مدونة المناهج السعودية

https://eduschool40.blog

الموقع التعليمي لجميع المراحل الدراسية

في المملكة العربية السعودية

CHEM 205

مبادئ العلوم العامة

لطلاب كليات الأداب و العلوم الإنسانية

الكيمياء

- **المادة** (Matter): هي كل ما يشغل حيزا في الفراغ.

- **الكيمياء** (Chemistry): هو العلم الذي يهتم بدراسة المواد و التغيرات التي تحدث عليها.

- **العنصر** (Element): هو المادة التي تتكون من نوع واحد من الذرات التي لا يمكن تكسيرها بالطرق الكيميائية ويأخذ مسميات طبقا لعدده الذري.

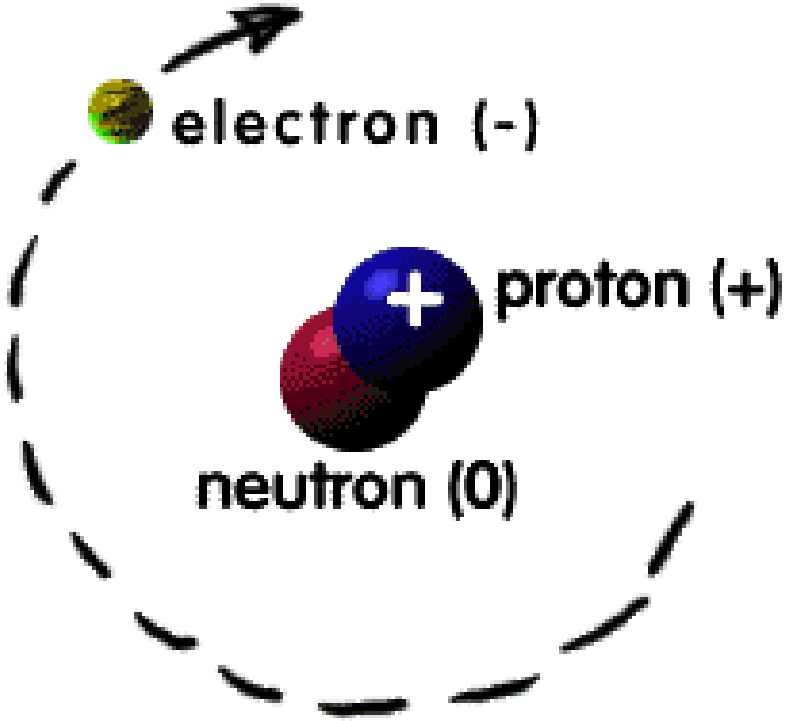
أمثلة : الفضة Ag – النحاس Cu– الحديد Fe– الفلور F.

- **المركب** (Compound): هو المكون الذي يتكون من اتحاد عنصرين أو أكثر.

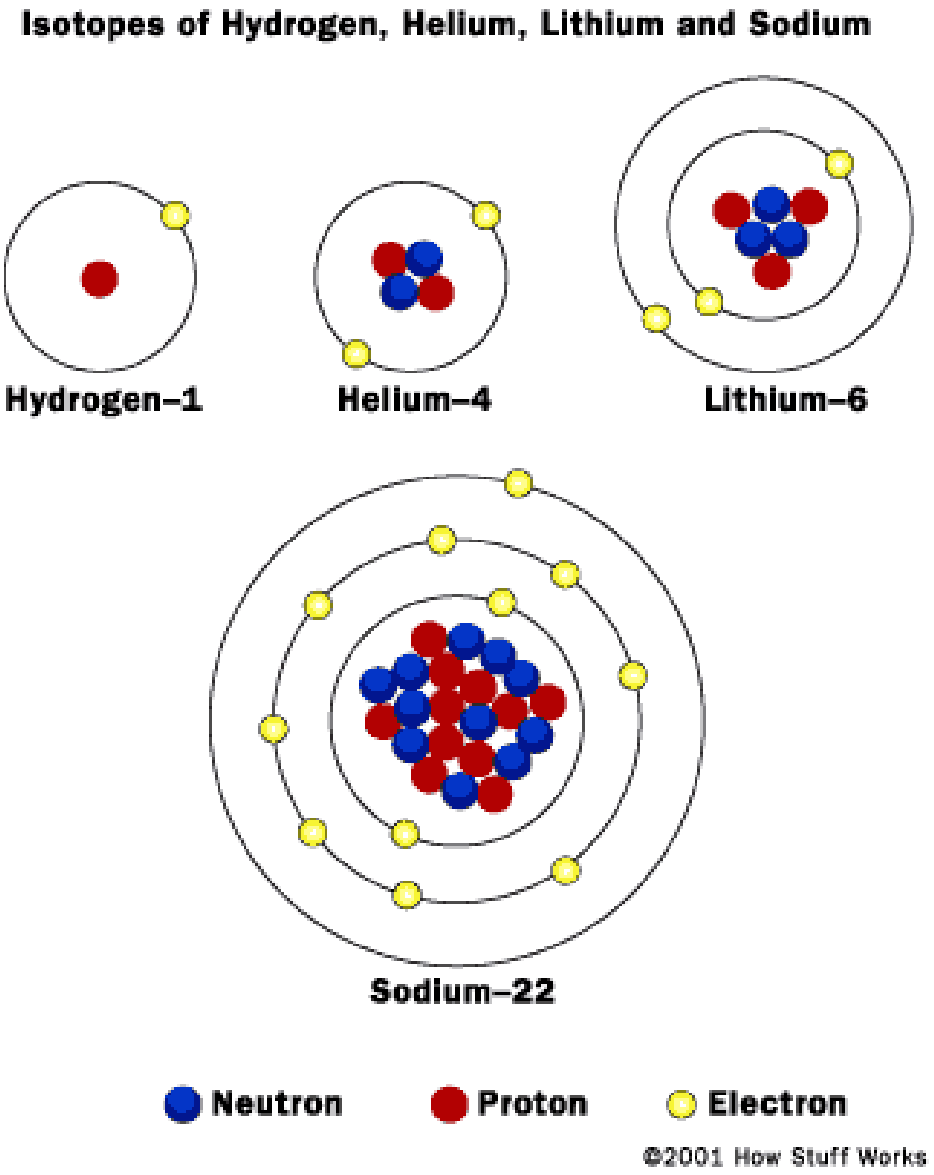
أمثلة : الماء H_2O– كربونات الكالسيوم $CaCO_3$– أكسيد الصوديوم Na_2O – ثاني أكسيد الكربون CO_2– أول أكسيد الكربون CO.

