفاعلة المحددة للتفاعل؟

-علماً أن S=32 , Zn=65.4 .

الحل:

1- لتحديد عدد الغرامات المتكونة من ZnS يجب حساب عدد مولات Zn المتفاعلة، وعدد مولات S المتفاعلة، ثم نستخدم معادلة التفاعل الموزونة:

$$\text{عدد مولات Zn.} = \frac{12}{65.4} = 0.183 \text{ mol}$$

$$\text{عدد مولات S.} = \frac{6.5}{32.1} = 0.202 \text{ mol}$$

نلاحظ من معادلة التفاعل أن نسبة المواد المتفاعلة (1:1)، فيعني ذلك أن 0.183 مول من Zn تتفاعل مع 0.183 مول من S فقط؛ أي أنّ هناك فائضاً من S يبقى دون تفاعل. لذلك تكون المادة المتفاعلة المحددة للتفاعل هي Zn.

2-إن كمية المادة الناتجة تعتمد على كمية المادة المتفاعلة المحددة للتفاعل، وبعد استهلاك Zn لا يمكن أن تتكون أية كمية إضافية من ZnS. فبحسب معادلة التفاعل:

يتفاعل 1mol من Zn ليعطي 1mol من ZnS.

يتفاعل 0.183mol من Zn ليعطي x mol من ZnS.

عدد مولات Zn الناتجة. = x = 0.183 mol

عدد المولات × كتلة المول = كتلة ZnS الناتجة

= 97.5 × 0.183 = 17.84 g

6-الناتج النظري، والناتج الفعلي، والمردود المئوي..Theoretical Yield, Actual Yield and Percentage Yield

يحدث أحياناً عند تفاعل مجموعة من المواد أن تنتج أكثر من مجموعة من نواتج التفاعل، وذلك بحسب ظروف التفاعل.

فعند احتراق الأوكتان مثلا، وهو أحد مكونات الوقود، نميز حالتين:

1-احتراق الأوكتان بشكل كامل حسب التفاعل:

$$2C_8H_{18} + 25O_2 \longrightarrow 16CO_2 + 18H_2O$$

2-احتراق الأوكتان غير كامل عند عدم وجود كمية كافية من O_2 للاحتراق، وينتج إضافة إلى المادة الرئيسة CO_2 موادا أخرى غير مرغوب فيها تسمى المواد الثانوية أو الجانبية، مثل CO.

في الحالة (1) علينا حســاب ما يســمى الناتج النظري، وفي الحالة (2) علينا حســاب الناتج الفعلي (أو العملي)، ومن معرفة الناتجين السابقين نستطيع حساب المردود المئوي للتفاعل. ونوضح أكثر المصطلحات السابقة بالتعاريف الآتية:

1-**الناتج النظري**: هو الكمية القصــوى الناتجة من المادة الرئيســة المرغوب فيها إذا اقتصــر التفاعل على إنتاجها فقط دون المواد الثانوية.

2-**الناتج الفعلي**: هو كمية الناتج الفعلية من المادة الرئيسة ضمن ظروف التجربة.

3-**المردود المئوي**: ويعرف بالعلاقة الآتية:

$$\text{المردود المئوي} = \frac{\text{ناتج الفعلي من المادة}}{\text{ناتج النظري من المادة}} \times 100.$$