

المحاضرة الاولى

علم الكيمياء:

علم الكيمياء هو العلم الذي يبحث في دراسة المواد من حيث تركيبها وخواصها وتفاعلاتها مع بعضها لإنتاج مواد جديدة.

منذ القدم والانسان يحاول فهم التغيرات التي تطرأ على ما يحيط به ولكن ذلك الفهم كان يشوبه النقص والغموض فبدأت الكيمياء القديمة وكأنها ضرب من ضروب السحر والشعوذة لأكثر من ألفي عام حتى اتضح أن الظواهر الكيمائية تخضع لقوانين معينة مثل قانون بقاء المادة وقانون بقاء الطاقة. تلك القوانين حولت علم الكيمياء من علم وصفي إلى علم قياسي يعتمد على القياس الدقيق وبذلك تحول علم الكيمياء إلى صف العلوم وفتح الطريق أمام التقدم الحقيقي.

في عصرنا الحاضر أصبح علم الكيمياء من أهم العلوم التي تعتمد عليها العلوم الأخرى فعلى سبيل المثال علم الطب يعتمد اعتماداً كبيراً على الدواء الذي يتكون من المواد الكيمائية. كما أن معظم الصناعات الحديثة تعتمد على علم الكيمياء والمواد الكيمائية وما من شك في أهمية الكيمياء في حياتنا فكل إنتاج لمواد كيمائية جديدة قد يجعل الحياة أكثر أمناً وأكثر يسراً.

ولا يخفى على أحد الصراع العنيف المستمر على مصادر الطاقة والتنافس الشديد بين الدول العظمى لإنتاج مصادر جديدة للطاقة القوية والنظيفة والأمنة.

دراسة المادة Study of matter

المادة: matter

المادة هي أي شيء يشغل حيز من الفراغ وله كتلة.

والكتلة هي مقدار ما يحتويه الجسم من مادة وهي ثابتة لا تتغير بتغير المكان.

الوزن هو ما يعرف بمقدار جذب الأرض للجسم وهو يتغير بتغير المكان لتغير الجاذبية من مكان لآخر.

حالات المادة : State of matter

للمادة ثلاث حالات هي الصلبة والسائلة والحالة الغازية والجدول التالي يوضح خصائص كل حالة:

الصلبة	السائلة	الغازية
شكلها ثابت	تأخذ شكل الإناء الذي توضع فيه	ليس لها شكل
حجمها ثابت	لها حجم ثابت.	حجمها غير ثابت.
غير قابلة للضغط.	تضغط ولكن بصعوبة.	تضغط بسهولة.

ويمكن للمادة أن تغير حالتها من الصلابة إلى السيولة وهو ما يعرف بالذوبان أو العكس وهو ما يعرف بالتجمد freezing ، ومن حالة السيولة إلى الغازية وهو ما يعرف بالتبخر evaporation أو العكس وهو عملية التكثيف condensation.

خصائص المادة: properties of matter

هي تلك الصفات أو الدلائل التي تميز مادة عن الأخرى وتنقسم إلى ثلاثة أقسام رئيسية هي:

١. الخواص الكيميائية.

٢. الخواص الفيزيائية.

٣. الخواص الميكانيكية.

١- الخواص الكيميائية والتغير الكيميائي:

(chemical properties & chemical change)

من اهم الخواص الكيميائية قابلية هذه المادة او المواد المختلفة للتفاعل الكيميائي وانتاج مواد اخرى بصفات مختلفة وذلك عند الظروف المناسبة مثل تفاعل الهيدروجين مع الأوكسجين ينتج الماء أو تفاعل الهيدروجين مع النيتروجين لإنتاج الأمونيا وفي كلا التفاعلين نجد أن المادة الناتجة مثل الماء في التفاعل الأول تختلف كلياً وفي خواصها الفيزيائية والكيميائية عن كل من الأوكسجين والهيدروجين وكذلك الحال في ملح الطعام والذي تختلف خواصه الكيميائية والفيزيائية كلياً عن مكوناته الأساسية الصوديوم وهو المادة التي تتفاعل بشدة مع الماء وتشتعل بالهواء ولا نستطيع لمسها لفترة قصيرة والمكون الآخر وهو الكلور الذي يسبب ضيق التنفس أما ملح الطعام لونه أبيض ممكن لمسه بأمان و لا تخلو أي من المواد الغذائية منه. ويعبر عن هذا التفاعل بالمعادلة الكيميائية والتي هي وصف موجز ودقيق لهذا التغير الكيميائي.

٢- الخواص الفيزيائية والتغير الفيزيائي:

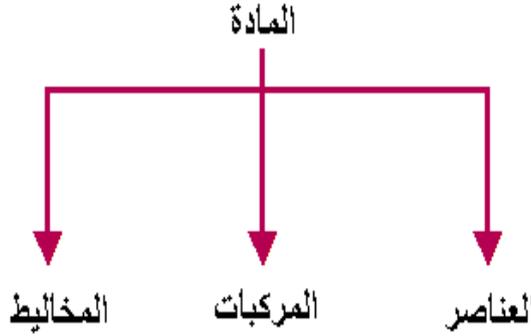
(physical properties & physical change)

هي خواص طبيعية خاصة بكل مادة مثل حالة المادة (صلبة- سائلة- غازية) واللون والطعم والرائحة والكثافة والكتلة والطول والحجم والمغناطيسية ودرجة التجمد والغليان وهذه الخواص تتغير بتغير الظروف المحيطة بالمادة إلا أن هذا التغير لا يحدث تغير في تركيب المادة الداخلي لذلك يسمى بالتغير الفيزيائي مثل تحول الثلج إلى ماء.

٣- الخواص الميكانيكية: (Mechanical properties)

مثل - السرعة - التسارع - القوة - الشغل

عندما يتعامل الانسان مع المادة فإنه لا يتعامل في الواقع إلا مع واحد أو أكثر من ثلاثة أشياء هي:



تركيب المادة: Composition of matter

تتركب المادة من وحدات صغيرة يمكن عزلها تسمى الجزيئات molecules ، والجزيئات تتكون من وحدات أصغر منها تسمى ذرات atoms .

المادة التي تتكون جزيئاتها من ذرات متماثلة تسمى عناصر elements أما تلك التي تتكون جزيئاتها من ذرات مختلفة تسمى مركبات compounds .

العناصر: Elements

تتكون العناصر من وحدات صغيرة متماثلة تسمى ذرات، ويبلغ عدد العناصر المعروفة ١١٥ عنصر توجد معظمها في الحالة الصلبة مثل الحديد والنحاس وغيرها، وبعضها في الحالة الغازية مثل الأوكسجين والنيتروجين وغيرها، وبعضها توجد في الحالة السائلة وهي قليلة مثل الزئبق والبروم.

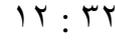
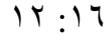
المركبات: Compounds

تتكون المركبات من اتحاد عنصرين أو أكثر بنسب وزنية ثابتة أي إذا تغيرت تلك النسبة يتغير المركب المتكون .

مثال:

إذا اتحد الكربون مع الأوكسجين بنسبة وزنية ٣ : ٤ يتكون أول أكسيد الكربون CO أما إذا كان الإتحاد بنسبة ٣ : ٨ فيتكون مركب آخر يسمى ثاني أكسيد الكربون CO₂.

وزن الكربون = ١٢ ، ووزن الأوكسجين = ١٦

**الخليط: Mixture**

مادة مكونة من اثنين أو أكثر من المركبات أو العناصر توجد بعضها مع بعض بأي نسبة دون أن تتحد كيميائياً ، و يحتفظ كلٌ منها بخواصه المميزة.

عند إذابة السكر في الماء نحصل على محلول السكر الذي يبدو في مظهره سائلاً شفافاً كالماء، يعطينا مذاقاً حلو للمحلول، وهذا دليل على وجود السكر. يسمى مثل هذا المحلول خليطاً لأن كلاً من مكوناته (أي الماء والسكر) احتفظ بخواصه المميزة. ويمكننا بواسطة عملية التبخير استرجاع السكر المذاب.

المركب	الخليط
١- توجد مكوناته بنسب وزنية ثابتة.	١- يمكن ان توجد مكوناته بنسب وزنية مختلفة.
٢- يوجد دليل على وجود اتحاد كيميائي في حالة تحضير المركب كانبعاث الحرارة او انطلاق غاز او تغير في اللون.	٢- لا يوجد دليل على وجود اتحاد كيميائي بين مكوناته.
٣- تختلف خواص المركب عن خواص مكوناته.	٣- كل مكون يحتفظ بخواصه الأصلية.
٤- لا يمكن فصل المكونات بسهولة ولكن بطرق كيميائية معقدة.	٤- يمكن فصل مكوناته بسهولة بطرق فيزيائية بسيطة .

رموز العناصر :

لقد عمد العلماء منذ أقدم العصور إلى استخدام الرموز بدل الكلمات، بهدف الاختصار و سهولة الاستخدام حيث يستخدم الحرف الأول من اسم العنصر بالإنجليزية للدلالة على ذرة من ذلك العنصر. و بسبب كثرة العناصر المعروفة، وإمكانية تشابه أكثر من عنصر في الحرف الأول، عندئذٍ يكتب الحرف الأول والثاني. أو الأول والثالث للتفريق بين العناصر نلاحظ رموز الكالسيوم Ca ، النحاس Cu، والكلور Cl و يشترط في حالة الدلالة على العنصر بحرفين أن يكتب الحرف الأول كبيراً، الحرف الثاني صغيراً ، و يشتمل الجدول الآتي على عدد من أهم

العناصر ورموزها المستعملة في الوقت الحاضر وعلى أسمائها باللغة الإنجليزية مع بعض الأسماء باللاتينية بين قوسين.

الرموز لبعض العناصر

الرمز	اسم العنصر
Al Aluminium	ألومنيوم
Br Bromine	بروم
Ca Calcium	كالسيوم
C Carbon	كربون
Cl Chlorine	كلور
Cu Copper (Cuprum)	نحاس
F Fluorine	فلور
Au Gold (Aurum)	ذهب
He Helium	هيليوم
H Hydrogen	هيدروجين
Fe Iron (Ferrum)	حديد
Pb Lead (Plumbum)	رصاص

Atomic models النماذج الذرية

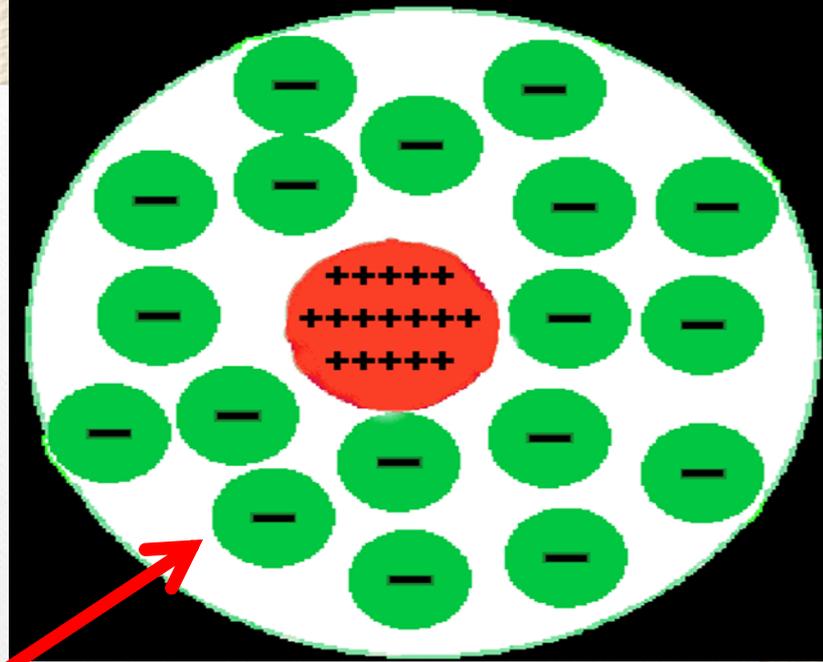
وضع العلماء عدة نماذج لتركيبة
الذرة وسوف نتناول بعضها منها

.....

