كلية: الصيدلة	مقرر: الكيمياء العامة واللاعضوية
الرمز:PHCC121	مدرس المقرر: د. باهره زهراء

نظرة عامة لمقرر الكيمياء العامة واللاعضوية:

يتم في هذا المقرر دراسة المبادئ العامة والأساسية لعلم الكيمياء، أي هو مقدمة متكاملة لفروع الكيمياء المختلفة. وبشكل عام علم الكيمياء يبحث في تركيب المواد وخواصها وتفاعلاتها، وهذا العلم وجد منذ القدم حيث اهتم الإنسان بتسخير مواد الطبيعة لتامين حاجاته، ولكن لم يأخذ شكله العلمي إلا في وقت متأخر عندما بدأ الاعتماد على التجربة.

مقدمة في علم الكيمياء:

علم الكيمياء هو العلم الذي يبحث في دراسة المواد من حيث تركيبها وخواصها الكيميائية والفيزيائية وتفاعلاتها مع بعضها لإنتاج مواد جديدة. فالخواص الكيميائية تدرس قابلية المواد المختلفة للتفاعل الكيميائي فيما بينها عند تأمين الشروط المناسبة لإنتاج مواد أخرى بصفات مختلفة، أما الخواص الفيزيائية للمادة فهي اللون، الطعم، الرائحة، درجة الغليان، درجة التجمد، الكثافة، الصلابة، الحجم، والكتلة.

مبادئ أساسية:

الذرة: atom: هي أصغر جزء من المادة يمكن أن يدخل في التفاعلات دون أن ينقسم ويسمى بالعنصر. وذرات العنصر الواحد متشابهة، بمعنى أن العناصر تختلف عن بعضها البعض باختلاف تركيبها الالكتروني. مثل: ذرة الأكسجين O، ذرة نحاس Cu، ذرة زئبق Hg، ذرة كربون C.

الجزيء: Molecule: هو أصغر جزء في المادة (عنصراً أو مركباً) يمكن أن يوجد على حالة انفراد وتتضح فيه خواص المادة. وتقسم إلى:

- **جزيئات أحادية الذرة: Mono Atomic Molecules**: وهي الجزيئات التي تحتوي على ذرة واحدة فقط مثل الغازات الخاملة. مثل: جزيء هيليوم He، جزيء نيون Ne، جزيء أرغون Ar، جزيء كريبتون Kr. وهذا يعني أنه يمكن القول على الرمز(He): ذرة هيليوم أو جزيء هيليوم وكذلك على الغازات الخاملة الأخرى.
- **جزيئات متعددة الذرات: Polyatomic Molecules**: وهي التي تحتوي على أكثر من ذرتين، مثل جزيء الأوزون O_3، جزيء الكبريت S_8، والفوسفور P_4،
- **جزيئات المركبات: Molecules of Compounds** : هي التي تحتوي ذرات من أنواع مختلفة، مثل جزيء الماء H_2O، وجزيء السكر الأحادي $C_6H_{12}O_6$.

خواص المادة: Properties of Matter: هناك نوعان من الخواص التي تتمتع بها المواد:

- **الخواص الفيزيائية: Physical Properties**: هي صفات المادة التي يمكن إدراكها بالحواس، مثل: اللون – الطعم – الرائحة – درجة الغليان – درجة التجمد – اللمعان – الكثافة – الوزن – الحجم.

- الخواص الكيميائية: **Chemical Properties**: هي صفات المادة التي تتضح عندما تدخل المادة في تفاعل كيميائي. مثل: الحموضة والقلوية.

تغيرات المادة: Change of Matter

التغير الفيزيائي: Physical Change: هو تحول المادة من شكل إلى آخر دون تغيير في خواصها أو فقدان هويتها، مثل: غليان الماء – تجمد الماء – ذوبان السكر في الماء – انصهار الثلج – تكثف الماء– تحول المادة من حالة صلبة إلى سائلة إلى غازية وبالعكس.

التغير الكيميائي: Chemical Change:هو تغير يحدث للمادة فيحولها إلى مادة أخرى ذات خواص مختلفة عن الأولى. مثل: احتراق الفحم، صدأ الحديد.