- مكونات الذرة :

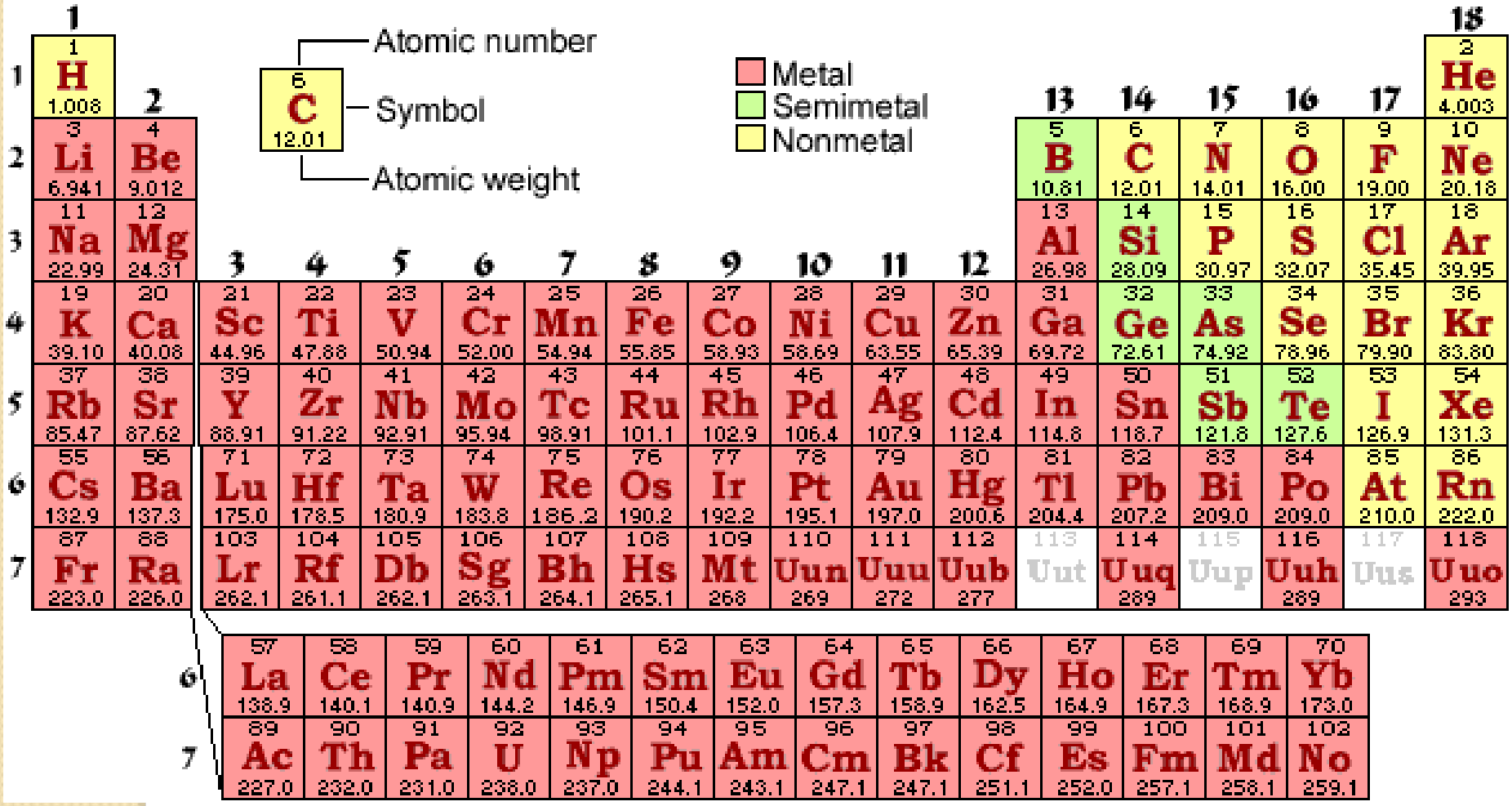
- الإلكترونات: و هي جسيمات تحمل شحنات سالبة و تشغل معظم حيز الذرة.
- النواة: و تحتوى على البروتونات و النيوترونات وتتركز بها معظم كتلة الذرة.



❖❖ مثال: ذرة الهيدروجين، الهيليوم، الليثيوم والصوديوم



•الجدول الدوري للعناصر:



العدد الذري و عدد الكتلة:

- العدد الذري (Atomic number) = Z = عدد البروتونات.
- عدد الكتلة (Mass number) = A = عدد البروتونات+عدد النيوترونات.

كتابة العنصر:

رمز العنصر $^{A}_{Z}X$ (A عددالكتلة، Z العددالذري)

الذرات التي لها نفس قيمة Z و لكنها تختلف في قيمة A تسمي نظائر Isotopes.

أي لها نفس عدد البروتونات و لكنها تختلف في عدد النيوترونات وباتالي في عدد الكتلة.

مثال : $^{1}_{1}H$ $^{2}_{1}H$ $^{3}_{1}H$

هيدروجين ديوتيريوم تريتيوم

مثال: $^{238}_{92}U$ ، $^{235}_{92}U$

نظائر اليورانيوم

أمثلة محلولة

- مثال: احسب عدد النيوترونات في ذرة الكلورالتي عددها الذري 17 وعدد كتلتها 37
- الحل
- عدد النيوترونات = عدد الكتلة – العدد الذري
- = 37 – 17 = 20
-
- مثال: احسب عدد الكتلة لنظير الماغنيسيوم الذي عدده الذري 12 وله 13 نيوترونا.
- الحل
- عدد الكتلة = عدد البروتونات + عدد النيوترونات
- = 12 + 13 = 25

- مثال: ماهو عدد البروتونات والإلكترونات والنيوترونات في أيون البوتاسيوم $^{39}_{19}K^{+}$ ؟
- الحل
- عدد البروتونات = العدد الذري = 19
- عدد الإلكترونات = 19 – 1 = 18
- عدد النيوترونات = عدد الكتلة – العدد الذري
- = 39 – 19 = 20
- مثال: ماهو عدد البروتونات والإلكترونات والنيوترونات في أيون الكلوريد $^{35}_{17}Cl^{-}$ ؟
- الحل
- عدد البروتونات = العدد الذري = 17
- عدد الإلكترونات = 17 + 1 = 18
- عدد النيوترونات = عدد الكتلة – العدد الذري
- = 35 – 17 = 18
-

مثال: احسب العدد الذري لعنصر عدد كتلته 65 وله من النيوترونات 35

- الحل
- العدد الذري = عدد الكتلة - عدد النيوترونات
- = 65 - 35 = 30
- مثال: ماهو عدد النيوترونات والبروتونات والإلكترونات في ذرة متعادلة عددها الذري 45 وعدد كتلتها 103؟
- الحل
- عدد النيوترونات = عدد الكتلة – العدد الذري
- = 103– 45= 58
- عدد البروتونات = عدد الإلكترونات = العدد الذري = 45

•الجزيئات والأيونات:

•الجزئ :هو مجموعة من الذرات متحدة مع بعضها وهو يمثل أصغر وحدة في بناء المركب.

مثال (١): $H_2 \Rightarrow H - H$

مثال (٢): $HCl \Rightarrow H - Cl$

معظم الجزئيات تتكون من اتحاد أكثر من ذرتين.

مثال (١): الأمونيا (النشادر) NH_3

مثال (٢): حمض النيتريك HNO_3

•الأيون: هو جسيم مشحون ينتج عندما يفقد الجزيء أو الذرة المتعادلة إلكترونات أو يكتسبها.

مثال: أيون الصوديوم Na^+ $\longrightarrow$ Na (ذرة الصوديوم) $- e^-$

أيون الكلوريد Cl^- $\longrightarrow$ $Cl\ Cl$ (ذرة الكلور) $+ e^-$

- **عدد أفوجادرو والكتل المولارية.**

- كتلة الذرات صغيرة جداً و لا يوجد نظام نستطيع من خلاله التعامل مع الذرات المفردة ولكننا نتعامل

مع تجمعات تحتوي على كميات هائلة من الذرات.