Dalton's Theory نظرية دالتون

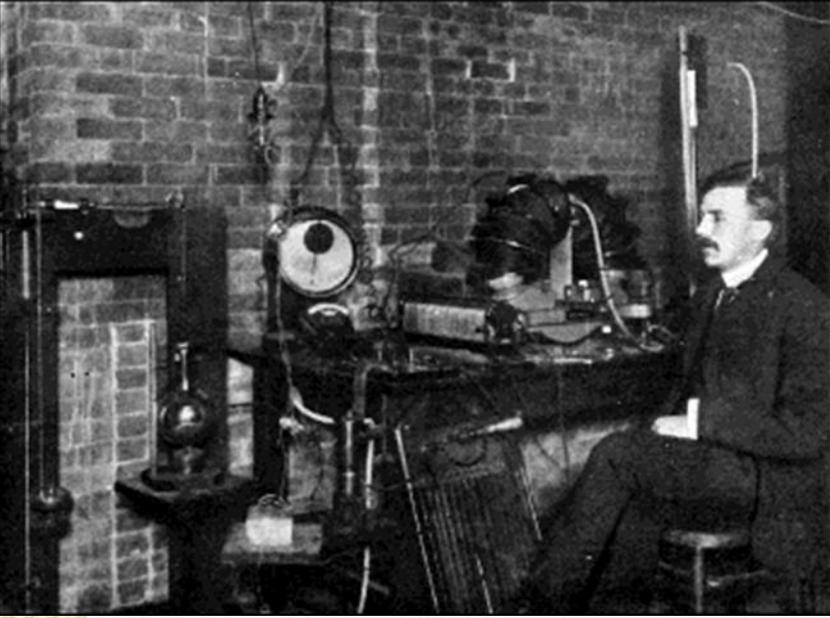
- ١- تتكون المادة من جسيمات دقيقة غير قابلة للتجزئة وتسمى ذرات
- ٢- ذرات العنصر الواحد تتماثل في جميع الصفات ولكنها تختلف عن ذرات العناصر الأخرى
- ٣- يمكن لذرات العناصر المختلفة أن تتحد كيميائياً مع بعضها بنسب عددية بسيطة مكونة المركبات





Thomson's theory نظرية تومسون

ان الذرة مكونة من كرة من الشحنات الموجبة وتحتوي على عدد من الالكترونات التي تكفي لتحقيق التعادل الكهربائي



Rutherford's model

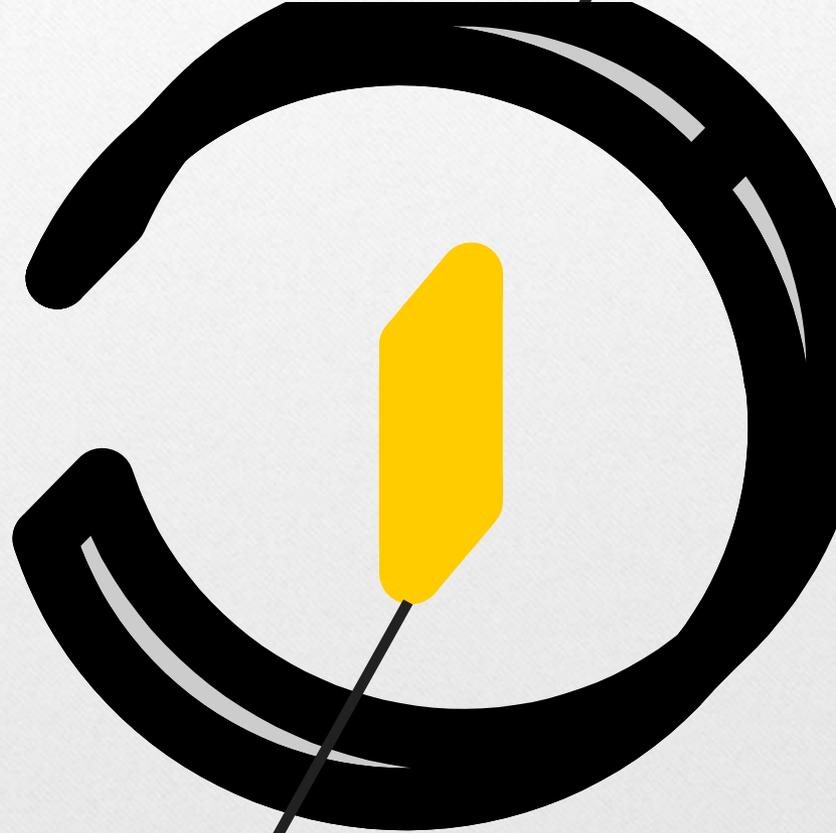
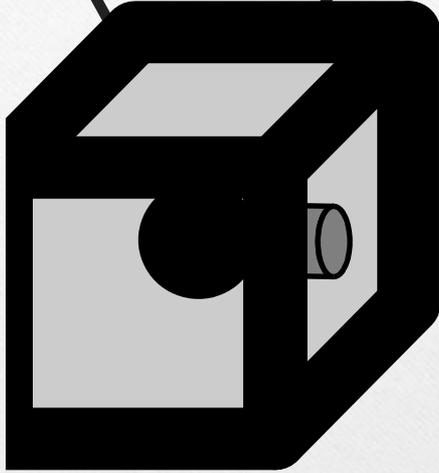
نموذج رذرفورد

■ قام بتوجيه شعاع من جسيمات ألفا الناتجة عن مصدر مشع (الراديوم) إلى صفيحة رقيقة من الذهب سمكها 0,0004 سم ، محاطة بغلاف مغلي بطبقة من كبريتيد الخارصين الذي يعطي وميضاً عند مكان اصطدام جسيمات ألفا به ...

حاجز من كبريتيد الخارصين

عنصر مشع

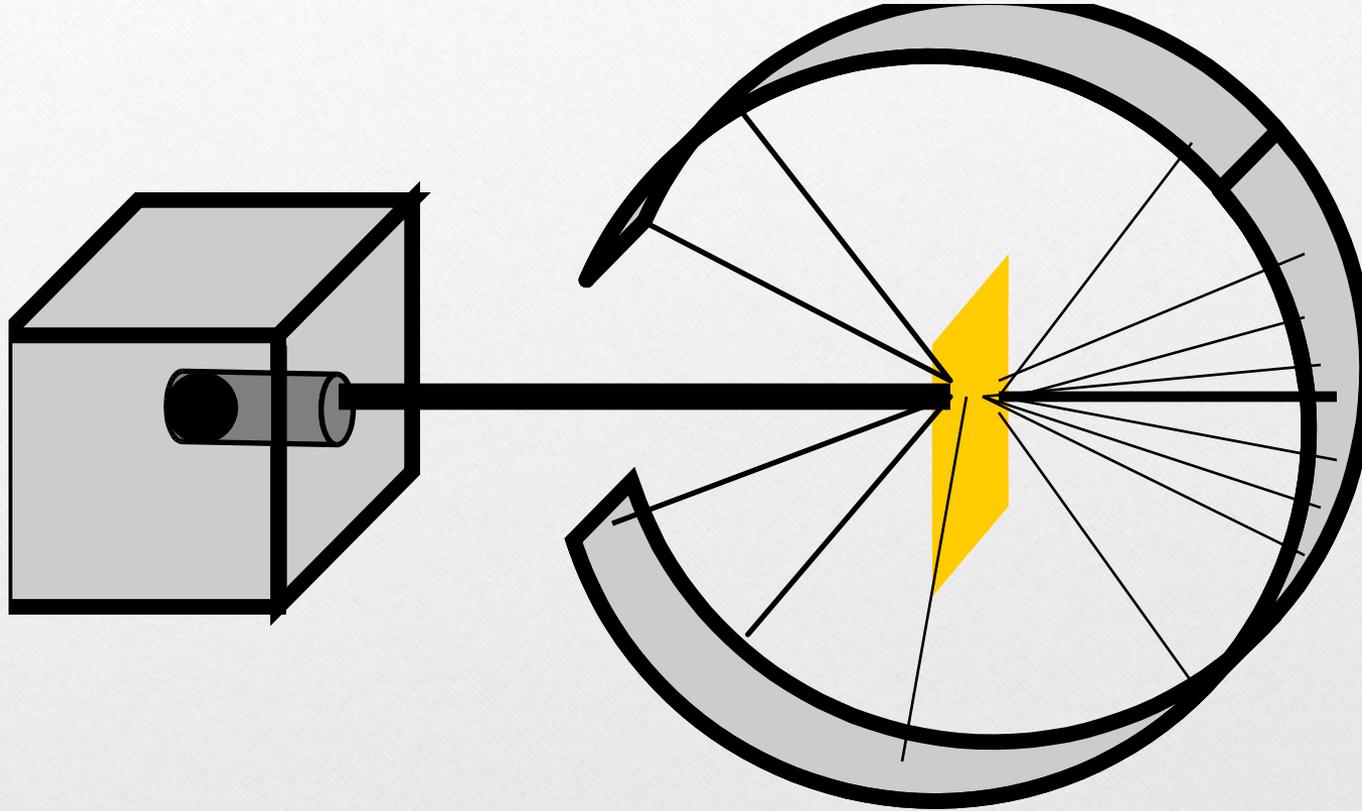
غرفة من
الرصااص



صفحة رقيقة من الذهب

توقع نفاذ الأشعة

لكنه وجد



خرج ردفورد من مشاهداته بالإستنتاجات الآتية :-

١. نفاذ معظم جسيمات ألفا دون أن تعاني أي

انحراف في مسارها .

٢. انحراف عدد قليل من جسيمات ألفا عن

مسارها أثناء نفاذها .

٣. ارتداد عدد قليل من جسيمات ألفا .

بناء على هذه التجربة أقترح نموذج للذرة :-

الذرة معظمها فراغ بدليل نفاذ معظم أشعة ألفا دون انحراف .
يوجد بالذرة جزء يشغل حيزا صغيرا جدا بالنسبة لحجم الذرة
يحمل شحنة كهربائية موجبة (النواة) بدليل انحراف عدد صغير
من دقائق ألفا عن مساره .

تتركز كتلة الذرة بهذا الجزء .

تحاط النواة بعدد من الإلكترونات مساوية بالشحنة للشحنة النواة
الموجبة (الذرة متعادلة كهربائيا) .

تدور الإلكترونات بسرعة كبيرة كما تدور الكواكب حول الشمس .

الاعتراضات على تصور رذرفورد :

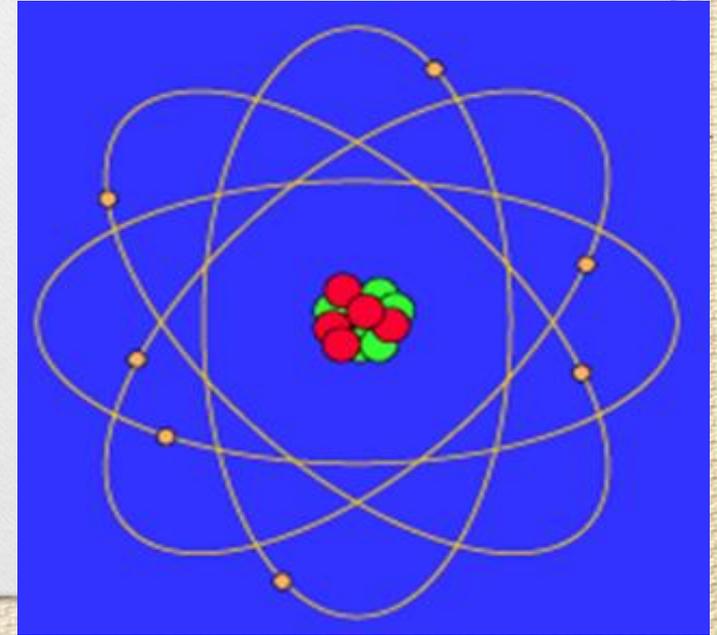
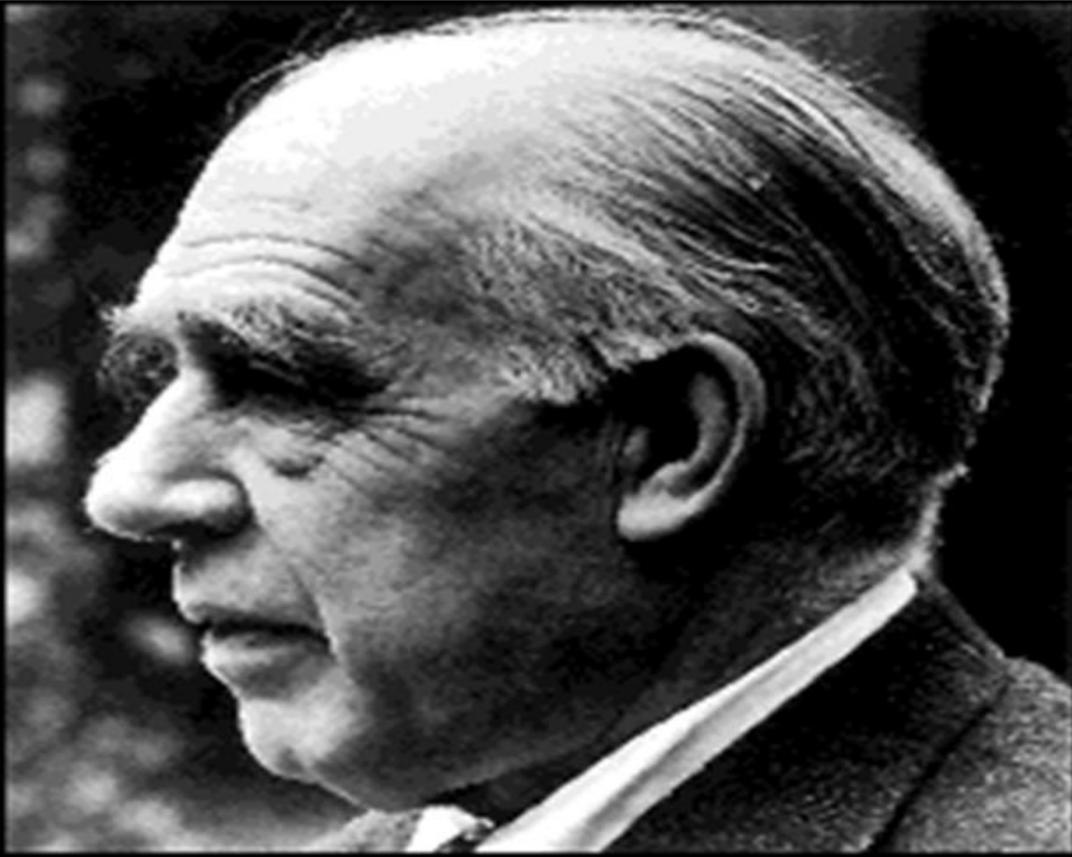
**أن الإلكترونات المشحونة تفقد جزءا من طاقتها تدريجيا أثناء دورانها و نتيجة لذلك تقترب من النواة ثم تتجذب إليها لأختلاف الشحنات وتتهار الذرة .