الكتلة الذرية: من المعلوم أن الذرات صغيرة جداً، فكتلة ذرة الهدروجين على سبيل المثال يساوي (1.6×10^{-24} gr)، وكتلة ذرة الأكسجين يساوي (2.66×10^{-23}gr)، وبذلك فإن التعامل مع هذه الأرقام الصغيرة أمر غاية في الصعوبة، ولذلك فمن المناسب مقارنة كتل الذرات ببعضها البعض، وقد نتج عن هذه المقارنة كتل نسبية للذرات، فمثلاً الكتل الذرية النسبية للذرات (H, C, O) هي على التوالي (1،12 ،16) وقد وضع لها وحدة تسمى وحدة الكتلة الذرية atomic mass unit ويرمز لها اختصاراً (amu) فمثلاً: الكتلة الذرية للهدروجين H =1 amu، الكتلة الذرية للأكسجين O =16 amu.

حساب الكتلة الذرية (الوزن الذري): Atomic Weight (A_w): هو معدل كتلة ذرات عنصر ما (كل نظائر العنصر) بالنسبة لذرة الكربون $^{12}_{6}C$ والتي حددت بـ 12 وحدة كتل ذرية (amu). أي:

الوزن الذري لعنصر = (الوزن الذري لنظيره الأول × نسبة وجوده + الوزن الذري لنظيره الثاني × نسبة وجوده + ...).

مثال: ذرات الكلور توجد في الطبيعة كما يلي: ^{35}Cl بنسبة 75.4% و ^{37}Cl بنسبة 24.6% فما هي الكتلة الذرية للكلور؟

الحل: $$A_w = \left(\frac{75.4}{100} \times 35\right) + \left(\frac{24.6}{100} \times 37\right) = 35.49\ amu$$

الكتلة الجزيئية: Molecular Weight: هي مجموع الكتل الذرية المكونة للجزيء، ويرمز لها بالرمز M_w. فمثلاً: ما الكتلة الجزيئية للسكر الأحادي $C_6H_{12}O_6$ اذا علمت أن الكتل الذرية هي: H=1, O=16, C=12.

الحل: $M_w = (6 \times 12) + (12 \times 1) + (6 \times 16) = 180 \text{ amu}$

المول: The Mole: هو الكمية التي تحتوي على عدد أفوكادرو N_A (6.023×10^{23}) من الذرات، أو الجزيئات، أو الشوارد الحقيقية.

ونظراً لصعوبة حساب الكتلة الذرية لذرة واحدة بسبب صغرها، لذلك فمن المناسب أن نُضخّم الكمية حتى يمكن أن نتعامل معها، وذلك بأخذ مول من الذرات أو الجزيئات أو الشوارد، أي عدد أفوكادرو من الذرات أو الجزيئات او الشوارد، وقد وجد تجريبياً أن كتلة المول بالغرامات يساوي الكتلة الذرية من الذرات، ويساوي أيضاً الكتلة الجزيئية من المركبات عددياً، ووحدتها gr/mol.

مثال: أوجد الكتلة الجزيئية لمول من حمض الكبريت H_2SO_4 (H = 1, S = 32, O = 16)

$$M_w = (2\times 1) + (1\times 32) + (4\times 16) \text{ gr/mol}$$

أما بالنسبة لمول من الذرات الأحادية كالمعادن والغازات الخاملة فلا تختلف طريقة الحساب عما سبق، فمثلاً الكتلة الذرية لعنصر الحديد يساوي 56 فكتلة المول منه تساوي 56 gr.

مثال: احسب عدد ذرات كلٍ من الكبريت والأكسجين والبوتاسيوم الموجودة في مول من كبريتات البوتاسيوم K_2SO_4.

الحل: مول واحد من كبريتات البوتاسيوم K_2SO_4 يحوي:

- عدد ذرات البوتاسيوم K الموجودة في مول واحد:

$$2 \times (6.023 \times 10^{23}) = 1.2046 \times 10^{24} \text{ atoms}$$

- عدد ذرات الكبريت S الموجودة في مول واحد:

$$1 \times (6.023 \times 10^{23}) = 6.023 \times 10^{23} \text{ atoms}$$

- عدد ذرات الأكسجين O الموجودة في مول واحد:

$$4 \times (6.023 \times 10^{23}) = 2.4092 \times 10^{24} \text{ atoms}$$

حساب عدد المولات:

1 - تحسب عدد مولات مادة ما من ناتج قسمة كتلة المادة بالغرام على كتلتها الجزيئية:

$$n = \frac{m\ (gr)}{M_w\ (\frac{gr}{mol})} \qquad mol$$

حيث: n : عدد المولات، m : كتلة المادة بالغرام، M_w : الكتلة الجزيئية المولية بوحدة gr/mol

مثال: ما عدد مولات عينة من كربونات الصوديوم Na_2CO_3 كتلتها 848 gr علما أن الكتل الذرية: (Na = 23, C = 12, O = 16)