لذلك فإن الكيميائيين لديهم وحدات خاصة لوصف الأعداد الهائلة من الذرات.

-الوحدة المعتمدة في النظام العالمي SI هي المول mol

❖❖ **المول**: كمية المادة التي تحتوي على عدد من (الذرات، الجزئيات، الجسيمات) مساوٍ تماماً لعدد الذرات الموجودة في 12 جراما من ^{12}C.

عدد الذرات في 12 جراما من ^{12}C تم تعيينة تجريبياً وهو ما يعرف بعدد أفوجادر وقيمته:

عدد افوجادرو= $6.022 \times 10^{23}\ mol^{-1}$

مثال: كم جراما من الزنك Zn توجد في 0.553 مول من الزنك؟ علما بأن الوزن الذري للزنك 65.39 جم/مول

الحل

عدد الجرامات = عدد المولات X الوزن الذري

= 0.553 مول 65.39 X جم مول$^{-1}$

= 36.16 جم

مثال: احسب عدد ذرات الزنك الموجودة في 0.553 مول من الزنك.

الحل

عدد الذرات = عدد المولات X عدد أفوجادرو

= 0.553 مول (6.022×10^{23} ذرة مول$^{-1}$)

= 3.33×10^{23} ذرة

مثال: احسب عدد المولات الموجودة في 66.0 جم من ثاني أكسيد الكربون CO_2

الحل

الوزن الجزيئي = (1 x 12) + (2 x 16)

= 12 + 32 = 44 جم / مول

$$\text{عدد المولات} = \frac{\text{عدد الجرامات}}{\text{الوزن الجزيئي}}$$

$$\text{عدد المولات} = \frac{66.0 \text{ جم}}{44 \text{ جم /مول}} = 1.5 \text{ مول}$$

مثال: احسب بالجرام كتلة 10,000,000 ذرة من الكربون.

الحل

عدد مولات ذرات C = $\frac{\text{عدد الذرات}}{\text{عدد أفوجادرو}}$

= $10000000\ atom / 6.022 \times 10^{23}\ atom\ mol^{-1}$

= 1.661×10^{-17} مول

عدد جرامات ذرات C = عدد المولات × الوزن المولي

= 1.661×10^{-17} مول × 12 جم مول$^{-1}$

= 1.993×10^{-16} جم

مثال: احسب عدد ذرات الكالسيوم الموجودة في 0.01 جم من العنصر- علما بأن الوزن الذري للكالسيوم
= 40 جم / مول

الحل

$$\text{عدد مولات ذرات Ca} = \frac{\text{عدد الجرامات}}{\text{الوزن الذري}}$$

$$= \frac{0.01 \text{ جم}}{40 \text{ جم /مول}} = 0.00025 \text{ مول}$$

عدد الذرات = عدد المولات x عدد أفوجادرو

= 0.00025 مول (6.022×10^{23} x ذرة مول$^{-1}$)

= 1.506×10^{20} ذرة.

- **وحدات القياس** (Measurement Unit):

هي تعبير كمي عن أي صفة أو خاصية فيزيائية أو كيميائية.

- تم الاتفاق على استخدام النظام الدولي للوحدات، ويطلق عليه اختصاراً نظام SI

- أنواع وحدات القياس:

- كميات أساسية:
- كميات مشتقة: هي التي تعتمد في تعريفها على غيرها.

- **الكميات الأساسية:**

جدول (١ – ١)
الوحدات الأساسية في النظام الدولي للقياس

UNIT	رمز الوحدة	الوحدة	QUANTITY	الكمية
Kilogram	Kg	كيلو جرام	Mass	الكتلة
Meter	m	متر	Length	الطول
Second	s	ثانية	Time	الزمن
Mole	mol	مول	Amount of matter	كمية المادة
Kelvin	K	كلفن	Temperature	درجة الحرارة
Ampere	A	أمبير	Current intensity	شدة التيار الكهربي
Candle	cd	شمعة	Luminescence intensity	شدة الإضاءة (الوميض)

• الكميات المشتقة:

جدول (٢ – ١)
وحدات مشتقة من النظام الدولي

UNIT	رمز الوحدة (الاشتقاق)	الوحدة	QUANTITY	الكمية
Joule	$J(kgm^2/s^2)$	جول	Energy	الطاقة
Pascal	$Pa(kg/ms^2)$	باسكال	Pressure	الضغط
Newton	$N(kgm/s^2)$	نيوتن	Force	القوة
Watt	W(J/s)	وات	Power	القدرة
Volt	V(J/C)	فولت	Potential	الجهد الكهربي
Cubic Meter	m^3	متر^3	Volume	الحجم

- **البادئات Prefixes**: هي مضاعفات أو أجزاء تستخدم قبل الوحدة الأساسية أو المشتقة.

في أحيانٍ كثيرة تكون الكميات المقاسة كبيرة جداً أو صغيرة جداً و لذلك فإنه غالباً ما نستخدم معاملات التحويل.

و هي نوعان:
- مضاعفات للوحدة.
- أجزاء للوحدة.

- مضاعفات الوحدة:

Kilo (k) = 10^3
Mega (M) = 10^6
Giga (G) = 10^9
Terra (T) = 10^{12}

❖❖ مثلاً: بدلاً عن القيمة 1000,000 m يكتب 1 Mm
وبدلاً عن القيمة 36,000,000,000 s يكتب 36 Gs

- أجزاء الوحدة:

Deci(d) = 10^{-1}

Centi(c) = 10^{-2}

Milli (m) = 10^{-3}

Micro (µ) = 10^{-6}

Nano (n) = 10^{-9}

Pico (p) = 10^{-12}

Femto (f) = 10^{-15}

Atto (a) = 10^{-18}

فمثلا الكتلة المساوية 0.000000431 g يمكن كتابتها
431 ng أو 0.431 µg

أمثلة محلولة

- مثال: احسب عدد الأمتار الموجودة في 20 كيلوميتر.
- الحل
- 1 km = 1000 m بضرب الطرفين × 20
- 20 km = 20,000 m

- مثال: احسب عدد البايتات الموجودة في 0.5 جيجابايت.
- الحل
- $1\ GB = 1 \times 10^9\ B$ بالضرب × 0.5
- $0.5\ GB = 0.5 \times 10^9\ B = 5 \times 10^8\ B$

- مثال: احسب عدد الجرامات الموجودة في 0.001 تيراجرام.
- الحل
- $1\ Tg = 1x10^{12}\ g$ بالضرب × 0.001
- $0.001\ Tg = 0.001\ x\ 10^{12}\ g = 1\ x\ 10^{9}\ g$

- مثال: احسب عدد الجرامات الموجودة في 10 سينتيجرام.
- الحل
- $100\ cg = 1\ g$ بقسمة الطرفين على 100
- $1cg = 0.01\ g$ بضرب الطرفين × 10
- $10\ cg = 0.1\ g$

- مثال: كم نانوميتر توجد في 6 ميكروميتر؟
- الحل
- $1\ \mu m = 1 \times 10^{-6}\ m = 1 \times 10^{-6}\ m \times 1 \times 10^{9}\ nm/m$
- $= 1 \times 10^{3}\ nm$
- بضرب الطرفين × 6 نحصل على:
- $6\ \mu m = 6 \times 10^{3}\ nm$