وهذا بالطبع لا يحدث في الطبيعة .

**كذلك لا يوجد شبه بين الإلكترونات والكواكب .

نموذج العالم نيلز بور

أختار نموذجة لذرة الهيدروجين و ذلك للتغلب على الإعتراضات التي واجهت افتراض رذرفورد .



نظرية بور و تفسير نموذج ذرة الهيدروجين

- هناك مستويات طاقة معينة و محددة تشغلها الإلكترونات .
- ان الالكترونات لاتشع طاقة ولا تمتصها مادامت تدور في المستوى الموجودة فيه ولا تغيره .
- كل مستوى طاقة له رقم يميزه يسمى بعدد الكم الرئيسي (n) ولكل مدار مستوى طاقة ثابت .
- تزداد طاقة المستوى بزيادة البعد عن النواة أي بزيادة قيمة n .
- إذا اكتسب الإلكترون طاقة معينة ينتقل إلى مستوى طاقة أعلى .

الاعتراضات على نظرية بور

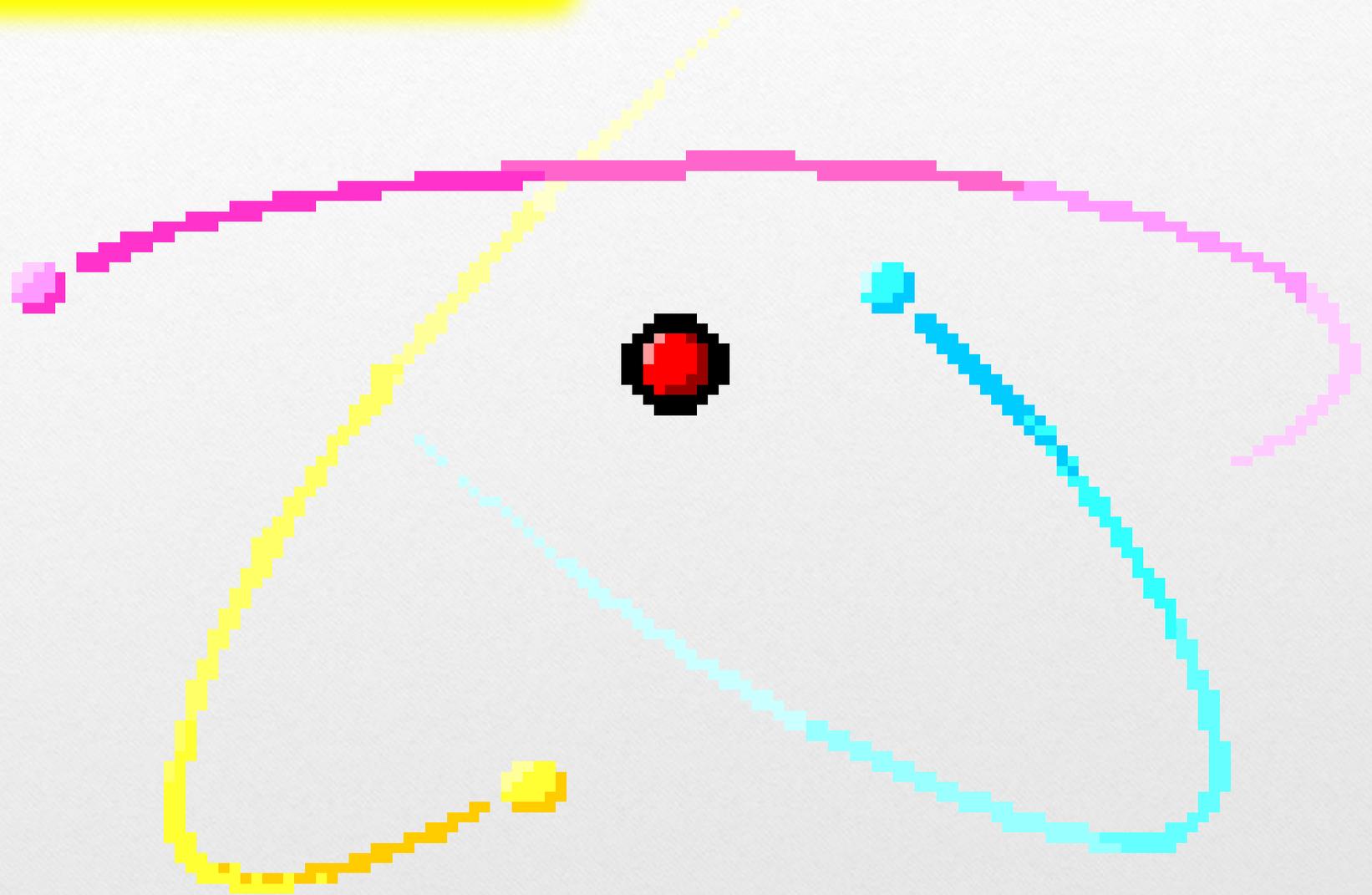
النظرية تفسر تركيب ذرة الهيدروجين و هي أبسط نظام إلكتروني .

فشلت النظرية بتفسير بعض الظواهر الطبيعية للعناصر و كذلك تفسير الذرات التي تحتوي على عدد أكبر من الإلكترونات .

النظرية الذرية الحديثة

الذرة عبارة عن جسيم فراغي يتألف من نواة صغيرة الحجم ، ثقيلة الكتلة ، موجبة الشحنة وهي عبارة عن كتلة الذرة، وهي عبارة عن البروتونات الموجبة والنيوترونات المتعادلة ، ويوجد حول النواة فراغ هائل تتحرك فيه الإلكترونات في مجالات فراغية مختلفة الأشكال والأحجام بسرعة كبيرة تصل إلى ٢٠٠٠ كم / ثا ، بحيث لا يمكن تحديد مكان وسرعة الإلكترون في نفس الوقت ، وللإلكترونات خواص موجية بالإضافة إلى خواصها الجسيمية .

بنية الذرة وفق النظرية الحديثة



الجدول الدوري للعناصر الكيميائية

الجدول الدوري للعناصر

group 1																	18	
period 1	1 H Hydrogen																	2 He Helium
2	3 Li Lithium	4 Be Beryllium											5 B Boron	6 C Carbon	7 N Nitrogen	8 O Oxygen	9 F Fluorine	10 Ne Neon
3	11 Na Sodium	12 Mg Magnesium											13 Al Aluminium	14 Si Silicon	15 P Phosphorus	16 S Sulfur	17 Cl Chlorine	18 Ar Argon
4	19 K Potassium	20 Ca Calcium	21 Sc Scandium	22 Ti Titanium	23 V Vanadium	24 Cr Chromium	25 Mn Manganese	26 Fe Iron	27 Co Cobalt	28 Ni Nickel	29 Cu Copper	30 Zn Zinc	31 Ga Gallium	32 Ge Germanium	33 As Arsenic	34 Se Selenium	35 Br Bromine	36 Kr Krypton
5	37 Rb Rubidium	38 Sr Strontium	39 Y Yttrium	40 Zr Zirconium	41 Nb Niobium	42 Mo Molybdenum	43 Tc Technetium	44 Ru Ruthenium	45 Rh Rhodium	46 Pd Palladium	47 Ag Silver	48 Cd Cadmium	49 In Indium	50 Sn Tin	51 Sb Antimony	52 Te Tellurium	53 I Iodine	54 Xe Xenon
6	55 Cs Cesium	56 Ba Barium	57 Lu Lutetium	58 Hf Hafnium	59 Ta Tantalum	60 W Tungsten	61 Re Rhenium	62 Os Osmium	63 Ir Iridium	64 Pt Platinum	65 Au Gold	66 Hg Mercury	67 Tl Thallium	68 Pb Lead	69 Bi Bismuth	70 Po Polonium	71 At Astatine	72 Rn Radon
7	87 Fr Francium	88 Ra Radium	89 Lr Lawrencium	90 Rf Rutherfordium	91 Db Dubnium	92 Sg Seaborgium	93 Bh Bohrium	94 Hs Hassium	95 Mt Meitnerium	96 Ds Darmstadtium	97 Rg Roentgenium	98 Cn Copernicium	99 Uut Ununtrium	100 Fl Flerovium	101 Uup Ununpentium	102 Lv Livermorium	103 Uus Ununseptium	104 Uuo Ununoctium

atomic mass
 or most stable mass number
 1st ionization energy
 eV (kJ/mol)

atomic number
 electronegativity

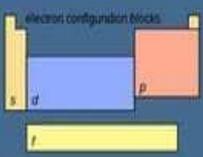
chemical symbol
Fe

name
 Iron

electron configuration
 [Ar] 3d⁶ 4s²

oxidation states
 most common are bold

- alkali metals
- alkaline metals
- other metals
- transition metals
- lanthanoids
- actinoids
- metalloids
- nonmetals
- halogens
- noble gases
- unknown elements
- radioactive elements have mass in parentheses



notes
 * as of yet, elements 113, 115, 117 and 119
 have no official name (designated by the IUPAC)
 * 1 kJ/mol = 96.486 eV
 * all elements are expected to have an oxidation state of zero

138.9054 57 La Lanthanum	140.116 58 Ce Cerium	140.9076 59 Pr Praseodymium	144.242 60 Nd Neodymium	(145) 61 Pm Promethium	150.36 62 Sm Samarium	151.964 63 Eu Europium	157.25 64 Gd Gadolinium	158.9253 65 Tb Terbium	162.500 66 Dy Dysprosium	164.9303 67 Ho Holmium	167.259 68 Er Erbium	168.9342 69 Tm Thulium	173.054 70 Yb Ytterbium
(227) 89 Ac Actinium	232.0380 90 Th Thorium	231.0368 91 Pa Protactinium	238.0289 92 U Uranium	(237) 93 Np Neptunium	(244) 94 Pu Plutonium	(243) 95 Am Americium	(247) 96 Cm Curium	(247) 97 Bk Berkelium	(251) 98 Cf Californium	(252) 99 Es Einsteinium	(257) 100 Fm Fermium	(258) 101 Md Mendelevium	(259) 102 No Nobelium

2011 ✓ 2011 ✓ 2011 ✓

بناء الجدول

- ديميتري إيفانوفيتش مندليف عالم كيميائي روسي في عام ١٨٦٩ قام بترتيب العناصر بالاعتماد على السلوك (الدوري) للخصائص الكيميائية للعناصر



- في البداية جعل لكل عنصر بطاقة دون عليها
درجة الانصهار والكثافة واللون والوزن
الذري لذرة كل عنصر والقوة الترابطية له.
- مندليف قد حاول تصنيف العناصر من خلال
ملاحظاته ان بعض العناصر لها خاصية
كيميائية وفيزيائية متشابهة.

قائمة العناصر الدورية

اعتمد مندلييف على صفتين في ترتيب العناصر:

١. ترتيب العناصر في السطر الواحد حسب الوزن الذري ترتيبا تصاعديا من الاصغر الى الاكبر.

٢. ترتيب العناصر في العمود الواحد حسب صفات كيمائية فيزيائية مشتركة. (صفات العائلة الواحده).

المشاكل في قائمة مندليف الاولى

(١) في زمن مندليف كان عدد العناصر المكتشفة اقل بكثير من اليوم

لذلك خلف ٣ فراغات بجدوله وقال مندليف أن هذه الفراغات ستملأ بعناصر لم تكتشف بعد.