الحل: $M_w = (2 \times 23) + 12 + (3 \times 16) = 106 \quad gr/mol$

$$n = \frac{m}{M_w} = \frac{848}{106} = 8 \qquad mol$$

2 – ويمكن حساب عدد المولات من حاصل قسمة عدد جزيئات المادة الحقيقي N على عدد أفوكادرو N_A:

$$n = \frac{N}{N_A} \qquad mol$$

مثال: احسب عدد مولات 87900 جزيئة حقيقية من مادة السكر الثنائي (السكروز) $C_{12}H_{22}O_{11}$

الحل: $n = \frac{N}{N_A} = \frac{87900}{6.023 \times 10^{23}} = 1.46 \times 10^{-19} \quad mol$

مثال: احسب عدد جزيئات 8.3 mol من أكسيد الحديد Fe_2O_3 الحقيقية.

الحل: $n = \frac{N}{N_A} \Rightarrow N = n \times N_A$

$N = 8.3 \times (6.023 \times 10^{23}) = 5 \times 10^{24}$ جزيئة حقيقية

مثال: احسب عدد الجزيئات الحقيقي لـ 90 gr من سكر الغلوكوز $C_6H_{12}O_6$ اذا علمت أن الكتل الذرية هي: (H = 1, C = 12, O = 16).

الحل: $M_w = (6 \times 12) + (12 \times 1) + (6 \times 16) = 180 \quad gr/mol$

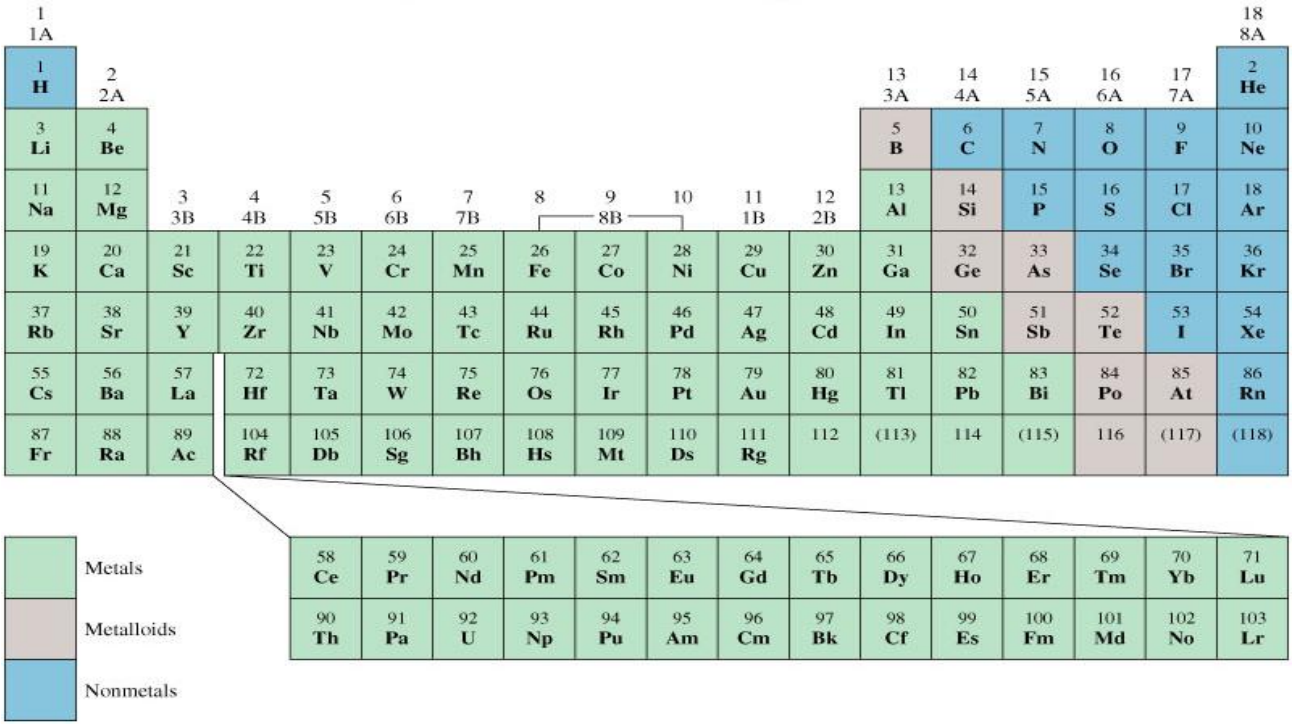
$$n = \frac{m}{M_w} = \frac{90}{180} = 0.5 \qquad mol$$

$$n = \frac{N}{N_A} \Rightarrow N = n \times N_A$$

$N = 0.5 \times (6.023 \times 10^{23}) = 3.012 \times 10^{23}$ جزيئة حقيقية

أشكال المادة: Forms of Matter : عندما نتعامل مع المادة فإنه عملياً لا نتعامل حقيقةً إلا مع واحد أو أكثر من ثلاثة أشكال للمادة هي:

العنصر: Element : تعني كلمة عنصر الشيء الأساسي أو الجوهري ويُعرّف بأنه مادة لا يمكن أن تتفكك كيميائياً إلى مواد أخرى، وهذا يدل على أن العنصر هو وحدة البناء للمادة بحيث يمكن أن نجد هذه الوحدة بشكل مستقل وحر أو بشكل مرتبط، ولقد بلغ عدد العناصر المعروفة حتى الآن مائة وثمانية عشر عناصر.



المركب: Compound: يتكوّن المركب من أكثر من عنصر واحد، تتحد العناصر الكيميائية مع بعضها بعضاً بطريقة محددة تماماً بحيث يكون المركب دائماً محتوياً على العناصر المكوّنة له بنسب ثابتة. إن الحصول على المركب لا يتم فقط بطريقة تكون فيها المواد الأولية المستخدمة للحصول عليه هي العناصر المكوّنة له، بل يمكن أن تتم أيضاً بطريقة تكون فيها المواد الأولية المستخدمة هي مركبات. ويمكن القول إن أهمية المركبات تفوق أهمية العناصر إلى حد كبير ولعله يكفي لإثبات ذلك: أن الماء الفائق الأهمية هو مركباً وليس عنصراً، وثانياً أن عدد المركبات المعروفة يتجاوز المليون مركب.

المزيج: Mixture : المزيج هو عندما يتحد عنصران أو أكثر اتحاداً لا كيميائياً أي اتحاداً فيزيائياً وبالتالي اتحاداً يمكن أن يكون بنسب وزنية متفاوتة لهما، وبالتالي يقال إنهما شكّلا مزيجاً وليس مركباً، فالهواء مثلاً هو مزيج لعدد من العناصر(الغازات). والمزيج لا يتكوّن من العناصر فقط بل إن المركبات نفسها حينما تتحد مع بعضها اتحاداً فيزيائياً فإنها تؤدي إلى تكوين مزيج. وفي الواقع فإن العناصر والمركبات في الطبيعة وكذلك المركبات الناتجة من عمليات الاتحاد الكيميائي تتواجد

عادة على هيئة مزائج ذات خواص تختلف من حالة إلى أخرى من عدة نواحي فبعض المزائج متجانسة مثل الماء والسكر وبعضها غير متجانس مثل الماء والتراب.

الوحدات الأساسية في القياس

Fundamentals Units of Measure

يتعامل الإنسان مع البيئة المحيطة به بقياسات مختلفة، منها ما هو مادي ملموس، يتم بوسائل متنوعة للقياس مثل: العين المعتمدة على الضوء في القياس، والأذن المعتمدة على الصوت، والجلد المعتمد على اللمس والحرارة، والأنف المعتمد على خواص الغازات الطيارة، واللسان المعتمد على التراكيز الكيميائية للمادة. وعلى الإنسان أن يصمم من وسائل القياس ما يساعده في تطوير حياته، وتحقيق هدفه، وذلك بتحويل الكثير من المفاهيم في الطبيعة إلى معلومات يستقرئها الإنسان بوساطة إحدى الحواس السابقة. **ولعملية القياس ثلاثة عناصر رئيسة هي: وحدات القياس المستخدمة، والكميات الممكن قياسها، وأدوات القياس المتوفرة.**

تصنف وحدات القياس من حيث استعمالها إلى نوعين:

* **وحدات قياس أساسية**: هي الوحدات التي لا يمكن اشتقاقها من وحدات أخرى أبسط منها وهي:

الكمية	الوحدة بالنظام الدولي (ISU)	الرمز
الكتلة (Mass)	كيلوغرام	kg
الطول أو المسافة (Length)	متر	m
الزمن (Time)	ثانية	S
شدة التيار (Electric Current)	أمبير	A
درجة الحرارة (Temperature)	كلفن	K
كمية المادة (Amount of substance)	مول	mol
شدة الإضاءة (Luminous intensity)	شمعة (Candela)	Cd

* **وحدات قياس مشتقة**: هي الوحدة التي تتكون من حاصل ضرب أو قسمة وحدتين أساسيتين أو أكثر.