- مثال: كم نانوميتر موجودة في 500 بيكوميتر؟
- الحل
- $1\ pm = 1x10^{-12}\ m = 1x10^{-12}\ m \times 1x10^{9}\ nm/m =$ $1x10^{-3}\ nm$
- بضرب الطرفين × 500 نحصل على:
- $500\ pm = 500 \times 10^{-3}\ nm = 0.5\ nm$

جدول (٣ – ١)

وحدات شائعة خارج النظام الدولي

UNIT	رمز الوحدة	الوحدة	QUANTITY	الكمية
Atmosphere Millimeter Hg bar	atm mm Hg = torr bar	جو تور أو ملم زئبقي	Pressure	الضغط
Liter	L	لتر	Volume	الحجم
Celecius	°C	درجة مئوية	Temperature	درجة الحرارة
Minute Hour Day Year	Min hr d y	دقيقة ساعة يوم سنة	Time	الزمن
-	g/cm^3	جرام/سم^3	Density	الكثافة
dyne	Dyne	داين	Force	القوة
Calorie	Cal	كالوري	Energy	الطاقة

ومن التحويلات المفيدة بين النظام الدولي والنظم الأخرى:

لدرجة الحرارة $T(K) = t(°C) + 273.15$

للحجم $1\ L = 0.001\ m^3$

للضغط $1mm\ Hg = 1torr$

$1\ atm = 1.01325 \times 10^5\ pa = 760\ torr = 760\ mm\ Hg = 76\ cm\ Hg$

للزمن $1year = 365.25\ d$

$1\ day = 24\ hr$

$1\ hr = 60\ min$

$1\ min = 60\ s$

للطاقة $1\ cal = 4.184\ J$

للقوة $1Newton = 10^5\ dyne$

بعض الكميات المهمة في الكيمياء:

١] الحجم: هو الحيزالذي تشغله المادة في الفراغ ووحدته الدولية (m^3)

ووحدة الحجم شائعة الاستخدام في الكيمياء هي اللتر، والمليلتر. ويمثل اللتر جزءا من ألف من المتر المكعب حيث أن: $1\ L = 1 \times 10^{-3}\ m$

٢] الضغط: هو القوة المؤثرة على وحدة المساحة، ووحدته الدولية باسكال (Pa).

الضغط = القوة ÷ المساحة

والوحدة شائعة الاستخدام في الكيمياء هي الضغط الجوي (atm)

والضغط الجوي يكافئ ارتفاع عمود من الزئبق يساوي 76 cm ومساحة مقطعة $1\ cm^2$

٣] الطاقة: هي القدرة على بذل الشغل ووحدتها الدولية الجول (J)

ويعرف الجول بأنه الشغل اللازم لنقل ثقل 1 kg بتسارع مقداره $1\ m/s^2$ لمسافة 1 m.

الطاقة (الشغل) = القوة × المسافة

وحدة الطاقة الحرارية وهي السعر الحراري (الكالوري) calorie واختصارها cal حيث: $1\ cal = 4.184\ J$

الصيغ الكيميائية CHEMICAL FORMULAS:

هي طرق رمزية للتعبير عن تركيب المواد الكيميائية.

١) الصيغة الأولية Empirical Formula:

٢) الصيغة الجزيئية Molecular formula:

٣) الصيغة التركيبية Structural Formula:

١) الصيغة الأولية Empirical Formula:

هي أبسط صيغة لوصف نسبة الاتحاد الكمي للعناصر في المركب بنسبة عددية بسيطة.

❖❖ مثال: حللت عينة من الماء النقي فوجدت النسب الآتية للمكونين، الأكسجين والهيدروجين:

11.1% H, 88.9% O أوجد الصيغة الأولية للماء؟

الحل: نحوّل النسب المئوية إلى جزيء واحد بالقسمة على 100:

0.111 H + 0.889 O = 1.00 ماء

- نقسم كل عنصرعلى وزنه الذري:

0.111/1 : 0.889/16
0.111 : 0.0556

- نقسم النسبتين على الأصغر منهما:

0.111/0.0556 : 0.0556/0.0566
1.996 : 1
2 : 1

أي أن الصيغة هي 2 هيدروجين إلى 1 أكسجين.
ويمكن التعبير عن ذلك بالصيغة الأولية H_2O.

•الصيغة الجزيئية Molecular formula:

توضح العدد الفعلى للذرات في جزيء المركب.
مثلاً قد يكون جزيء الأوكسجين H_2O أو H_4O_2 أو H_8O_4 وهكذا.
لاحظ أن الصيغة الأولية مساوية لنسب أعداد الذرات المكونة للجزيء.

لاحظ أن النسبة $HO_{1/2}$ أو $H_{2/3}O_{1/3}$ غير مقبولة، لأنه لا يوجد كسر من الذرة بل عدد صحيح.

❖❖ مثال: قدر الوزن المولي للماء بمقدار 18.003 g ، والصيغة الأولية للماء هي H_2O. أوجد الصيغة الجزيئية للماء.

الحل

الوزن المولي للماء = وزن الذرات المكونة للماء

$$2H + O = 2 \times 1 + 1 \times 16 = 18$$

إذاً الصيغة الأولية للماء H_2O هي أيضاً الصيغة الجزيئية (18 = 18.003)

- مثال: يتكون أحد المركبا ت الكيميائية من النيترجين بنسبة 30.43 % والأكسيجين بنسبة 69.56 % - أوجد صيغته الأولية.
- الحل
- خطوات الحل:
- (١) في كل 100 جم من المركب يوجد:
- 30.43 g N atoms : 69.56 g O atoms
- (٢) نحول جرامات ذرات كل عنصر إلى مولات (بالقسمة على 14 للنيتروجين وعلى 16 للأكسيجين) لتلك الذرات كالتالي:
- 2.17 mol N atoms : 4.35 mol O atoms
- (٣) بالقسمة على العدد الأصغر وهو 2.17 نحصل على:
- 1.o mol N atoms : 2.0 mol O atoms
- أي أن نسبة اتحاد مولات ذرات N إلى مولات ذرات O هي:
- 1.o mol N atoms : 2 mol O atoms
- (٤) وهكذا فإن الصيغة الأولية للمركب هي: NO_2

- مثال: إذا كان الوزن المولي لأكسيد النيتروجين في المثال السابق هو 92 جم مول$^{-1}$ فما هي صيغته الجزيئية؟
- الحل
- الوزن المولي للصيغة الأولية = (2 x 16) + (1 x 14)
- = 46 جم مول$^{-1}$
- بقسمة الوزن المولي للمركب على الوزن المولي للصيغة الأولية نحصل على: 92 ÷ 46 = 2
- أي أن الصيغة الجزيئية = ضعف الصيغة الأولية
- وهكذا فإن الصيغة الجزيئية هي: N_2O_4

- مثال: إذا كانت الصيغة الأولية للجلوكوز هي CH_2O ووزنه المولي 180 جم مول$^{-1}$ فما هي صيغته الجزيئية؟
- الحل
- وزن الصيغة الأولية = (1x12) + (2x1) + (1x16) = 30 جم مول$^{-1}$
- بقسمة الوزن المولي على وزن الصيغة الأولية نحصل على: عدد الصيغ الأولية في الصيغة الجزيئية = 180÷ 30 = 6
- وبالتالي فإن الصيغة الجزيئية هي ستة أضعاف الأولية – أي أن الصيغة الجزيئية للجلوكوز هي: $C_6H_{12}O_6$
-

•الصيغة التركيبية Structural Formula:

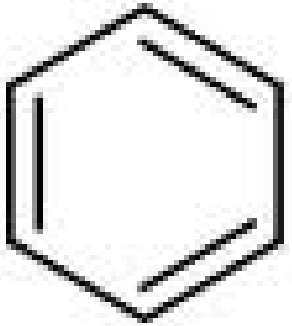
توضح التركيب البنائي للمركب و كيفية توزيع الذرات و ارتباطها مع بعضها في الفراغ.