وبعد ١٦ سنة من نشر جدول مندليف استطاع الكيميائيون اكتشاف العناصر الثلاثة المفقودة من الجدول وهي اسكانيديوم scandium وجاليوم gallium وجرمانيوم germanium

المشاكل فى قائمة مندليف الاولى

(٢) الوزن الذري للتيلوريوم اعلى من الوزن الذري لليود

العنصر	Te تيلوريوم	I يود
الوزن الذري	128.3	126.8

- ولكن صفات التيلور يوم تناسب صفات الاوكسجين O والكبريت S والسيلينيوم Se .
- بينما صفات اليود I تناسب صفات الفلور F والكلور Cl والبروم Br
- لحل هذه المشكلة بين اليود والتيلور يوم اعتمد مندلييف على صفات العائلة وليس على الوزن الذري .

القائمة الدورية الحديثة

➤ في عام ١٩١١ قام هنري موزلي بإعادة ترتيب العناصر بحسب العدد الذري.

➤ ومع مرور الوقت تم تعديل مخطط الجدول مرات عديدة، حيث أضيفت عناصر جديدة مكتشفة، كما أضيفت نماذج نظرية طورت لتفسير سلوك العناصر الكيميائية.

القائمة الدورية الحديثة

تعتمد القائمة الدورية الحديثة على صفتين لترتيب العناصر :

١. الصفات المتشابهة في العناصر المتواجدة في العمود الواحد (صفات العائلة).

٢. العناصر في الدور او السطر الواحد ترتب حسب العدد الذري وليس حسب الوزن الذري، من الصغر الى الاكبر.

הטבלה המחזורית

1 IA	New Original																	18 VIIIA	
1 H מימן 1.00794	2 He הליום 4.002602																		
3 Li ליטיום 6.941	4 Be בריליום 9.012182																		
11 Na נתרן 22.989770	12 Mg מגנזיום 24.3050	3 IIIB	4 IVB	5 VB	6 VIB	7 VIIB	8	9 VIII B	10	11 IB	12 IIB	13 IIIA B בורן 10.811	14 IVA C פחמן 12.0107	15 VA N חנקן 14.00674	16 VIA O חמצן 15.9994	17 VIIA F פלואור 18.9984032	18 Ne ניאון 20.1797		
19 K אשלגן 39.0983	20 Ca סידן 40.078	21 Sc סקנדיום 44.955910	22 Ti טיתניום 47.867	23 V ונדיום 50.9415	24 Cr כרום 51.9961	25 Mn מנגן 54.938049	26 Fe ברזל 55.8457	27 Co קובלט 58.933200	28 Ni ניקל 58.6934	29 Cu אבץ 63.546	30 Zn צורן 65.409	31 Ga גליום 69.723	32 Ge גרמניום 72.64	33 As ארסן 74.92160	34 Se סלניום 78.96	35 Br ברום 79.904	36 Kr קריפטון 83.798		
37 Rb רובידיום 85.4678	38 Sr סטרונטיום 87.62	39 Y איתניום 88.90585	40 Zr זירקוניום 91.224	41 Nb ניוביום 92.90638	42 Mo מוליבדן 95.94	43 Tc טכניציום (98)	44 Ru רוטניום 101.07	45 Rh רודיום 102.90550	46 Pd פלדיום 106.42	47 Ag כסף 107.8682	48 Cd קדום 112.411	49 In אינדיום 114.818	50 Sn בדיל 118.710	51 Sb אנטים 121.760	52 Te טלוריום 127.60	53 I אודין 126.90447	54 Xe קסנון 131.293		
55 Cs צזיום 132.90545	56 Ba בריום 137.327	57 to 71 Lanthanides	72 Hf הפניום 178.49	73 Ta טאנגסטום 180.9479	74 W טונגסטן 183.84	75 Re רניום 186.207	76 Os אוסיום 190.23	77 Ir אירידיום 192.217	78 Pt פלטינה 195.078	79 Au זהב 196.96655	80 Hg כספית 200.59	81 Tl תלום 204.3833	82 Pb עופרת 207.2	83 Bi ביסמוט 208.98038	84 Po פולוניום (209)	85 At אסטטין (210)	86 Rn רדון (222)		
87 Fr פרנציום (223)	88 Ra רדיום (226)	89 to 103 Actinides	104 Rf רפרדיום (261)	105 Db דובניום (262)	106 Sg סגיבויגיום (266)	107 Bh ברהיום (264)	108 Hs האסיום (269)	109 Mt מיטניזיום (268)	110 Ds דרטשטיגיום (271)	111 Rg רוגנדריום (272)	112 Uub אונביום (285)	113 Uut אונטריום (284)	114 Uuq אונקווייום (289)	115 Uup אונקטניום (288)	116 Uuh אונחזיום (282)	117 Uus אונספטיום	118 Uuo אונוקטיום		

Atomic masses in parentheses are those of the most stable or common isotope.

Design Copyright © 1997 Michael Dayah (michael@dayah.com) http://www.dayah.com/periodic

Note: The subgroup numbers 1-18 were adopted in 1984 by the International Union of Pure and Applied Chemistry. The names of elements 112-118 are the Latin equivalents of those numbers.

57 La לנטן 138.9055	58 Ce ציריום 140.116	59 Pr פרסאודימיום 140.90765	60 Nd נאודימיום 144.24	61 Pm פרמיתיום (145)	62 Sm סמיום 150.36	63 Eu אירופיום 151.964	64 Gd גדוליניום 157.25	65 Tb טרוביום 158.92534	66 Dy דיספרסיום 162.500	67 Ho הולםיום 164.93032	68 Er ארביום 167.259	69 Tm תולמיום 168.93421	70 Yb איטרביום 173.04	71 Lu לוטציום 174.967
89 Ac אקטיןיום (227)	90 Th תוריום 232.0381	91 Pa פרסאקטיניום 231.03688	92 U אורניום 238.02891	93 Np נפטוניום (237)	94 Pu פלוטוניום (244)	95 Am אמריציום (243)	96 Cm קוריום (247)	97 Bk ברקליום (247)	98 Cf קליפורניום (251)	99 Es אינסטיטיום (252)	100 Fm פרמיום (257)	101 Md מנדלביום (258)	102 No נוביום (259)	103 Lr לורנציום (262)

مناطق الجدول الدوري الحديث

يمكن تمييز خمسة مناطق في الجدول الدوري الحديث .

١- المنطقة اليسرى : وتضم عناصر المجموعتين الرئيسيتين (١ ، ٢ أ) الفلزات القلوية والقلوية الأرضية ، وتتميز عناصر هذه المنطقة بملء المجال S في مستوى الطاقة الأخير (مستوى التكافؤ) .

٢- المنطقة اليمنى : وتضم بقية المجموعات الرئيسية الست ، وتتميز عناصر هذه المنطقة بملء المجالين (S,P) في مستوى الطاقة الأخير (مستوى التكافؤ) . هذا وتعرف العناصر في المجموعات الرئيسية الثماني بالعناصر الممثلة غير الانتقالية .

٣- المنطقة الوسطى : وتضم العناصر في المجموعات الفرعية الثماني ، وتتميز عناصر هذه المنطقة بملء المجال d في مستوى الطاقة الأخير (مستوى التكافؤ) . وتعرف عناصر هذه المنطقة بالعناصر الانتقالية ، وتتألف من ثلاث متسلسلات ، تحوي كل متسلسلة على عشرة عناصر فيكون عدد العناصر الانتقالية ٣٠ عنصراً .

١- المنطقة السفلى : وتضم عناصر السلسلتين ،
سلسلة اللانثانيدات (العناصر الأرضية النادرة)
وسلسلة الأكتينيدات (العناصر المشعة) وتتميز
عناصر هذه المنطقة بملء المجال f في مستوى
الطاقة الأخير (مستوى التكافؤ) .

الرابطة الكيميائية (الاصرة الكيميائية):- Chemical Bond

من النادر أن توجد مواد كيميائية في الطبيعة حولنا على هيئة ذرات منفردة فمثلاً اوكسجين في الهواء الجوي مكون من ذرتين من اوكسجين (O_2) والماء الذي يكون نسبة كبيرة من أجسامنا مكون من ذرتين من الهيدروجين وذرة من اوكسجين H_2O وكذلك ملح الطعام الذي نتناوله في طعامنا مكون من ذرتين ذرة صوديوم وذرة كلور $NaCl$ وهكذا.

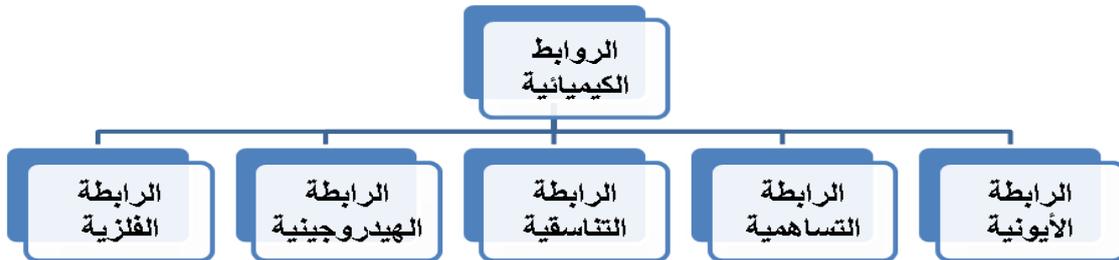
عندما تتحد ذرات العناصر كيميائياً لتكون مركبات ترتبط مع بعضها البعض بقوى تسمى "الروابط الكيميائية"

الروابط الكيميائية / هي قوى الجذب التي تربط الذرات أو ايونات مع بعضها في المركبات الكيميائية.

لماذا تميل الذرات إلى الترابط الكيميائي مع بعضها البعض؟

عندما تترابط الذرات مع بعضها البعض تتكون مركبات كيميائية أكثر ثباتاً كيميائياً وذلك لان معظم ذرات العناصر تكون أقل ثباتاً في الحالة المنفردة عن ما إذا وجدت مترابطة مع الذرات اخرى في المركبات.

أنواع الروابط الكيميائية



* ان الفقد والاكساب والمشاركة في الذرة يتم في آخر مستوى رئيسي (مستوى التكافؤ).

١. الرابطة الايونية:- Ionic Bond

الرابطة الايونية / هي قوى التجاذب الكهربى بين أيونين أحدهما موجب والاخر سالب نتيجة لفقد إحدى الذرتين إلكترونًا أو أكثر من الكترونات تكافئها واكتساب الذرة الاخرى إلكترونا أو أكثر في مجالات تكافئها . وتعرف المركبات المحتوية على روابط أيونية بالمركبات الايونية:

وتتناسب قوة الرابطة الأيونية طرديا مع قوة التجاذب بين الأيونين الموجب والسالب (الكاتيون والأيون) وعكسيا مع مربع المسافة بينهما. ويزداد احتمال تكوين الرابطة الأيونية كلما زاد الفرق في قيم الكهروسالبية بين الذرتين مثل:

- فلوريد الليثيوم
- أكسيد الكالسيوم
- أكسيد الليثيوم
- فلوريد الكالسيوم

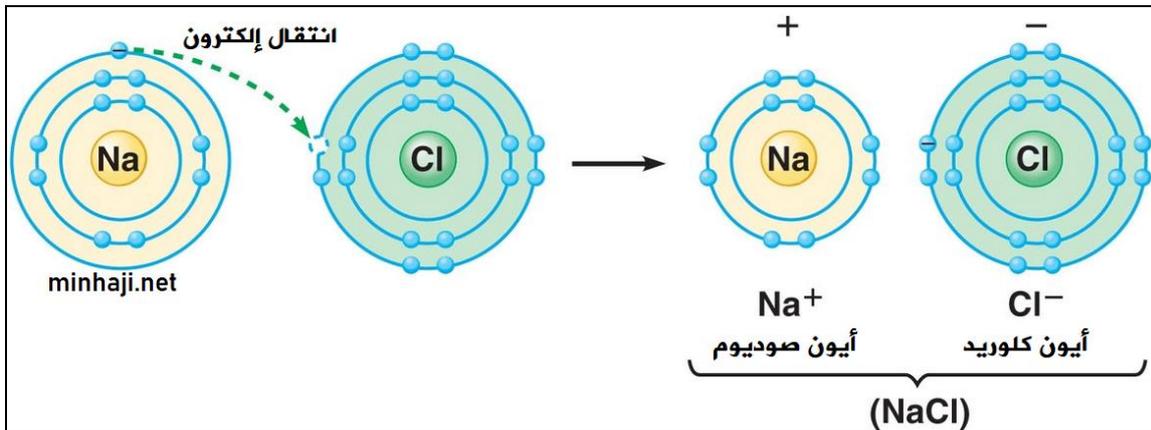
فمثلاً NaCl عند تكوين الرابطة ايونية بين الصوديوم والكلور في مركب كلوريد الصوديوم

نجد أن التوزيع الإلكتروني لذرة الصوديوم هو $11\text{Na} : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$

ولكي تستقر ذرة الصوديوم (تشبه التوزيع الإلكتروني لأقرب عنصر خامل $_{10}\text{Ne}$) تفقد إلكترونًا من مجالها الخارجي وتتحول إلى أيون موجب (كاتيون) كما يلي: $\text{Na}^+ : 1s^2 2s^2 2p^6$