الكمية	الوحدة	الرمز	تعريف الوحدة
السرعة v (velocity)	م/ثا	m/s	هو مقدار المسافة التي يقطعها الجسم المتحرك بالنسبة لوحدة الزمن.
العمل W (work)	جول	J	الجول هو قيمة العمل الذي تبذله قوة مقدارها نيوتن واحد خلال انتقال مسافة واحد متر في اتجاه ومنحنى القوة.
الطاقة E (energy)			
الضغط P (pressure)	باسكال	Pa	الباسكال هو قيمة الضغط الناتج عن تأثير قوة ضاغطة مقدارها نيوتن واحد على سطح مساحته متر مربع واحد.
الحجم V(volume)	$م^3$	m^3	هو ناتج ضرب مساحة القاعدة m^2 بالارتفاع m
الكثافة ρ (density)	$غم/سم^3$	gr/cm^3	كتلة وحدة الحجوم للمادة

مضاعفات وكسور وحدات القياس:

وحدات القياس الرئيسة تعطي وحدة واحدة للقياس على سبيل المثال وحدة الطول هي المتر نستخدم مضاعفات هذه الوحدة مثل كيلومتر إذا أردنا قياس مسافات طويلة. أما إذا أردنا قياس مسافات صغيرة فنستخدم كسور وحدات القياس الرئيسية مثل السنتي والميلي. ويبين الجدول التالي كسور ومضاعفات الوحدات الرئيسية:

كسور الوحدة			**مضاعفات الوحدة**		
deci (d)	ديسي	10^{-1}	deca (da)	ديكا	10
centi (c)	سنتي	10^{-2}	Hector (h)	هكتو	10^2
milli (m)	ميلي	10^{-3}	kilo (k)	كيلو	10^3
micro (μ)	ميكرو	10^{-6}	Mega (M)	ميغا	10^6
nano (n)	نانو	10^{-9}	Giga (G)	غيغا	10^9

10^{12}	تيرا	Tera (T)	10^{-12}	بيكو	pico (p)

قياس درجة الحرارة:

درجة الحرارة هي مقياس لسخونة أو برودة الأجسام. تنتقل الحرارة من الأجسام الأكثر سخونة إلى الأجسام الأكثر برودة، تقاس درجات الحرارة باستخدام أجهزة خاصة تسمى الترمومترات، وهي تعتمد على خاصية تمدد السوائل بالحرارة وانكماشها بالبرودة، ومن أكثر هذه الأجهزة استعمالاً الترمومتر الزئبقي الذي يحتوي على مادة الزئبق. وتستخدم عدة أنظمة لقياس درجة الحرارة من أهمها:

ا- المقياس المئوي: هو المقياس السلزيوسي نسبة إلى العالم السويدي أندريس سلزيوس.

ب- المقياس الفهرنهايتي: ينسب هذا المقياس إلى للعالم الألماني غابريل فهرنهايت.

وللتحويل من سليزيوس إلى فهرنهايت نستخدم العلاقة التالية:

$$^{\circ}F = \frac{9}{5}\,^{\circ}C + 32$$

وللتحويل من فهرنهايت إلى سليزيوس:

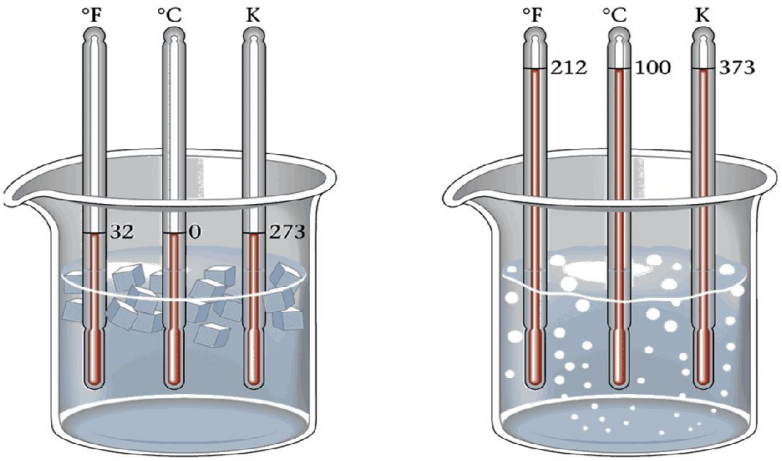
$$^{\circ}C = \frac{5}{9}\left(^{\circ}F - 32\right)$$

ج- مقياس كلفن : مقياس كلفن هو المقياس المطلق وهو الوحدة الأساسية لقياس درجة الحرارة في النظام العالمي للوحدات (SI) ويرمز لها بالرمز (K) وهو مقياس ذو أهمية كبيرة ويستخدم في المجال العلمي.