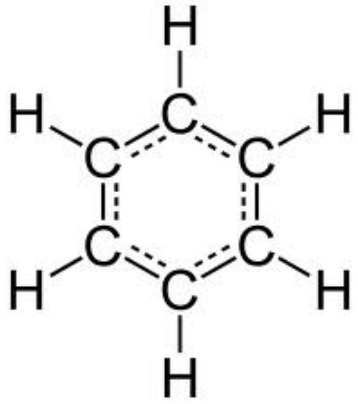
مثال: البنزين

الصيغة الأولية CH

الصيغة الجزيئية C_6H_6

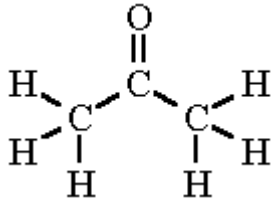
الصيغة البنائية





مثال/١ : الصيغة التركيبية لجزيء الأسيتون $(CH_3)_2CO$هي:

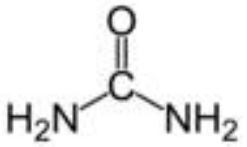
الحل:



مثال/٢ : الصيغة الأولية والجزيئية والتركيبية لجزيء اليوريا N_2H_4COهي:

الصيغة الأولية : N_2H_4CO ، والصيغة الجزيئية: N_2H_4CO

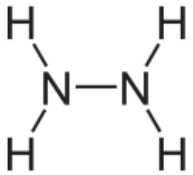
والصيغة التركيبية:



مثال/٣: الصيغة الأولية والجزيئية والتركيبية لجزيء الهيدرازين N_2H_4هي:

الصيغة الأولية : NH_2 ، والصيغة الجزيئية: N_2H_4

الصيغة التركيبية :



أنــواع المركبــات الكيميائيــة Types of Chemical compounds

التصنيف الأول:

1) المركبات العضوية: وهي التي تحتوي على عنصر الكربون مرتبطا مع عناصر أخرى. من أمثلة المركبات العضوية: الميثان - CH_4والإيثــانول C_2H_5OH - وحمــض الخليــك CH_3COOH وغيرها.

٢) المركبات غير العضوية: تشمل باقي المركبات مثل الأكاسيد والأمــلاح وغيرهــا بالإضــافة إلى المــاء والغــازات المختلفــة. مــن أمثلــة الأمــلاح غير العضوية: ملح الطعام (كلوريد الصوديوم) ومن أمثلة الأكاسيد أكسيد الحديديك الذي يعتبر المصدر الطبيعي والرئيسى لصناعة قضبان حديد التسليح.

التصنيف الثاني: حسب الروابط الكيميائية التي تربط الذرات.

١ -المركبات الأيونية Ionic Compounds

وأهمها الأملاح مثل كلوريد الصوديوم ونترات الأمونيوم .....(وتتكون من أيونات مرتبطة معاً بقوة تجاذب كهروستاتيكية بين الأيونات الموجبة والسالبة).

٢ - المركبات القطبية Polar Compounds

مثل المذيبات القطبية (الماء والميثانول والإيثانول) وهي قادرة على إذابة المركبات الأيونية.

٣ - المركبات غير القطبية Non-polar compounds

مثل الهيدروكربونات (الميثان والإيثان والبنزين وغيرها).

التصنيف الثالث: من حيث التوصيل الكهربائي.

١) إلكتروليتات Electrolytes

هي مواد كيميائية توصل التيار الكهربي إذا أذيبت في مذيب أو أمكن صهرها.

وتنقسم الإلكتروليتات إلى قسمين:

-الإلكتروليتات القوية: وتتميز بتأينها الكامل في المحلول كالأحماض القوية مثل حمض الكبريتيك وحمض الهيدروكلوريك وحمض النيتريك والقواعد القوية مثل هيدروكسيد الصوديوم وهيدروكسيد البوتاسيوم وهيروكسيد الباريوم.

- الإلكتروليتات الضعيفة وهي التي لا تتأين بشكل كامل في المحلول مثل: حمض الخليك والأمونيا.

- لا إلكتروليتات non-electrolytes.
- وهي المواد التي لا تتأين وبالتالي يكون توصيلها الكهربائي معدوما.

مثال: المواد غير الأيونية مثل البنزين والهكسان

المعادلات الكيميائية Chemical Equations:

هي تعبير كيفي وكمي عن التغييرالذي يحدث أثناء التفاعل الكيميائي.

المواد المتفاعلة ينتج المواد الناتجة

يجب أن تكون المعادلة الكيميائية موزونة. بحيث يتحقق قانون بقاء الكتلة.

❖❖ مثال: $2H_2+O_2 \rightarrow 2H_2O$

هذه المعادلة تدل أن 2 مول من الهيدروجين يتفاعلان من 1مول من الأكسجين لينتج 2 مول من الماء.

كذلك يمكن القول أن 4.03g من الهيدروجين يتفاعل مع 32g من الأكسجين لينتج 36.03g من الماء.

عند وزن المعادلات الكيميائية يجب مراعاة اللآتي:

١ -كتابة الصيغ الجزيئية الصحيحة للمواد المتفاعلة و الناتجة.
٢ -مراعاة مساواة عدد الذرات للمواد الداخلة للتفاعل و المواد الناتجة.

❖❖ مثال: $KClO_3 \rightarrow KCl + O_2$

جميع العناصر تظهر على الطرفين و لكن K و Cl لهما نفس الأعداد في الجهتين.

بينما يوجد 3O في المواد المتفاعلة على اليسار.

و 2O في المواد الناتجة على اليمين.

$$2KClO_3 \rightarrow 2KCl + 3O_2$$

❖❖ تدريب: زن المعادلات التالية:

$$CS_2 + Cl_2 \rightarrow CCl_4 + S_2Cl_2$$

$$CS_2 + 3Cl_2 \rightarrow CCl_4 + S_2Cl_2$$

$$Fe + H_2O \rightarrow Fe_3O_4 + H_2$$

$$3Fe + 4H_2O \rightarrow Fe_3O_4 + 4H_2$$

$$C_2H_6 + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$$

$$2C_2H_6 + 7O_2 \rightarrow 4CO_2 + 6H_2O$$

أحيانا نحتاج إلى توضيح حالات المواد المتفاعلة أو الناتجة كأن تكون صلبة أو سائلة أو غازية أو محلولا. يتم ذلك بإضافة الرمز الدال على ذلك بين قوسين على يمين المادة كالأتي:

- غاز gas (g)
- صلب Solid (s),
- سائل liquid (*l*)
- محلول مائى Aqueous solution (aq)

مثال (١) : $2H_2(g) + O_2(g) \rightarrow 2H_2O(l)$

مثال (٢) : $C(graphite) + O_2(g) \rightarrow CO_2(g)$

بعض التفاعلات يمكن تسريعها بالتسخين أو إضافة مادة حافزة و يعبر عن ذلك برمز فوق وتحت السهم.