بينما نجد أن التوزيع الإلكتروني لذرة الكلور هو $_{17}\text{Cl} : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$

ولكي تستقر ذرة الكلور (تشبه التركيب الإلكتروني لأقرب عنصر خامل لها $_{18}\text{Ar}$) تكتسب إلكترونًا في مجالها الخارجي وتتحول إلى أيون سالب (أنيون) كما يلي: $\text{Cl}^- : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

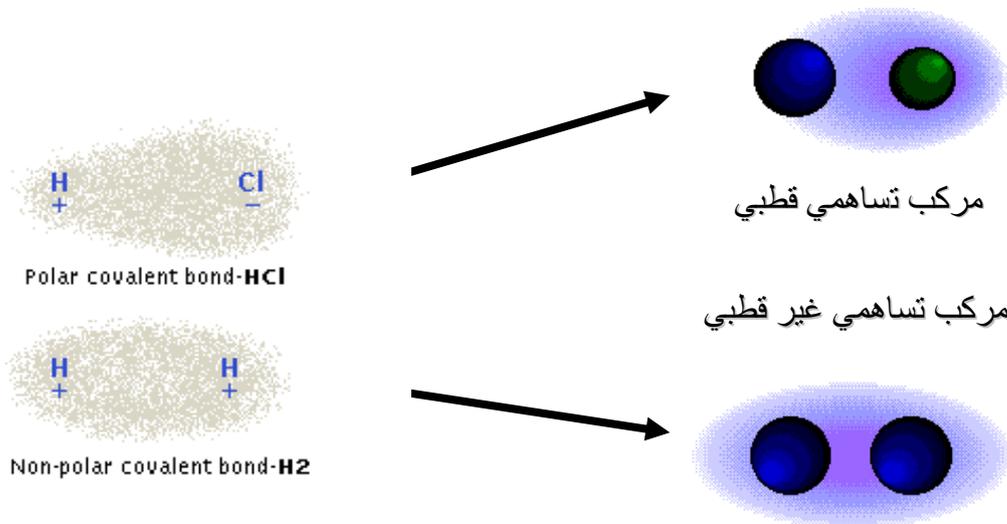


٢. الرابطة التساهمية: - Covalent Bond

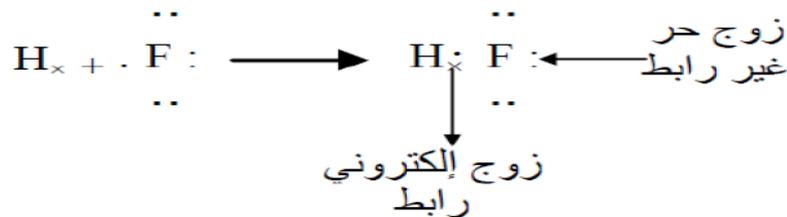
في الرابطة التساهمية كل ذرة تساهم بالكترون لتشكل زوجا الكترونيًا ، وتسمى هذان الإلكترونان بالإلكترونات المشتركة . وقد أطلق على عملية الإندماج هذه اسم الرابطة التساهمية مثل:

- جزيء الفلور
- جزيء الماء
- جزيء ثاني أكسيد الكربون

يقصد بالقطبية احتواء جزيء المركب التساهمي الواحد على شحنتين مختلفتين بحيث يكون هناك طرف موجب (جزء تتركز فيه الشحنة الموجبة الصغيرة) وطرف سالب (جزء تتركز فيه الشحنة السالبة الصغيرة) بمعنى أن يكون في الجزيء قطبين مختلفين في الشحنة.



وتعرف المركبات المحتوية على روابط تساهمية بالمركبات التساهمية. فمثلاً تنشأ الرابطة التساهمية في جزيء فلوريد الهيدروجين HF ويمكن تمثيله بالشكل التالي



نلاحظ أن كل من ذرتي الفلور والهيدروجين تساهم بإلكترون لتكوين المزدوج الإلكتروني الرابط وبالتالي يصبح حول ذرة الفلور ثمانية إلكترونات (مشابهة في ذلك التركيب الإلكتروني لذرة النيون) ليصل بذلك إلى وضع الاستقرار بينما يحيط بذرة الهيدروجين إلكترونات (مشابهة في ذلك التركيب الإلكتروني لذرة الهيليوم) وليصل هو أيضًا إلى وضع الاستقرار.

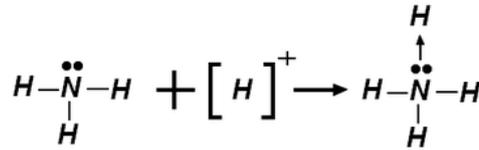
ونلاحظ أن هناك ثلاثة أزواج من الإلكترونات حول ذرة الفلور لا تشترك في تكوين الرابطة التساهمية مع الهيدروجين وهي تعرف بالأزواج الحرة أو غير الرابطة.

٣. الرابطة التناسقية:- Coordinate Bond

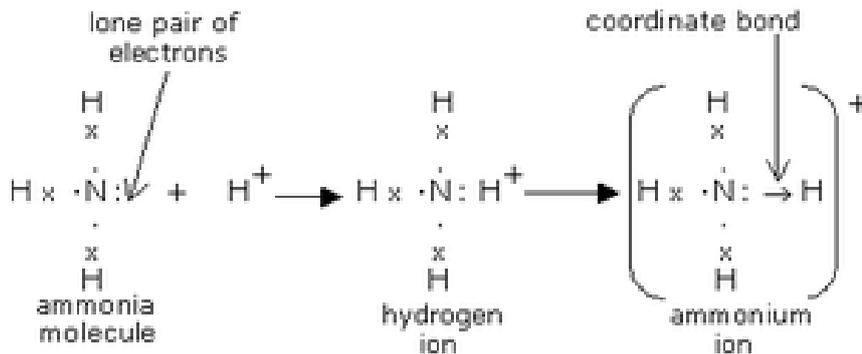
تنشأ بين مركب يحتوي على ذرة تحمل زوج (أو أكثر) من الإلكترونات وذرة أو مركب به ذرة مركزية تحتاج إلى الإلكترونات حتى تستقر.

فالرابطة التناسقية تتكون بين ذرة مانحة تكون عليها شحنة موجبة وذرة مستقبلة تتكون عليها شحنة سالبة ويشار إلى الرابطة التناسقية عادةً بسهم يتجه من الذرة المانحة إلى الذرة المستقبلة.

وتسمى المركبات الحاوية للراوابط التناسقية بالمركبات التناسقية، والجدير بالذكر أن معظم العناصر الانتقالية ترتبط بروابط تناسقية وتكوّن هذا النوع من المركبات.



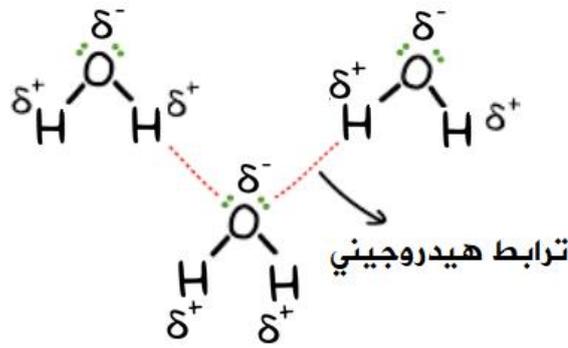
أو:



٤. الرابطة الهيدروجينية Hydrogen Bond

تتكون عند اتحاد الهيدروجين مع عناصر ذات كهر سلبية عالية مثل الهالوجينات والأكسجين تكون الأصرة التساهمية وهذه العناصر ذات قطبية عالية نظراً للفارق الكبير في الكهروسلبية مما يؤدي إلى ظهور شحنة جزئية موجبة على ذرة الهيدروجين مكوناً قطباً موجباً وشحنة جزئية سالبة على ذرة العنصر الآخر وبسبب وجود هذه القطبية العالية فإن أحد طرفي الجزيئة المستقطبة سوف تتجاذب مع طرف جزيئه مجاورة يحمل شحنة جزئية مغايرة، وهكذا فإن أطراف الجزيئات التي تحمل شحنة سالبة سوف تتجاذب مع أطراف جزيئات تحمل شحنة جزئية موجبة والعكس صحيح ويرمز لها عادة بخط منقط(----).

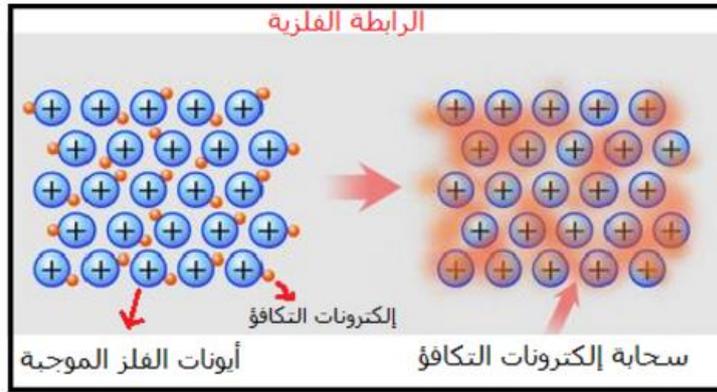
من الامثلة على الرابطة الهيدروجينية H_2O HF NH_3



تؤثر الروابط الهيدروجينية على الخواص الطبيعية للمادة فدرجات غليان وانصهار المواد المحتوية على روابط هيدروجينية أعلى من درجات غليان وانصهار مثيلاتها من المواد ويبرز هذا الأثر بشكل واضح في خواص الماء، فللماء صفات خاصة ترجع إلى الروابط الهيدروجينية المميزة التي تربط بين جزيئاته فدرجة غليان الماء (١٠٠ م°) مرتفعة جداً إذا ما قورنت بدرجات غليان مركبات عناصر المجموعة السادسة مع الهيدروجين بالرغم من أن الوزن الجزيء للماء أقل من الوزن الجزيء لهذه المركبات.

٥. الرابطة الفلزية:- Metallic Bonding

هي الرابطة التي تنتج من السحابة الالكترونية المتكونة من تجمع الكترونات التكافؤ الحرة في الفلزات والتي تقلل من قوى التنافر بين ايونات الفلز الموجبة في الشبكة البلورية. جميع الفلزات (ماعدا الزئبق) توجد في الحالة العنصرية في الحالة الصلبة ولعل سبب ذلك هو تلك الروابط القوية التي تربط بين ذرات الفلز (المعدن) فيمكن النظر إلى الفلز في الحالة الصلبة كبحرٍ من الشحنات الموجبة (الأنوية) تتحرك بينها الالكترونيات بحرية وتنتقل من ذرة إلى أخرى. وترجع الكثير من خصائص الفلزات الطبيعية إلى طبيعة هذه الرابطة فالتوصيل الكهربائي والتوصيل الحراري للفلزات سببه هو حركة الالكترونيات الحرة بين الذرات.



تكافؤ العنصر: - Valence

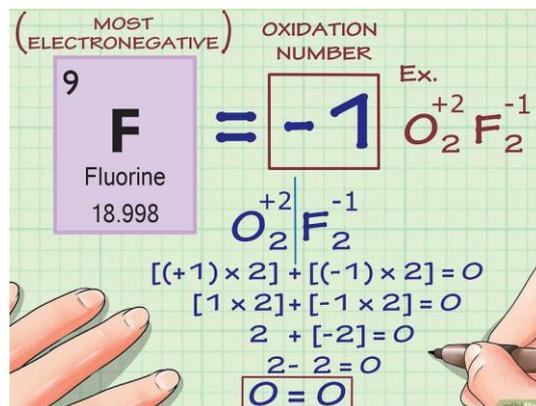
هو قوة الذرة الخاصة بأي عنصر على الاتحاد مع الذرات الأخرى ويتم قياس ذلك بعدد الإلكترونات الموجودة في الغلاف الخارجي التي ستقوم الذرة بإعطائها أو أخذها أو مشاركتها لعمل رابطة كيميائية.

س/ كيف نحدد التكافؤ؟ نوزع الإلكترونات الذرة وننظر إلى المستوى الأخير كالتالي:

العنصر	التوزيع	التكافؤ
الصوديوم	١/٨/٢	أحادي
المغنيسيوم	٢/٨/٢	ثنائي
الألمونيوم	٣/٨/٢	ثلاثي
السيليكون	٤/٨/٢	رباعي

عدد التأكسد: - Oxidation Number

هو عدد الشحنات الكهربائية الموجبة أو السالبة التي تحملها الذرة أو مجموعة الذرات (الجذور) ضمن جزئ المركب ويكون المجموع الجبري لأعداد التأكسد الموجبة والسالبة في جزئ المركب يساوي صفرًا. ادناه مثال يوضح طريقة حساب عدد التأكسد:



معطيات عدد التأكسد :

١. عدد تأكسد الهيدروجين في مركباته هو (+1) ما عدا في حالة هايدرات الفلزات مثل: CaH_2 ، LiH حيث يساوي -١ .
٢. عدد تأكسد الأكسجين في مركباته هو -٢ ما عدا في حالة الأكاسيد الفوقية مثل: Li_2O_2 ، H_2O_2 حيث يساوي -١ .
٣. عدد تأكسد الهالوجينات : F ، Cl ، Br ، I في الهاليدات هو -١ . أما المركبات الأوكسجينية للبروم واليود والكلور فإن عدد تأكسدها قد يكون +١ ، +٣ ، +٥ أو +٧ .
٤. لبعض الفلزات أعداد تأكسده ثابتة في مركباتها .