وللتحويل من درجة السليزيوس إلى الكلفن نستخدم العلاقة التالية:

$$T_K = {}^{o}C + 273$$

اذا نظرنا الى درجة تجمد وغليان الماء بالقياسات الثلاث نجد:



مثال: إذا كانت درجة غليان سائل ما 87 °C، كم تكون هذه الدرجة على مقياس كلفن و فهرنهايت؟

الحل:

$$^{o}F = \frac{9}{5} \times (87) + 32 = 188.6 \quad ^{o}C$$

$$T_K = 87 + 273 = 360 \quad ^{o}K$$

تعريف المادة: هي أي شيء يشغل حيز من الفراغ وله كتلة.

الكتلة: هي مقدار ما يحتويه الجسم من مادة، وهي ثابتة لا تتغير بتغير المكان.

الوزن: هو ما يعرف قوة جذب الأرض للجسم، وهو يتغير بتغير المكان لتغير الجاذبية من مكان لآخر، ووحدته نيوتن.

التفاعل الكيميائي: Chemical Reaction هو اتحاد العناصر مع بعضها أو المركبات مع بعضها أو العناصر مع المركبات لتكوين مركبات جديدة في جو خاص وظروف تختلف باختلاف المكونات والنواتج، وبشكل عام يتم تحطيم روابط قديمة وتشكل روابط جديدة، ويتلخص كل تفاعل في معادلة تسمى المعادلة الكيميائية.

المعادلة الكيميائية: Chemical equation : تتكون المعادلة الكيميائية من طرفين يفصل بينهما سهم، أحد الطرفين يسمى المتفاعلات Reactants والآخر يسمى النواتج Products وتعرف النواتج من اتجاه السهم حيث يشير رأس السهم إلى نواتج التفاعل.

مثال: $2Na + Cl_2 \rightarrow 2NaCl$

القوانين الأساسية في الكيمياء

The Basic Lows of Chemistry

1- مقدمة: Introduction

ظهرت القوانين الأساسية في الكيمياء كنتيجة للأبحاث التي قام بها الباحثون لتحديد العلاقات التي تتسم بها المواد المشاركة بالتفاعلات الكيميائية، حيث اعتمدت على طرائق التحليل الكمي الذي شكّل فيما بعد أساس الكيمياء الحديثة. وساهمت قوانين الاتحادات الكيميائية فيما بعد في ظهور النظرية الذرية.

1.1- قانون انحفاظ الكتلة: The Low of Conservation of Matter

ينسب هذا القانون إلى العالم **لافوازييه** الذي أجرى عدة تجارب لإثبات هذا القانون منها: أخذ أنبوباً زجاجياً يحوي غاز الهدروجين والهواء، وأغلقه بإحكام لمنع دخول أو خروج أي مادة، وزّن الأنبوب مع محتوياته، ثم قام بإمرار شرارة كهربائية لحدوث التفاعل بين الأكسجين والهدرجين لتشكيل الماء، وبعد عودة درجة الحرارة إلى وضعها الطبيعي، عاد ووزن الأنبوب مع محتوياته من جديد. وتشير النتائج إلى أن كتلة المواد المتفاعلة داخل الأنبوب لم تتغير بعد انتهاء التفاعل.

وفي تجربة أخرى قام لافوازييه بوزن كتلة من أكسيد الزئبق في بوتقة محكمة الإغلاق، ثم عرّض هذه البوتقة للحرارة فترة من الزمن، فحصل تفكك للأكسيد إلى زئبق وأكسجين، ثم وزن البوتقة من جديد فوجد أن مجموع كتل الزئبق والأكسجين يساوي كتلة أكسيد الزئبق. فاستنتج أن مجموع كتل المواد الداخلة في التفاعل يساوي مجموع كتل المواد الناتجة عن التفاعل، وبالتالي: **المادة لا تفنى ولا تُخلق من عدم**. وهو قانون انحفاظ الكتلة.