مثال (٣) : عند تكوين الأمونيا يسرع التفاعل برفع درجة الحرارة (Δ) و يستخدم الحديد كمحفز، عبر ذلك.

الحل: $N_2 + 3H_2 \xrightarrow[Fe]{\Delta} 2NH_3$

مثال (٤) : يتم تكسير جزيئات الكلور للحصول على ذرات الكلور باستخدام الضوء. عبر ذلك.

الحل: $Cl_2 \xrightarrow{h\nu} 2Cl$

- اتجاه التفاعل:

أنواع التفاعل:

- التفاعل الانعكاسي (Reversible Reaction). $\leftrightarrows$ $\Leftrightarrow$
- مثل تفاعل الهيدروجين مع اليود لتكوين يوديد الهيدروجين.
- $H_2(g) + I_2(g) \rightleftharpoons 2HI(g)$

- التفاعل غير الانعكاسي (Irreversible Reaction).
- مثال: تفاعل حمض الهيدروكلوريك مع كربونات الصوديوم:

$$2HCl + Na_2CO_3 \Rightarrow 2NaCl + H_2O + CO_2$$

- إضافة الحرارة للتفاعل:

إذا كان التفاعل طاردا للحرارة:

يضاف حد كمية الحرارة إلى النواتج.

إذا كان التفاعل ماصا للحرارة:

يضاف حد كمية الحرارة إلى المتفاعلات.

أو يطرح حد كمية الحرارة من النواتج.

❖❖ مثال: معادلة تكوين الماء عند درجة حرارة ٢٥ مئوية:

$$H_{2(g)} + ½\ O_{2(g)} \rightarrow H_2O_{(g)} + 57.8\ k\ cal\ mol^{-1}$$

المقدار "$57.8\ k\ cal\ mol^{-1}$" هو كمية الحرارة المنطلقة عند تكوين جزئ واحد من الماء الغازي عند 25^oC. (إشارة (+) تدل أن التفاعل طارد للحرارة).

• في التفاعلات العادية يتم الاتحاد أو الانفصال بين عناصر المواد الداخلة في التفاعل لتكوين مركبات جديدة من نفس العناصر ولا ينتج عن ذلك عناصر جديدة. إلا أن هناك نوعا من التفاعلات تعرف بالتفاعلات النووية وفيها تتحول ذرات عنصر معين إلى ذرات عنصر آخر. وفي هذه الحالة يكتب التفاعل بدلالة عدد الكتلة و العدد الذري.

❖❖ مثال : يتحول النيتروجين إلى أكسجين عند قذفه بجسيمات آلفا (He) وفق المعادلة الأتية:

$$^{14}_{7}N + ^{4}_{2}He \longrightarrow ^{17}_{8}O + ^{1}_{1}H$$

•أنواع التفاعلات حسب النواتج:

أ) تفاعلات التعادل (Neutralization).

ب) تفاعلات الأكسدة و الإختزال (Redox Reactions).

ج) تفاعلات الاحتراق (Combustion).

د) تفاعلات الانحلال (Decomposition).

ه) تفاعلات تكوين المركبات من عناصرها.

و) تفاعلات التبادل المزدوج و الترسيب.

ز) تفاعلات تكوين المتراكبات (Complex Formation).

ح) التفاعلات العضوية.

أ) التعادل (Neutralization).

يتم هذا تفاعل بين حمض و قاعدة و ينتج عنه الملح و قد ينتج ماء و غالباً تنطلق حرارة وتسمي حرارة التعادل.

❖❖ مثال: تعادل حمض الهيدروكلوريك HCl مع هيدروكسيد البوتاسيوم KOH.

$$HCl + KOH \rightarrow KCl + H_2O + \Delta$$

❖❖ مثال: تعادل كلوريد الهيدروجين مع الأمونيا يمكن أيضاً اعتباره من هذه النوعية.

$$NH_3 + HCl \rightarrow NH_4Cl + \Delta$$

ب) الأكسدة و الاختزال (Redox Reactions).

يتم انتقال إلكترون أو أكثر من المادة المؤكسدة إلى المادة المختزلة.

هذا التفاعل محصلة تفاعلين (الأكسدة – الاختزال).

❖❖ مثال: اختزال اليود بالثيوكبريتات:

$$I_2 + 2S_2O_3^{2-} \rightarrow 2I^- + S_4O_6^{2-}$$

التفاعل محصلة التفاعلين: $I_2 + 2e^- \rightarrow 2I^-$

$$2S_2O_3^{2-} \rightarrow S_4O_6^{2-} + 2e^-$$

❖❖ مثال: إذابة الماغنيسيوم في حمض الهيدوكلوريك:

$$Mg + 2HCl \rightarrow MgCl_2 + H_2$$

التفاعل محصلة التفاعلين : $2H^+ + 2e^- \rightarrow H_2$

$$Mg \rightarrow Mg^{++} + 2e^-$$

ج) الاحتراق (Combustion).

تفاعل الاحتراق هو تفاعل الوقود مع الأكسيجين لتكوين الأكاسيد المقابلة و إطلاق كمية من الحرارة.

❖❖ مثال: احتراق الإيثان حسب المعادلة:

$$2C_2H_6\,(g) + 7O_2(g) \rightarrow 4CO_2(g) + 6H_2O(g) + \Delta$$

❖❖ مثال: احتراق الماغنيسيوم حسب المعادلة:

$$Mg(s) + O_2(g) \rightarrow MgO(s) + \Delta$$

د) الانحلال (Decomposition).

هو تفكك جزيء من المادة إلى جزيئات أبسط.

❖❖ مثال: انحلال حمض الأكساليك بالحرارة.

$$C_2H_2O_4 \xrightarrow{\Delta} 2CO + H_2O_2$$

❖❖ مثال: تحلل كربونات الكالسيوم بالحرارة.

$$CaCO_3 + \Delta \rightarrow CaO + CO_2$$

٥) تكوين المركبات من عناصرها.

و هي أبسط صور التكوين و خاصة للجزيئات البسيطة. و هي تساعد على حساب طاقة تكوين المركب مباشرة.

❖❖ مثال: تكوين كلوريد الهيدروجين.

$$H_2 + Cl_2 + hv \rightarrow 2HCl$$

❖❖ مثال: تكوين ملح الطعام.

$$Na + Cl \rightarrow NaCl$$

❖❖ مثال: لا يمكن تكوين الميثان عملياً حسب المعادلة:

$$C + 2H_2 \rightarrow CH_4$$

لا يمكن تكوين معظم المواد العضوية مباشرة من عناصرها.

و) التبادل المزدوج و الترسيب.

تنشأ كثير من الرواسب من تفاعلات التبادل الأيوني المزدوج للأملاح. والراسب هو غالباً ملح (أو قاعدة أو حمض) شحيح الذوبان في الماء.