أمثلة :

عدد التأكسد	الرمز	العنصر
٢+	Ca	الكالسيوم
٢+	Hg	المغنيسيوم
٢+	Zn	الخاصين
٣+	Al	الألمنيوم

عدد التأكسد	الرمز	العنصر
١+	Na	الصوديوم
١+	Li	الليثيوم
١+	K	البوتاسيم
(١+)	Ag	الفضة

قواعد حساب عدد التأكسد :

١. عدد تأكسد الذرة الحرة = صفر S ، Cl_2 ، Zn
٢. مجموع أعداد تأكسد ذرات العناصر الداخلة في تكوين مجموعة أيونية يساوي الشحنة الظاهرة .

الشحنة	الصيغة	المجموعة
١-	CN	سيانيد
٢-	C_2O_4	أوكسلات
١-	MnO_4	بيرمنجات
٢-	Cr_2O_7	ثنائي كرومات
٢-	CrO_4	كرومات
١-	ClO_3	كلورات
٢-	S_2O_3	ثيوكبريتات
٣-	PO_4	فوسفات

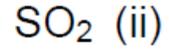
الشحنة	الصيغة	المجموعة
١+	NH_4	الأمنيوم
١-	OH	هيدروكسيد
١-	NO_2	نتريت
١-	NO_3	نترات
٢-	SO_3	كبريتيت
٢-	SO_4	كبريتات
٢-	CO_3	كربونات
١-	HCO_3	بيكربونات

أمثلة :

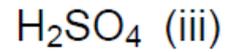
أحسب عدد تأكسد الكبريت في الآتي :

**الحل :**

عدد التأكسد للذرة الحرة = صفر

**الحل :**

نفرض لعدد تأكسد الكبريت = س

عدد تأكسد $O \times 2 +$ عدد تأكسد S = صفر $2 \times 2^- + س = صفر$. \therefore س = 4+**الحل :**[4] عدد تأكسد $O \times 4 +$ عدد تأكسد S + [2] عدد تأكسد H = صفر $4 \times 2^- + س + 2 \times 1^+ = صفر$. $8^- + س + 2^+ = صفر$. \therefore س = 6+ \therefore عدد تأكسد الكبريت = 6+

الفرق بين عدد التأكسد والتكافؤ :

١. التكافؤ لا يحمل إشارة ، عدد التأكسد يحمل إشارة (+) .
٢. التكافؤ ثابت للعنصر ، عدد التأكسد متغير حسب المركب .
٣. التكافؤ عدد صحيح ، عدد التأكسد يمكن أن يكون كسراً .

الجدول التالي يوضح تكافؤات واعداد التأكسد لأيونات الذرات والجذور الشائعة الاستخدام:

عدد التاكسد	ثنائية التكافؤ	عدد التاكسد	احادية التكافؤ
+2	Hg الزئبق (II)	+1	K البوتاسيوم
+2	Sn القصدير (II)	+1	Na الصوديوم
+2	Mg المغنيسيوم	+1	Ag الفضة
+2	Ca الكالسيوم	+1	Cu النحاس (I)
+2	Zn الخارصين	+1	H الهيدروجين
+2	Ba الباريوم	+1	NH ₄ الامونيوم
+2	Fe الحديد (II)	-1	Cl كلوريد
+2	Cu النحاس (II)	-1	Br بروميد
+2	Pb الرصاص (II)	-1	OH هيدروكسيد
-2	CO ₃ كاربونات	-1	NO ₃ نترات
-2	SO ₄ كبريتات	-1	NO ₂ نترت
-2	SO ₃ كبريتيت	-1	ClO ₃ كلورات
-2	S كبريتيد	-1	I يوديد
-2	O اوكسيد	-1	F فلوريد
		-1	HSO ₄ كبريتات هيدروجينية
		-1	HCO ₃ كاربونات هيدروجينية
		-1	CH ₃ COO خلات
	رباعية التكافؤ		ثلاثية التكافؤ
+4	Pb الرصاص (IV)	+3	Al الالمنيوم
+4	Sn القصدير (IV)	+3	Fe الحديد (III)
+4	Mn المنغنيز (IV)	-3	PO ₄ الفوسفات

المحاضرة الرابعة

الصيغة الكيميائية:- Chemical Formula

هي طريقة رمزية للتعبير عن تركيب المواد الكيميائية بحيث يصبح الفهم والتعامل افضل، مثل استخدام الاعداد عوضاً عن كتابتها لغوياً وتصبح هذه الصيغ ضرورية عند كتابة المعادلات المعبرة عن التفاعلات الكيميائية.

تنقل لنا الصيغ الكيميائية بعض المعلومات التي تشمل التركيب العنصري والاعداد النسبية لكل نوع من الذرات الموجودة في المركب. او الاعداد الحقيقية لكل نوع من الذرات الموجودة في المركب او تركيب المركب. ويمكن تقسيم الصيغ حسب كمية المعلومات التي تقدمها الى:

١. **الصيغة الأولية (البسيطة) Empirical formula**: هي أبسط نسبة تتواجد فيها الذرات

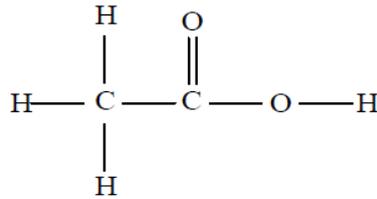
المكونة للمركب الكيميائي مثل NaCl و H_2O و CH_2

٢. **الصيغة الجزيئية Molecular formula**: تمثل الأعداد الحقيقية للذرات المكونة للمركب

الكيميائي وهي تمثل جزيء المركب الكيميائي مثل صيغة الماء H_2O (كما انه صيغة اولية) وصيغة مادة الاثيلين C_2H_4 لاحظ ان ابسط صيغة لهذا المركب هي CH_2 . اما المركبات الايونية فلا توجد لها صيغة جزيئية لأنها لا تحتوي على جزيئات.

٣. **الصيغة البنائية (التركيبية) Structural formula**: توضح طريقة ترابط الذرات مع بعضها

البعض لتكوين المركب مثل حامض الاسيتيك المبينة صيغته التركيبية في ادناه:



صيغته الجزيئية $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$ وصيغته الاولى CH_2O

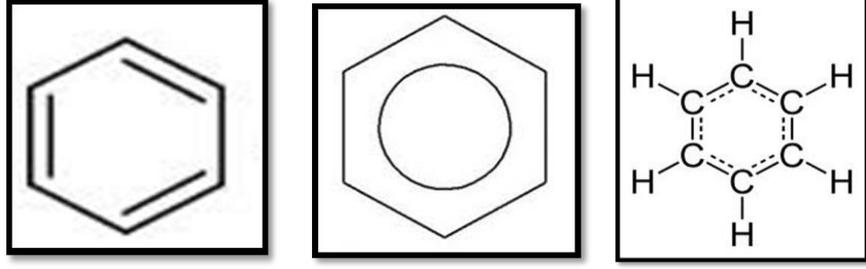
وتعتبر الصيغة التركيبية افضل انواع الصيغ لأنها تعطي جميع المعلومات التي يعطيها النوعان الاخران الا ان تعيين الصيغ التركيبية يتطلب جهداً عملياً اصعب.

مثال: البنزين

الصيغة البسيطة CH

الصيغة الجزيئية C_6H_6

الصيغة البنائية:



المثال (١):

عينة من غاز بني اللون يعتبر ملوثاً رئيسياً للهواء، وجد انها تحتوي على ٢.٣٤ g من N و ٥.٣٤ g من O فما هي ابسط صيغة للمركب؟ الوزن الذري N = ١٤ و O = ١٦

الحل:
نحسب عدد مولات كل عنصر موجود كما يأتي:

$$2.34 \text{ g N} \times \left(\frac{1 \text{ mol N}}{14.0 \text{ g N}} \right) = 0.167 \text{ mol N}$$

$$5.34 \text{ g O} \times \left(\frac{1 \text{ mol O}}{16.0 \text{ g O}} \right) = 0.334 \text{ mol O}$$

أي أنه يمكننا كتابة صيغة المركب $\text{N}_{0.167} \text{O}_{0.334}$ ، وهذه الصيغة تخبرنا حقا بالأعداد النسبية لمولات N و مولات O ، لكن يجب أن يكون للصيغ معنى على المستوى الجزيئي ، لذلك يفضل ان تكون الأعداد المكتوبة تحت الرموز أعداداً صحيحة ، فإذا قسمنا على العدد الأصغر نحصل على :

$$\text{N} \frac{0.167}{0.167} \text{O} \frac{0.334}{0.167} = \text{NO}_2$$

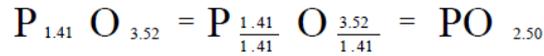
(2) المثال

ما الصيغة الأولية لمركب يتكون من 43.7%P و 56.3%O وزناً؟
الحل

$$43.7 \text{ g P} \times \left(\frac{1 \text{ mol P}}{31.0 \text{ g P}} \right) = 1.41 \text{ mol P}$$

$$56.3 \text{ g O} \times \left(\frac{1 \text{ mol O}}{16.0 \text{ g O}} \right) = 3.52 \text{ mol O}$$

فتكون الصيغة هي :



ويمكن الحصول على أعداد صحيحة بمضاعفة كل هذه القيم ؛ فتكون الصيغة الأولية هي P_2O_5 .

(4) المثال

سائل عديم اللون يستعمل في محركات الصواريخ، صيغته الأولية NO_2 ، ووزنه الجزيئي 92.0، فما هي صيغته الجزيئية ؟

الحل

الوزن المحسوب من الصيغة NO_2 يساوي 46.0، عدد مرات احتواء الصيغة الجزيئية على الصيغة الأولية NO_2 في المركب هي:

$$\frac{920}{460} = 2$$

فيكون الوزن الجزيئي $(\text{NO}_2)_2 = \text{N}_2\text{O}_4$ رابع أكسيد ثنائي النيتروجين، dinitrogen tetroxide، والصيغة N_2O_4 هي الإجابة الأفضل لأن الصيغة $(\text{NO}_2)_2$ تتضمن معرفة للتركيب الجزيئي (أي أنها تعني أن كل وحدتين من NO_2 متصلتان ببعضها بطريقة ما).

التفاعل الكيميائي: Chemical Reaction

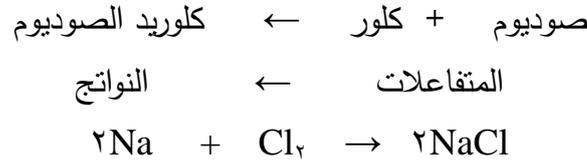
هو اتحاد العناصر مع بعضها أو المركبات مع بعضها أو العناصر مع المركبات لتكوين مركبات جديدة في جو خاص وظروف تختلف باختلاف المكونات والنواتج ويتلخص كل تفاعل في معادلة تسمى **المعادلة الكيميائية**. ويشتمل التفاعل الكيميائي على ما يلي:

١. تغير في ترتيب وتوزيع الذرات.
٢. كسر روابط وتكوين روابط جديدة.
٣. انتاج مواد جديدة تختلف في خواصها عن خواص المتفاعلات.
٤. انبعاث او امتصاص حرارة في معظم الحالات.
٥. مراعاة قانون حفظ الكتلة (مساواة كمية المتفاعلات بكمية النواتج).

المعادلة الكيميائية: Chemical equation

هي وصف موجز ودقيق لما يحدث في التفاعل الكيميائي. تتكون المعادلة الكيميائية من طرفين يفصل بينهما سهم أحد الطرفين يسمى المتفاعلات Reactants و الآخر يسمى النواتج Products وتعرف النواتج من اتجاه السهم حيث يشير رأس السهم إلى نواتج التفاعل.

مثال:



Balancing Chemical Equations

3-2-3: موازنة المعادلات الكيميائية

ذكرنا من قبل أن المعادلات الكيميائية هي وصف مختصر للتغيرات التي تحدث أثناء تفاعل كيميائي، طريقة لتصوير ما حدث قبل وبعد التفاعل، ومن أهم خواص المعادلة الكيميائية أنها تمكننا من تعيين العلاقات الكمية بين المواد المتفاعلة والمواد الناتجة من التفاعل، ولكي تساعدنا المعادلات على إجراء هذا النوع من الحساب الكيميائي يجب أن تكون متوازنة، أي تخضع لقانون حفظ الكتلة وذلك بأن يكون عدد الذرات من كل نوع متساو على جانبي السهم.

