



الأوزان الذرية والحسابات الكيميائية

Atomic weight and Arithmetic

1-1 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 $^{16}\text{O} = 16$.

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 $O = 16$ ، وعدد 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 الجزيئية للماء (H_2O) هي:

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

تدعى كتلة المادة المقدره بالغمات، والتي تساوي عددياً وزنها الجزيئي، 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 الحقيقية (6.023×10^{23}) يوجد في كل ذرة غرامية واحدة من العنصر؛ أي أن عدد أفوكادرو هو عدد الذرات الحقيقية الموجودة في 12 g من الكربون أو في 16 g من الأوكسجين أو 1 g من الهيدروجين، إلخ.

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:

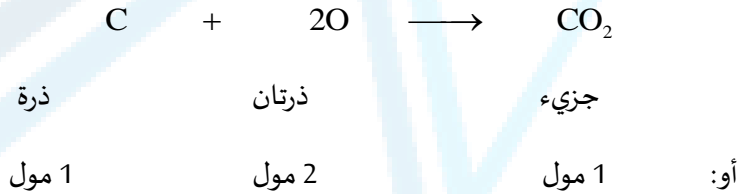
$$1 \text{ مول من ذرات} = 6.023 \times 10^{23} \text{ ذرة.}$$

$$1 \text{ مول من جزيئات} = 6.023 \times 10^{23} \text{ جزيء.}$$

$$1 \text{ مول من شوارد} = 6.023 \times 10^{23} \text{ شاردة.}$$

$$1 \text{ مول من إلكترونات} = 6.023 \times 10^{23} \text{ إلكترون وهكذا....}$$

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



$$\text{أو: } 6.023 \times 10^{23} \text{ جزيء} = 2 (6.023 \times 10^{23}) \text{ ذرة} = 6.023 \times 10^{23} \text{ ذرة.}$$

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:

$$\text{كتلة 1 مول من ذرات الكالسيوم تساوي } 40.06 \text{ g.}$$

$$\text{كتلة 2.77 مول من ذرات الكالسيوم تساوي } x \text{ g.}$$

$$x = \frac{2.77 \text{ mol} \times 40.06 \text{ g}}{1 \text{ mol}} = 111 \text{ g}$$

مثال (4) احسب كتلة ثاني أوكسيد الكبريت SO₂ في 4.14 مول منه؛ علماً أن الوزن الذري للأوكسجين هو 16 g/mol، وللكبريت هو 32.06 g/mol.

الحل:

الوزن الجزيئي لـ $\text{SO}_2 = 64.06 \text{ g/mol}$.

كتلة 1 مول من SO_2 تساوي 64.06 g .

كتلة 4.14 مول من SO_2 تساوي $x \text{ g}$.

$$x = \frac{64.06 \text{ g} \times 4.14 \text{ mol}}{1 \text{ mol}} = 265 \text{ g}$$

كتلة 4.14 مول من $\text{SO}_2 = x$

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

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

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

الجدول (1) تبين الوزن الذري للكبريت والكربون.

الوزن الذري	الصيغة	كمية العنصر الموجودة في جزيء "غرام" غرام	الوزن الجزيئي	المكافئ	المركب
32					مركبات الكبريت
	H_2S	32	34	16	كبريتيد الهيدروجين
	SO_2	32	64	8	ثنائي أكسيد الكبريت
12					مركبات الكربون
	CH_4	12	16	3	الميثان

	C ₂ H ₆	24	30	4	الإيثان
	C ₂ H ₄	24	28	6	الإيثيلين
	C ₂ H ₂	24	26	12	الأسيتلين
	CO	12	28	6	أحادي أكسيد الكربون
	CO ₂	12	44	3	ثنائي أكسيد الكربون

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 الآتي 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 × 2 = 32

$16 \times 1 = 16$	18.016	الماء H_2O	2
$16 \times 1 = 16$	28	أحادي أكسيد الكربون CO	3
$16 \times 1 = 16$	30.008	أحادي أكسيد الآزوت NO	4
$16 \times 2 = 32$	44	ثنائي أكسيد الكربون CO_2	5
$16 \times 2 = 32$	46.016	ثنائي أكسيد الآزوت NO_2	6
$16 \times 2 = 32$	64.064	ثنائي أكسيد الكبريت SO_2	7
$16 \times 3 = 48$	76.016	ثلاثي أكسيد الآزوت NO_3	8
$16 \times 5 = 80$	142.054	خماسي أكسيد الفوسفور P_2O_5	9

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 $C = 12.01$ ، $Cl = 35.5$.

الحل:

$$\text{الوزن الجزيئي للكلوروفورم} = (12.01) + (1.008) + (3 \times 35.5) = 119.52$$

أو الكتلة المولية للكوروفورم = 119.52 g/mol.

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

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

$$\text{النسبة المئوية الوزنية للكور} = 100 \times \frac{106.5}{119.52} = 89.106\%$$

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

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

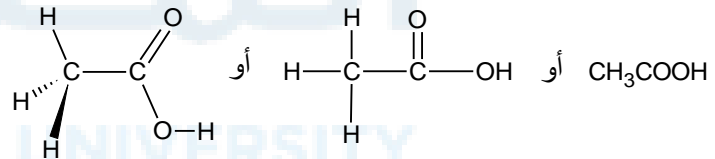
5- الصيغ الكيميائية Chemical Formulas.

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 أيضاً 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، والأكسجين 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 $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$ أو CH_3COOH .

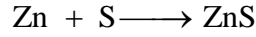
3- **الصيغة البنائية Structural Formula:** تبين طريقة بناء المركب بما في ذلك التوزيع الفراغي للذرات، وأماكن الروابط واتجاهاتها، وعددها، وأنواعها. وتكتب الصيغة البنائية لحمض الخل كما يأتي:



1-5 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:



والمطلوب حساب:

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

2- ما هي المادة المتفاعلة المحددة للتفاعل؟

- علماً أن $\text{S}=32$, $\text{Zn}=65.4$.

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 1 mol من Zn ليعطي 1 mol من ZnS.

يتفاعل 0.183 mol من Zn ليعطي x mol من ZnS.

$$\text{عدد مولات Zn الناتجة} = x = 0.183 \text{ mol}$$

عدد المولات × كتلة المول = كتلة ZnS الناتجة

$$= 97.5 \times 0.183 = 17.84 \text{ g}$$

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 مثلاً، وهو أحد مكونات الوقود، نميز حالتين:

1-احتراق الأوكتان بشكل كامل حسب التفاعل:



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

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

1-الناتج النظري: هو الكمية القصوى الناتجة من المادة الرئيسية المرغوب فيها إذا اقتصر التفاعل على إنتاجها فقط دون المواد الثانوية.

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

3-المردود المئوي: ويعرف بالعلاقة الآتية:

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