مثال/١ : تفاعل كربونات الصوديوم مه كبريتات الماغنيسيوم وترسب كربونات الماغنيسيوم.

$$MgSO_4(aq) + Na_2CO_3(aq) \rightarrow MgCO_3(s) + Na_2SO_4(aq)$$

ما يحدث هو تبادل الأيونات:

$$Mg^{2+} + 2Na^+ + SO_4^{2-} + CO_3^{2-} \rightarrow MgCO_3(s) + 2Na^+ + SO_4^{2-}$$

لاحظ أن كربونات الماغنيسيوم ترسبت لشحة ذوبانها بينما بقيت كبريتات الصوديوم الذائبة على هيئة أيونات في المحلول.

مثال/٢ : ترسيب كلوريد الفضة

$$Ag^+(aq) + Cl^-(aq) \rightarrow AgCl(s)$$

يلزم فقط ملح يحتوي على الكلوريد وملح يحتوي على أيون الفضة (كلا الملحين يجب أن يكونا قابلين للذوبان في الماء).

ز) تكوين المتراكبات (Complex Formation).

مثال/١ : تكوين متراكب كبريتات رباعي أمين النحاسيك $Cu(NH_3)_4SO_4$

$$CuSO_4 + 4NH_3 \rightarrow Cu\ (NH_3)_4SO_4$$

مثال/٢ : تكوين أيون سداسي سيانيد الحديديك $(Fe(CN)_6)^{3-}$

$$Fe^{3+} + 6CN^- \rightarrow (Fe(CN)_6)^{3-}$$

ح) التفاعلات العضوية.

من التفاعلات العضوية الشائعة :

-تفاعلات الاستبدال Substitution

-تفاعلات الإضافة Addition

-تفاعلات البلمرة Polymerization

-تفاعلات إعادة الترتيب Rearrangement

-تفاعلات الأسترة Esterification

-تفاعلات نزع الماء Dehydration

-تفاعلات نزع الهيدروجين Dehydrogenation

-تفاعلات نزع ثاني أكسيد الكربون Decarboxylation

وغيرها

طرق التعبير عن التركيز

عند إذابة مركب ما في المحلول فإن هناك عدة طرق لوصف تركيز ذلك المركب – فبالإمكان مثلا وصف تركيز ذلك المركب بعدد جراماته الذائبة في حجم معين من المحلول أو بعدد جراماته الذائبة في كلتة معينة من المذيب أو بعدد المولات الذائبة في كتلة معينة من المذيب وهكذا. ولما كان المول هو وحدة التعبير عن كمية المادة ولأن ضبط أحجام المذيبات أسهل من ضبط كتلتها فإن التعبير عن التركيز بواسطة عدد المولات الذائبة في لتر واحد من المحلول هو الأكثر سهولة وهو ما يعرف بالتركيز المولاري أو المولارية.

وتعتبر المولارية أهم وأكثر وحدات التركيز استخداما في الكيمياء.

تعريف المولارية: هي عدد مولات المذاب الذائبة في لتر واحد من المحلول.

أمثلة محلولة

مثال: احسب تركيز المحلول المحضر بإذابة 0.50 مول من أحد الأملاح في 2.0 لتر من الماء.

الحل

التركيز المولاري = $\frac{\text{عدد مولات المذاب}}{\text{حجم المحلول باللتر}}$

= $\frac{0.50\ mol}{2.0\ \text{L}}$

= 0.25 مولار

مثال: احسب تركيز المحلول المحضر بإذابة 10.0 جم من هيدركسيد الصوديوم في 3.0 لتر من الماء.

الحل

الوزن المولي لهيدروكسيد الصوديوم = (1x1) + (1x16) + (1x23)

= 40 جم مول$^{-1}$

عدد مولات NaOH = عدد الجرامات ÷ الوزن المولي

= 10.0 جم ÷ 40 جم مول$^{-1}$ = 0.25 مول$^{-1}$

التركيز المولاري = $\frac{\text{عدد مولات المذاب}}{\text{حجم المحلول باللتر}}$

= $\frac{0.250\ mol}{3.0\ \text{L}}$ = 0.083 مولار

التركيب الذري

ملخص بدايات علم الكيمياء:

•قانون لافوازيه Antoine Lavoisier أو قانون حفظ المادة:
من حرق القصدير عام ١٧٧٤م، والوزن قبل وبعد الحرق، استنتج العالم أن المادة لا تفنى ولا تستحدث وإنما تتحول من شكل إلى آخر.

•قانون النسب الثابتة للعالم جوزيف بروست Joseph Proust:
يحتوي أي مركب كيميائي نقي دائماً على عناصره المكونة له بنسب وزنية ثابتة مهما اختلفت طرق تحضيره.

•النظرية الذرية لدالتون John Dalton:

-تتكون المادة من جسيمات دقيقة غير قابلة للتجزئة وتسمى ذرات.
-ذرات العنصر الواحد تتماثل في جميع الصفات ولكنها تختلف عن ذرات العناصر الأخرى.
-يمكن لذرات العناصر المختلفة أن تتحد كيميائياً مع بعضها بنسب عددية بسيطة مكونة المركبات.

•قانون النسب المتضاعفة لجوزيف بروست:

إذا اتحد عنصران وتكون عدة مركبات كيميائية فإن نسبة كتلة العنصر الأول في جميع المركبات المتكونة إلى كتلة العنصر الآخر هي نسبة عددية بسيطة.

•قانون الحجوم المتحدة:

تتحد الغازات مع بعضها بنسب حجمية ثابتة تحت نفس ظروف الضغط ودرجة الحرارة.

مثال: هيدروجين + كلور ← كلوريد الهيدروجين

1 : 1 : 2

•فرض دالتون وبرزيليوس Dalton and Berzelius:

تحتوي الحجوم المتساوية من الغازات المختلفة على نفس العدد من الذرات عند نفس ظروف الضغط ودرجة الحرارة. لا يستطيع هذا الافتراض تفسير تكون كلوريد الهيدروجين.

•افتراض أفوجادرو Avogadro (اقتراح الجزيء):

الحجوم المتساوية من الغازات المختلفة تحتوي على نفس عدد الجزيئات عند نفس ظروف الضغط ودرجة الحرارة. وهذا القانون يستطيع تفسير تكون كلوريد الهيدروجين.

الإشعاع الكهرومغناطيسي Electromagnetic Radiation

- هي موجات ضوئية تنطلق جميعها بسرعة الضوء وتتفاوت في
- طولها الموجي وترددتها وطاقاتها.
- من أمثلة الإشعاع الكهرومغناطيسي حسب الزيادة في الطول الموجي:
- أشعة جاما وأشعة إكس والأشعة فوق البنفسجية والأشعة المرئية
- والأشعة تحت الحمراء
- والميكروويف والراديو والتلفزيون.
- يرتبط تردد الإشعاع وطوله الموجي بالعلاقة: $c = \lambda . \nu$

حيث: c هي سرعة الضوء = $3 \times 10^8 \ ms^{-1}$

λ هي طول موجة الإشعاع.

ν هي تردد الإشعاع.