ولكي نخفف الخطأ إلى أدنى حد يجب أن تكون كتابة المعادلة المتوازنة عملية ذات خطوات:

1. تُكتب أولاً معادلة غير متوازنة بصيغ صحيحة لجميع المواد المتفاعلة والناتجة من التفاعل وفي هذه المرحلة لن تكون قادراً على كتابة صيغ المركبات، لذلك سوف نعطيها لك، وسناقش فيما بعد كيف تكتب الصيغ.

2. توازن المعادلة بضبط المعاملات التي تسبق الصيغ، ويلاحظ في هذه الخطوة أنه لا يمكن تغيير أي رقم مكتوب أسفل الرموز لأن ذلك يغير من طبيعة المواد، والواقع أنه لا يوجد أي مبرر إطلاقاً لكتابة معادلة غير متوازنة لأن وزن المعادلات ممكن دائماً بعد الذرات على جانبي المعادلة.

ويمكن وزن معظم المعادلات الكيميائية البسيطة بمجرد فحصها، وذلك بتعديل المعاملات حتى نحصل على أعداد متساوية بين كل عنصر من المواد المتفاعلة والمواد الناتجة من التفاعل.

فعلى سبيل المثال نتبع الخطوات التالية للحصول على معادلة متوازنة لتفاعل حامض الهيدروكلوريك (HCl) مع كربونات الصوديوم (Na_2CO_3) حيث ينتج كلوريد صوديوم (NaCl)، وثاني أكسيد الكربون (CO_2)، وماء:

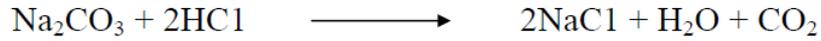
فالحصول على معادلة موزونة بطريقة صحيحة تتبع الخطوات التالية :
 ١. نكتب المعادلة غير الموزونة



٢. ندخل على المعادلة معاملات لوزنها، وهنا قد نحتاج إلى بعض التدريب حتى نستطيع أن نتعلم وزن المعادلة بسرعة، وبالرغم من أنه لا توجد مجموعة قواعد لتخبرك أين تبدأ إلا أنه من الأفضل أن تبحث عن أكثر الصيغ تعقيداً في المعادلة وتبدأ منها، وفي هذه الحالة نبدأ بمركب Na_2CO_3 . وحيث أنه يوجد ذرتان من الصوديوم في هذه الصيغة على اليسار يجب أن يوجد كذلك ذرتان من الصوديوم على اليمين، لذلك نضع 2 أمام صيغة NaCl ، وهذا يعطينا:



الآن يوجد لدينا ذرتان من Cl على الجانب الأيمن ولكن ذرة واحدة فقط على الجانب الأيسر، لذلك نضع 2 أمام HCl .

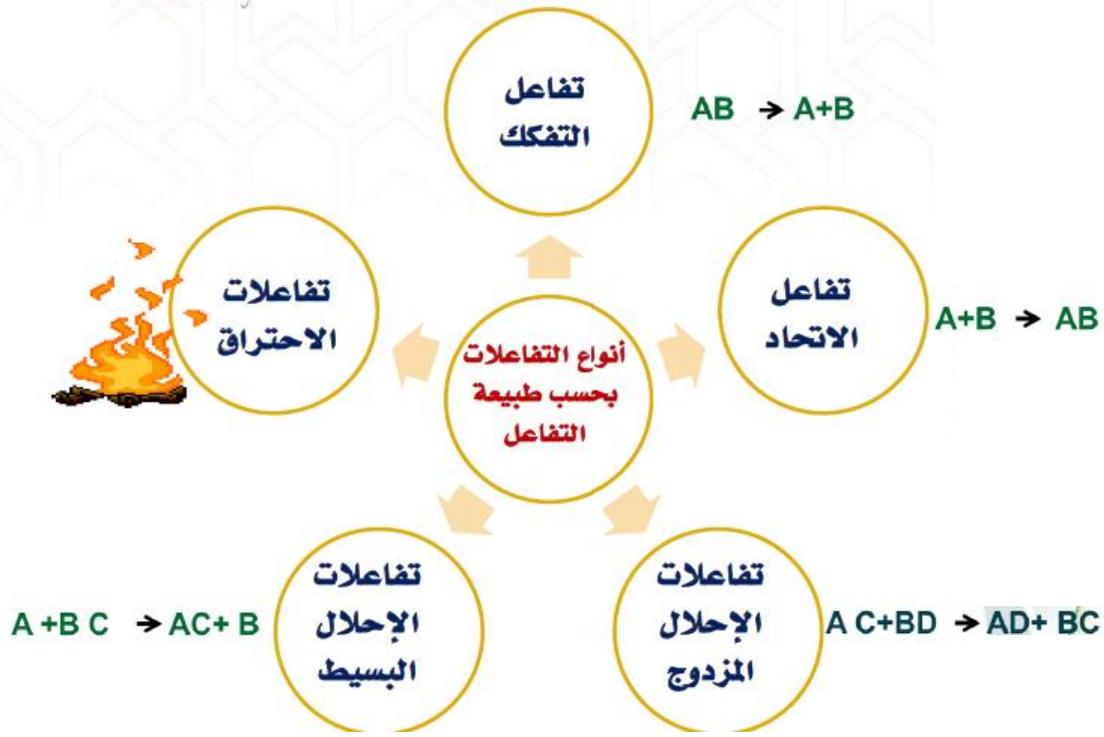


بالفحص السريع يتبين لنا أن المعادلة متوازنة.

المحاضرة الخامسة

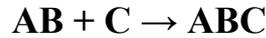
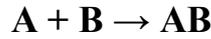
انواع التفاعلات الكيميائية:- Types of Reactions

تصنف التفاعلات الكيميائية بالاعتماد على طبيعة التفاعل الى خمسة انواع اساسية وهي كالآتي:



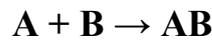
اولا: تفاعلات الاتحاد Combination Reactions

ويحدث فيها اتحاد لعنصرين لتكوين مركب او اتحاد مركبين لتكوين مركب جديد...
ويمكن تمثيلة بالمعادلات العامة:

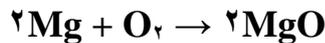


تنقسم تفاعلات الاتحاد إلى ثلاثة أنواع حسب المواد المتفاعلة:

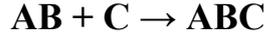
١- اتحاد عنصر مع عنصر:



مثل حرق شريط المغنسيوم في الهواء.



٢- اتحاد عنصر مع مركب:



مثل اتحاد أوكسيد النتريك مع أوكسجين الهواء.



٣- اتحاد مركب مع مركب:

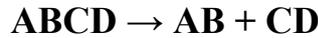
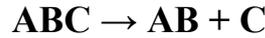
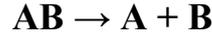


مثل ذوبان ثالث أوكسيد الكبريت في الماء.



ثانياً: تفاعلات التفكك (الانحلال) Decomposition Reactions

هي التفاعلات التي يتفكك فيها المركب الواحد إلى مواد أبسط منه وتعتبر عكس تفاعلات الاتحاد. ويمكن تمثيلة بالمعادلات العامة:

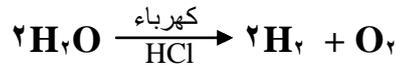


يحدث تفاعل التفكك بوجود احدى الوسائل الآتية:

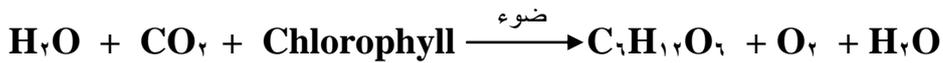
١- التفكك باستخدام طاقة حرارية كما في التفاعل الآتي:



٢- التفكك باستخدام طاقة كهربائية كما في التفاعل الآتي:

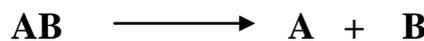


٣- التفكك باستخدام طاقة ضوئية كما في التفاعل الآتي:



تنقسم تفاعلات التفكك إلى:

أ- عنصر + عنصر \longrightarrow مركب



مثل انحلال أوكسيد الزئبق II .



ب - عنصر + مركب \longrightarrow مركب



مثل تفكك كلورات البوتاسيوم.



ثالثا: تفاعلات الاستبدال (الإحلال) الاحادي Single Displacement Reactions

يطلق عليها تفاعلات الاحلال البسيط ويحدث فيها احلال لعنصر واحد مكان عنصر اخر في مركب متفاعل لإنتاج مركب جديد وتعتمد عملية الاحلال على ان يكون العنصر الجديد اكثر نشاطا من العنصر المستبدل به.

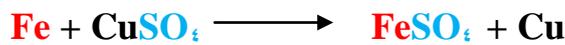
Li	ليثيوم	<p>نشطة جدا</p> <p>↑</p> <p>↓</p> <p>خاملة جدا</p>
K	بوتاسيوم	
Ba	باريوم	
Ca	كالمسيوم	
Na	صوديوم	
Mg	مغنيسيوم	
Al	ألومنيوم	
C	كربون	
Zn	خارصين	
Fe	حديد	
Ni	نيكل	
Sn	قصدير	
Pb	رصاص	
H	هيدروجين	
Cu	نحاس	
Hg	زئبق	
Ag	فضة	
Au	ذهب	
Pt	بلاتين	

تستخدم سلسلة نشاطية العناصر لتحديد العنصر الذي يستطيع ان يحل محل غيره في التفاعلات الكيميائية.

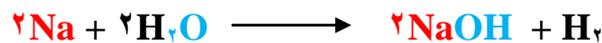
F فلور
Cl كلور
Br بروم
I يود

انواع تفاعلات الاستبدال الاحادي:

١- استبدال فلز بفلز اكثر نشاطا..



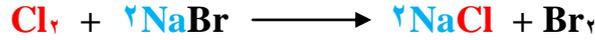
٢- استبدال هيدروجين الماء بفلز اكثر نشاطا..



٣- استبدال هيدروجين الحامض بفلز اكثر نشاطا..



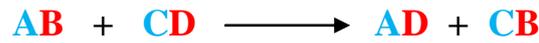
٤- استبدال لافلز بلافلز اكثر نشاطا..



لا يحدث تفاعل لان الخارصين (Zn) انشط من النحاس (Cu) في سلسلة النشاطية

رابعاً: تفاعلات الاستبدال (الإحلال) المزدوج Double Displacement Reactions

يحدث فيها استبدال لعنصرين او اكثر (في المواد المتفاعلة) بحيث يأخذ كل عنصر مكان العنصر الاخر ليكونا مركبين مختلفين عن المواد المتفاعلة.



انواع تفاعلات الاستبدال المزدوج:

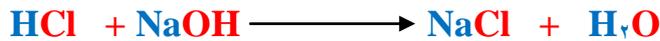
١- تكوين راسب (تفاعلات الترسيب)



٢- تكوين غاز



٣- تكوين الماء (تفاعلات التعادل)

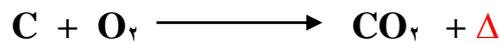


خامساً: تفاعلات الاحتراق Combustion Reactions

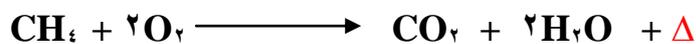
يحدث فيها تفاعل مادة مع الاوكسجين وينتج عنها طاقة في صورة ضوء وحرارة.

امثلة تفاعلات الاحتراق:

من الامثلة على تفاعلات الاحتراق تفاعل الاوكسجين والكاربون ويصنف تفاعل تكوين ايضاً.



بعض تفاعلات الاحتراق تفاعلات تكوين ايضاً الا انه ليس كل تفاعلات الاحتراق تفاعلات تكوين.



المحاضرة السادسة

الحوامض والقواعد والاملاح:-

من صور وجود الحوامض في حياتنا:

- يفرز النمل حامض الميثانويك (الفورميك) للدفاع عن نفسه.
- حوامض تذوب في ماء المطر وتتلف الأبنية.
- إضافة نكهات لبعض المشروبات والأطعمة (الحمضيات).
- حامض في المعدة يهضم الطعام.

من صور وجود القواعد في حياتنا:

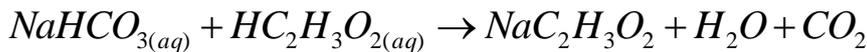
- الصابون و أقراص مضادات الحموضة.