1.2- قانون النسب الثابتة: Low of Definite Proportions

وضع هذا القانون **بروست** في بداية القرن التاسع عشر نتيجة لدراسة نسب وجود العناصر في المركبات حتى ولو اختلفت طرق الحصول عليها، فعلى سبيل المثال: تكون نسبة كتلة الهدروجين لكتلة الأكسجين في مركب الماء مساوية دائماً $1/8$ بغض النظر عن مصدر المياه، سواءً ناتج عن تفاعل كيميائي أو أمطار أو جوفية أو محيطات وأنهار. وبالتالي لو مزجنا 2 gr من الهدروجين مع 8 gr من الأكسجين ومررنا شرارة كهربائية، فإنه سيتشكل لدينا 9 gr من الماء ويبقى 1 gr من غاز الهدروجين دون تفاعل. وكذلك الأمر لو تفكك 9 gr من الماء، فإننا سنحصل

على 1 gr من الهدروجين و 8 gr من الأكسجين، ومنه قانون بروست: **تتواجد العناصر في المركب الكيميائي النقي دائما بنسبة وزنية محددة وثابتة.**

مسألة: وضع 10 gr من عنصر السيليكون مع 100 gr من الأكسجين في مفاعل لتشكيل ثنائي أكسيد السيليكون والمطلوب: 1 – احسب عدد غرامات ثنائي أكسيد السيليكون الناتج، 2 – حساب كمية الأكسجين المتبقية بعد التفاعل.

2.2- قانون النسب المضاعفة: Law of Multiple Proportions

استطاع العالم دالتون في بداية القرن التاسع عشر من وضع نظرية ذرية متطورة في ذلك الوقت عرفت بنظرية دالتون الذرية. وينص أحد فروض هذه النظرية على أنه عندما يتحد عنصران ليشكلا أكثر من مركب كيميائي، فإن كتل أحد العنصرين التي تتحد مع كتلة ثابتة من العنصر الآخر تكون بنسبة عددية صحيحة وبسيطة. وهو ما سمي فيما بعد بقانون النسب المضاعفة لدالتون. وكمثال على هذا القانون: يتحد الأكسجين مع الآزوت ليشكل عدد من أكاسيد الآزوت وفق الكتل التالية:

المركب المتشكل	كتلة الآزوت gr	كتلة الأكسجين gr	نسبة الاتحاد N : O
N_2O	2 X 14	1 X 16	2 :1
N_2O_2	2 X 14	2 X 16	2 :2
N_2O_3	2 X 14	3 X 16	2 :3
N_2O_4	2 X 14	4 X 16	2 :4
N_2O_5	2 X 14	5 X 16	2 :5

من هذا الجدول نلاحظ أن نسب كميات الأكسجين التي تتحد مع كتلة ثابتة من الآزوت (2 X 14) هي بنسبة : 1،2،3،4،5 أي أعداد صحيحة وبسيطة.

مثال آخر على هذا القانون: هو اتحاد عنصر الهيدروجين بعنصر الأوكسجين الذي يتم بنسب وزنية ثابتة، حيث يؤدي اتحاد كل 1 gr من الهيدروجين مع 8 gr من الأوكسيجين إلى تكّون 9 gr من الماء. أما اتحاد 1 gr من الهيدروجين مع 16 gr من الأوكسيجين في ظروف ملائمة فلا يؤدي إلى تكوين الماء بل إلى تكوين مركب فوق أوكسيد الهيدروجين (الماء الأكسجيني). ومنه نجد أن نسبة كتلة الأوكسيجين في الماء إلى كتلته في فوق أوكسيد الهيدروجين هي 16:8 أي 2:1

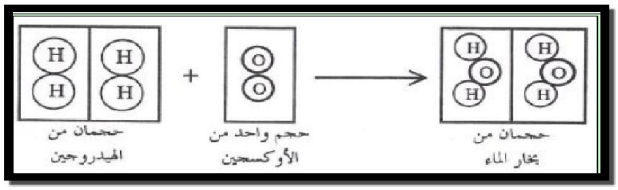
.

قانون غاي – لوساك للحجوم المتحدة: Gay-Lussac's Law of Combining Volumes

تستخدم المعادلة الكيميائية التي تدل على تفاعل مادتين أو أكثر في الحالة الغازية للدلالة على أحجام الغازات التي تشارك في التفاعل وهناك علاقة بين الأحجام وبين عدد الجزيئات المشار إليها في المعادلة حيث يمكن تعيين الأحجام دون الرجوع إلى كتل الغازات المتفاعلة. فمثلاً عندما تمرر شرارة خلال مزيج من غازي الهدروجين، والأكسجين فإن التفاعل يحدث ليكوّن ماء في الحالة الغازية.

$$2\,H_2(g) + O_2(g) \longrightarrow 2H_2O(g)$$
$$2\text{ Volumes} + 1\text{Volume} \longrightarrow 2\text{ Volumes}$$