ويمكن استخدام معادلة بلانك لحساب طاقة الإشعاع

معادلة بلانك: $E = h \nu$

حيث h ثابت بلانك وقيمته: $h = 6.626 \times 10^{-34} \ J.s$

مثال: احسب تردد فوتون ضوئي طول موجته 500 نانوميتر

الحل

$$\nu = c/\lambda$$

$$= 3 \times 10^{8}\ ms^{-1} / 500 \times 10^{-9}\ m$$

$$= 6 \times 10^{14}\ s^{-1}$$

مثال: احسب طول موجة فوتون ضوئي تردده $2 \times 10^{14}\ s^{-1}$

الحل

$$\lambda = c/\nu$$

$$= 3 \times 10^{8}\ ms^{-1} / 2 \times 10^{14}\ s^{-1} = 1.5 \times 10^{-6}\ m$$

مثال: احسب طاقة الإشعاع الذي تردده $6 \times 10^{14}\ s^{-1}$

الحل

$$E = h\nu = 6.626 \times 10^{-34}\ J.s \times 6 \times 10^{14}\ s^{-1}$$

$$= 3.976 \times 10^{-19}\ J$$

•النظائر Isotopes:

هي ذرات لعنصر معين ولكن بها عدد مختلف من النيوترونات. وبالتالي فإن وزن الذرة يكون مختلفاً ، ولكن خواصها الكيميائية واحدة.

مثال: الهيدروجين له ثلاثة نظائر هي الهيدروجين H والديتريوم D والتريتيوم T ، حيث عدد النيوترونات صفر وواحد وإثنان على الترتيب.

❖العدد الذري Atomic Number: هو عدد البروتونات أو الإلكترونات في ذرة العنصر وهو عدد صحيح موجب.

❖عددالكتلة Mass Number: هو عدد يساوي مجموع البروتونات والنيترونات في الذرة (عدد صحيح موجب).

❖الوزن الذري Atomic Weight: مجموع أوزان مكونات الذرة لعنصر ما ، نسبةً لوزن نظير الكربون والذي يساوي 12

تفاعل المادة والطاقة:

هناك عمليتان متضادتان لتفاعل الذرة والضوء، وهما الامتصاص Absorption من قِبل الذرة لضوء له طول موجي معين، ثم الانبعاث أو الإشعاع Emission لهذا الضوء مرة أخرى من قِبل الذرة.

طيف الانبعاث في ذرة الهيدروجين:

عند إثارة الإلكترون الموجود في ذرة الهيدروجين بإمرار تيار كهربي في أنبوب يحتوي على غاز الهيدروجين فإن الذرات المثارة ينبعث منها طيف مميز في صورة خطوط ملونة عند أطول موجية معينة.

وكل عنصر له طيف مميز،

جدول (١ – ٢)

سلاسل الانبعاث الطيفي لذرة الهيدروجين

السلسلة	المنطقة الطيفية	مستويات طاقة الإثارة
ليمان Lyman	فوق البنفسجية	$n \rightarrow n_1, n=,2,3,\ldots, \infty$
بلمر Palmer	الضوء المرئي	$n \rightarrow n_3, n=3,4\ldots, \infty$
باشين Paschen	تحت الحمراء	$n \rightarrow n_4, n=4,5,\ldots, \infty$
براكت Bracket	تحت الحمراء البعيدة	$n \rightarrow n_5, n=5,6,\ldots, \infty$
فوند Pfund	تحت الحمراء البعيدة	$n \rightarrow n_6, n=7,8,\ldots, \infty$

وقد توصل ريدبيرج Rhydberg للمعادلة العامة لكل السلاسل:

$$w = R_H \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{n^2}\right), R_H = 109{,}677.6\ cm^{-1} \quad (2-2)$$

حيث العدد الموجي $w = \frac{1}{\lambda}$

جدول (٢ – ٢)
الطيف الكهرومغناطيسي

الأشعة	طول الموجة	التأثير
الأشعة الكونية	10^{-4} Å	تفاعلات في النجوم
أشعة جاما	10^{-2} Å	ترابط النواة
أشعة أكس	1 Å	إثارة الإلكترونات الداخلية في الذرة
فوق البنفسجية	2000 Å	إثارة إلكترونات التكافؤ
الضوء المرئي	400 – 800 nm	إثارة إلكترونات التكافؤ
تحت الحمراء	10.000 Å	إثارة حركة الذرات والجزيئات التذبذبية والدورانية
الأشعة القصيرة	0.1 cm	إثارة الحركة الدورانية للإلكترونات
موجات الراديو	100 cm	إثارة الحركة الدورانية للأنوية الذرات

نظرية بوهر لذرة الهيدروجين.

- فروض النظرية:
- ١) يتحرك إلكترون ذرة الهيروجين في غلافات كروية معينة حول النواة تأخذ الأرقام: n = 1,2,3,.....
- ٢) للإلكترون طاقة محددة ومميزة للغلاف الذي يتحرك فيه وتزداد طاقة الإلكترون كلما زادت قيمة n وابتعد عن النواة. ولا يمكن أن يكون للإلكترون طاقة تمكنه من البقاء بين أي مستويين محددين.
- ٣) أقرب المستويات للنواة هو الغلاف الأول وله نصف قطر يساوي 0.529 أنجستروم.
- عندما يكون الإلكترون في الغلاف الأول يقال عن الذرة أنها في حالتها الدنيا.

- إذا امتص الإلكترون طاقة فإنه يقفز إلى مستويات أعلى ويقال عن الذرة حينئذ أنها مثارة.
- إذا زال مصدر الطاقة فإن الإلكترون يتراجع من المستويات العالية إلى مستويات أقل مطلقا طاقة' ففرق الطاقة بين أي مستويين ينطلق على هيئة أشعة ضوئية لها أطوال موجات وترددات محددة وبالتالي طاقة إشعاع محددة.
- ويعطى نصف قطر الغلاف (r) بالعلاقة:
- $r = (n^2)x\ 0.529\ Å$
- وقد وضع بوهر علاقة تعطي طاقة الإلكترون عندما يكون في أي غلاف محدد وهي:
- $E_n = -2.179\ x^{-18}\ J$

- وعليه فإن الطاقة المنطلقة عندما ينتقل الإلكترون من غلاف مرتفع إلى آخر منخفض تعطى بالمعادلة:
- $E_i - E_o = 2.179 \times 10^{-18}\ J\ (1/n_i^2 - 1/n_o^2)$
- حيث n_i تشير إلى رقم الغلاف الداخلي و n_o تشير إلى رقم الغلاف الخارجي.

- مثال: احسب تردد وطول موجة الخط الطيفي الناتج عن انتقال إلكترون ذرة الهيدروجين من الغلاف الثالث إلى الغلاف الثاني.
- الحل
- $V = 3.289 \times 0^{15}\ s^{-1} (1/n_i^2 - 1/n_o^2)$
- $= 3.289 \times 0^{15}\ s^{-1} (1/2^2 - 1/3^2)$
- $= 3.289 \times 0^{15}\ s^{-1} (1/4 - 1/9)$
- $= 4.568 \times 10^{14}\ s^{-1}$
- $\lambda = c/V = 3 \times 10^8\ ms^{-1} / 4.568 \times 10^{14}\ s^{-1}$
- $= 6.567 \times 10^{-7} m$
- $= 656.7\ nm$

- مثال: احسب طاقة الانتقالة الإلكترونية في المثال السابق.
- $E = hV = 6.626 \times 10^{-34}\ J.s \times 4.568 \times 10^{14}\ s^{-1}$
- $= 3.026 \times 10^{-15}\ J$