2 : 1 : 2



وفي التفاعل بين الهدروجين والكلور، فإن كل لتر من الهدروجين يتطلب (1 L) من الكلور، ويتكوّن (2 L) من كلوريد الهدروجين

$$H_2(g) + Cl_2(g) \xrightarrow{\text{ضوء فوق بنفسجي}} 2HCl(g)$$
$$1\text{ L} \qquad 1\text{ L} \qquad\qquad 2\text{ L}$$

1 : 1 : 2

ومنه يمكن أن نصيغ قانوناً آخر هو قانون الحجوم المتحدة كما يأتي: **تتحد الغازات مع بعضها بعضاً عند الظروف نفسها من ضغط ودرجة حرارة بنسب حجمية ثابتة.**

مسالة: يتفاعل حمض كلور الماء مع كربونات الكالسيوم فينطلق غاز ثنائي أكسيد الكربون والمطلوب:

احسب عدد غرامات كربونات الكالسيوم وعدد غرامات حمض كلور الماء ذو التركيز 25 % اللازمين للحصول على 10 ليتر من غاز ثنائي الكسيد الكربون.

حالات المادة:

توجد المادة في أربع حالات: غاز- سائل - صلب - بلازما، طبقا للظروف الخارجية من ضغط ودرجة حرارة. ولكن هناك بعض المواد قد لا يمكن تواجدها في كل هذه الحالات، فمثلاً لا يمكن الحصول على كربونات الكالسيوم عملياً في الحالة الغازية أو السائلة عند الظروف العادية حيث أنها تتفكك بالتسخين إلى أكسيد كالسيوم وثنائي أكسيد الكربون قبل أن تنصهر أو تبدأ بالتبخر. وعند بعض الظروف قد توجد المادة على هيئة طورين أو ثلاثة، فمثلاً عند درجة حرارة الغرفة يوجد الماء في الحالة السائلة ولكن إذا رفعنا درجة الحرارة إلى درجة الغليان مع ثبات الضغط يتحول إلى الحالة الغازية وبالعكس إذا خفضنا درجة الحرارة إلى الصفر المئوي نجد أن الماء السائل يتحول إلى الحالة الصلبة.

ليس للغاز حجم ثابت ولا شكل ثابت لأنه يملا جميع الأوعية مع اختلاف حجومها وأشكالها. وللسائل حجم معين ولكن ليس له شكل معين لأنه يأخذ شكل الوعاء الذي يوضع فيه. وعلى خلاف ذلك فان للجسم الصلب حجم وشكل معينين تماماً. والبلازما عبارة عن غاز متأين من أيونات وإلكترونات ومن جسيمات معتدلة، ويحتوي غاز البلازما على ذات العدد من الأيونات الموجبة والسالبة ويتمتع بناقلية كهربائية عالية.

تتميز الحالة الصلبة بالصلابة والحالة السائلة بالميوعة والحالة الغازية بالميوعة التامة. ومنه نجد أن الحالة السائلة تتوسط الحالتين الصلبة والغازية. ويصاحب بعض التغيرات لحالات المادة مثل التبخر، التصعيد، الانصهار، امتصاص أو فقدان كمية من الحرارة، بحيث تكون احدى حالات المادة أكثر ثباتاً عند درجة حرارة أعلى بثبوت الضغط ويكون التحول اليها مصحوباً بامتصاص كمية من الحرارة. وبالعكس فانه عند درجة حرارة منخفضة يكون التحول إلى الحالة الأكثر ثباتا مصحوباً بانطلاق كمية من الحرارة.

إذا تصورنا مدى ضخامة عدد الذرات والجزيئات الموجودة في أي كمية ملموسة من مادة ما، فانه قد يبدو من المستحيل، للوهلة الأولى، أن نفسر خواص المادة من خلال ذراتها وجزيئاتها. وكذلك فانه من غير الواقعي أن نسرد عدد الطرائق التي يمكن للجزيئات أن تؤثر بها على بعضها بعضاً بحركتها وبخواصها الكهربائية والمغناطيسية، إلا أننا نستطيع أن نلجأ إلى نظريات الرياضيات لنربط بين العديد من خواص المواد الصلبة والسائلة والغازية، وبين طبيعة الجزيئات والذرات.

لقد درست الحالة الغازية بصورة مستفيضة وذلك لبساطتها ولعلاقة كثير من الحوادث الطبيعية بها. وكذلك درست الحالة الصلبة منذ مطلع القرن العشرين، بعد اكتشاف أشعة اكس وعرف الكثير من خفاياه. أما الحالة السائلة فلا يزال فيها مجال كبير للبحث لتميز بعض السوائل بخواص مختلفة عن الأخرى.