الخواص العامة للحوامض:-

- 1- طعمها حامض (لاذع).
- 2- تتفاعل مع القواعد وتكون ملح وماء.
- 3- محلولها المائي يغير لون ورق pH الى اللون الاحمر.
- 4- تعطي الهيدروجين في الماء.
- 5- تحرر الهيدروجين اذا ما عومل محلولها بعنصر معدني كعناصر المجموعة الاولى في الجدول الدوري (K, Na, Rb, CS) والتي تسمى العناصر القلوية.
- 6- منها السائل كحامض الكبريتيك H_2SO_4 والنتريك HNO_3 ومنها الصلب كحامض البنزويك C_6H_5COOH ومنها الغاز كحامض الهيدروكلوريك HCl والهيدروبروميك HBr .
- 7- محاليلها توصل التيار الكهربائي.
- 8- الحوامض تتفاعل مع المغنيسيوم (Mg) أو الخارصين (Zn) ويتصاعد الهيدروجين:

$$2HCl + Zn \longrightarrow ZnCl_2 + H_2$$

$$2HCl + Mg \longrightarrow MgCl_2 + H_2$$
- 9- الحوامض تتفاعل مع الكربونات أو الكربونات الهيدروجينية للفلز ويتصاعد ثاني أكسيد الكربون كما في المعادلة ادناه:



** يستخدم الجيولوجيون حامض الهيدروكلوريك للتعرف على الصخر الجيري حيث تتكون فقاعات

من CO_2

الخواص العامة للقواعد:-

- ١- طعمها مر.
- ٢- تتفاعل مع الحوامض وتكون ملح وماء.
- ٣- محلولها المائي يغير لون ورق pH الى اللون الازرق.
- ٤- تعطي الهيدروكسيد في الماء.
- ٥- ملمسها دهني (صابوني).
- ٦- محاليلها توصل التيار الكهربائي.
- ٧- القواعد لا تتفاعل مع الخارصين.

أيونات الهيدرونيوم والهيدروكسيد:-

جميع المحاليل المائية تحتوي على H^+ و OH^-

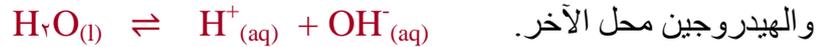
في المحلول الحامضي $[H^+] > [OH^-]$

في المحلول القاعدي $[H^+] < [OH^-]$

في المحلول المتعادل $[H^+] = [OH^-]$



أيون الهيدرونيوم H_3O^+ هو جزيء ماء مرتبط بأيون هيدروجين ويحل كل من أيون الهيدرونيوم



والهيدروجين محل الآخر. عند اذابة حامض في الماء يحدث الاتزان الآتي:



ويعتبر موضع الاتزان مؤشرا لقوة الحامض فبالنسبة لحامض قوي مثل HCl نجد ان التفاعل يسري عمليا حتى النهاية كما في المعادلة ادناه:



اما بالنسبة لحامض ضعيف مثل حامض الخليك CH_3COOH فان الاتجاه الغالب للاتزان يكون في ناحية المواد المتفاعلة كما في المعادلة ادناه:



والحامض الاقوى هو الذي ينتج كمية اكبر من ايون الهيدروجين اي هو الحامض الذي يتأين بدرجة اكبر وثابت التأين للحامض يرمز له بالرمز Ka ويمكن التعبير بدلالة اخرى عن قوة الحامض وهي pKa ($pKa = -\log Ka$) وكلما كانت pKa موجبة اكثر كلما صغرت قيمة Ka وكلما كان الحامض اضعف والعكس صحيح ويقال نفس الكلام تماما عن القواعد.

نظريات الحوامض والقواعد:-

هناك ثلاث نظريات لتعريف الحوامض والقواعد وهي:

١- نظرية ارينبيوس:

الحامض بانه المركب الذي يتفكك في الماء وينتج ايونات الهيدروجين (H^+).

القاعدة بانها المركب الذي يتفكك في الماء وتنتج ايونات الهيدروكسيد (OH^-).



عيوب نظرية ارينبيوس:-

فشلت نظرية ارينبيوس في تقديم الاجابة للعديد من التساؤلات ومن اهمها:

١. هذه النظرية محدودة فقط بالمحاليل المائية اما في حالة المحاليل غير المائية فإنها لا تقدم اي تفسيرات.

٢. لم تفسر القواعد التي لا تحتوي على هيدروكسيد مثال NH_3 و Na_2CO_3 لا تحتوي على مجموعة OH^- ولا تنتجها عند ذوبانها في الماء ولكنها عند ذوبانها في الماء تكون محاليل قاعدية.

٢- نظرية لوري- برونشتد:

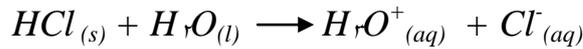
الحامض هو المادة التي تعطي البروتون (H^+) في المحلول.

القاعدة هي المادة التي تكتسب البروتون (H^+) في المحلول.

وبالتالي فإن تفاعل التعادل بين حامض وقاعدة ماهو الا انتقال للبروتون من الحامض واكتسابه بواسطة القاعدة وطبقا لنظرية ارينبيوس يهمل اي احتمال لمشاركة المذيب في عملية التفكك

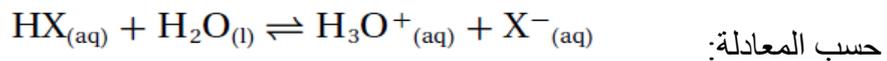


وحسب نظرية لوري- برونشتد فانه يمكن وصف التفاعل طبقا للمعادلة الاتية:

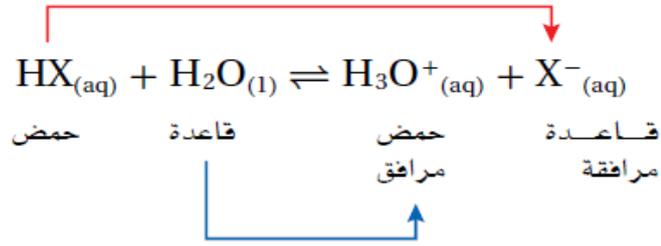


وبعبارة اخرى فان المحلول المائي لكلوريد الهيدروجين يعتبر حامضا قويا لان الماء يكتسب البروتون الذي يمنحه HCl بسهولة ليكون ايون الهيدرونيوم H_3O^+ وفي مذيبات اخرى لا يكون انتقال البروتون بهذه السهولة وفي هذه المذيبات يعتبر محلول HCl حامضا ضعيفا.

لو أن حامضاً له الصيغة HX فإنه يذوب في الماء و يمنح البروتون H^+



H_2O قاعدة في هذه المعادلة لأنه اكتسب H^+ فأصبح حامضاً مرافقاً (مقترن)
 في هذه المعادلة حامض لأنه منح H^+ فأصبح قاعدة مرافقة (مقترنة)



والفرق الرئيسي بين نظرية ارينيوس ولوري- برونشند هو تعريف القاعد فلقد تمكنت نظرية لوري- برونشند من ان تعطي تفسيراً لقاعدية مركبات كثيرة لا تحتوي على مجموعة OH^-



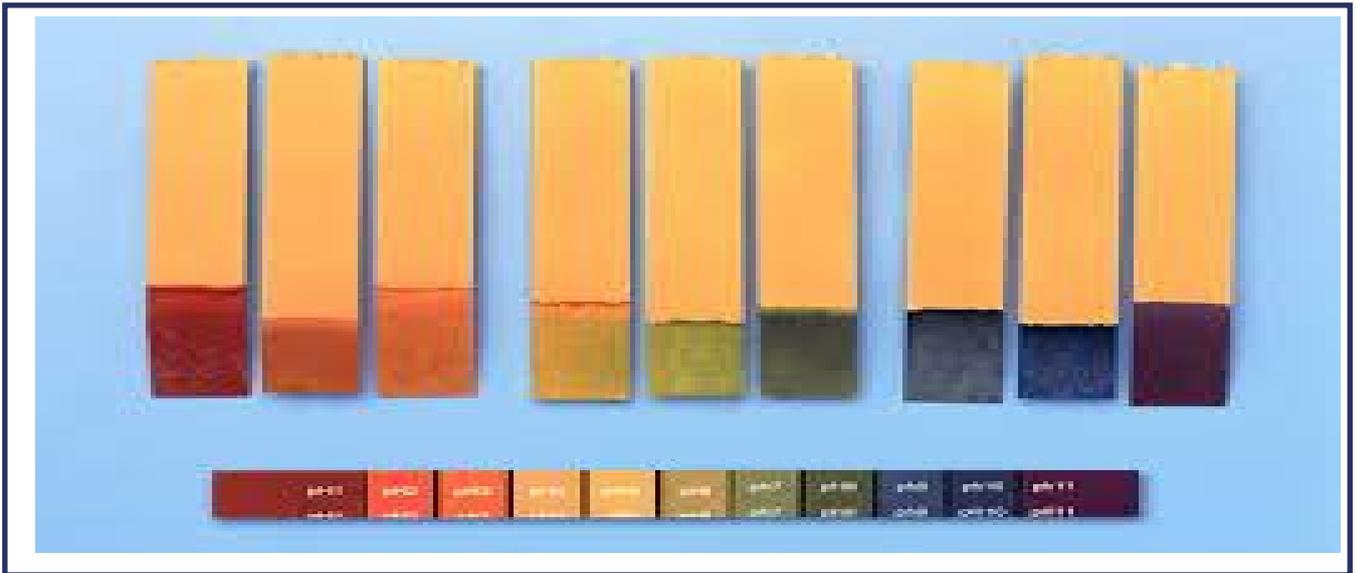
ملاحظة //

- الحامض القوي تكون له قاعدة مقترنة ضعيفة والحامض الضعيف تكون قاعدته المقترنة قوية.
- القاعدة القوية لها حامض مقترن ضعيف والقاعدة الضعيفة لها حامض مقترن قوي.

ملاحظة //

القاعدة المقترنة = الحامض - H^+

الحامض المقترن = القاعدة + H^+

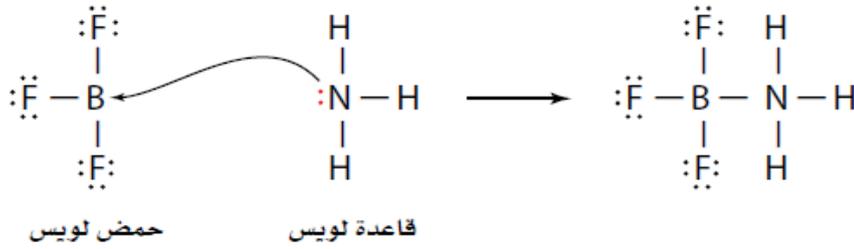


٣- نظرية لويس:

لقد عالج العالم لويس موضوع الحامض والقاعدة بطريقة تختلف تماما عن تلك التي اتبعها ارينوس او لوري- برونشتد فهو اعطى تعريفات جديدة اعتمادا على المشاركة بزواج من الالكترونات الحرة بدلا من البروتون.

الحامض هو المادة التي يمكن ان تستقبل زوجا من الالكترونات من اي قاعدة وتكون معها رابطة (تساهمية- تناسقية).

القاعدة هي الجزيئات او الايونات او الشقوق (الجنور) التي لها القدرة على منح زوجا من الالكترونات الحرة لتكوين رابطة (تساهمية- تناسقية) مع جزيئات اخرى تسمى حامض لويس. يمكن ان يتفاعل غاز الامونيا مع ثلاثي فلوريد البورون طبقا لنظرية لويس على النحو الاتي:



الاملاح:-

يعرف الملح بانه مركب كيميائي مشتق من الحامض باستبدال ايون الهيدروجين بأيون موجب لفلز او جذر امونيوم. فعندما يتم استبدال ايون الهيدروجين في حامض الكبريتيك بفلز النحاس يتكون ملح كبريتات النحاس CuSO_4 ، وعندما يستبدل الهيدروجين بجذر امونيوم يتكون ملح كبريتات الامونيوم $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$. وللأملاح العديد من الاستعمالات في حياتنا اليومية واكثرها شيوعا هو ملح كلوريد الصوديوم NaCl الذي يستعمل كملح للطعام وملح بيكاربونات الصوديوم NaHCO_3 الذي يستعمل في صناعة المعجنات.

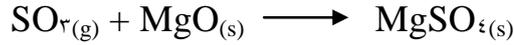
طرق تحضير الأملاح :-

يمكن تحضير الأملاح بالطرق التالية :

1. تفاعل فلز مع لافلز
 $\text{Mg} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{MgCl}_2$
2. تفاعل حامض مع قاعدة
 $\text{Ca}(\text{OH})_2 + 2\text{HCl} \rightarrow \text{CaCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
3. إذلال فلز محل هيدروجين حامض
 $\text{Mg} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MgSO}_4 + \text{H}_2 \uparrow$
4. تبادل الجنور
 $\text{NaCl} + \text{AgNO}_3 \rightarrow \text{NaNO}_3 + \text{AgCl} \downarrow$

الاسئلة المرشحة:-

- س^١ / قارن بين الحوامض والقواعد كيميائيا مرة وفيزيائيا مرة اخرى.
- س^٢ / لماذا يستخدم الجيولوجيون حامض الهيدروكلوريك للتعرف على الصخر الجيري؟
- س^٣ / لماذا محاليل الحوامض والقواعد تكون موصلة للتيار الكهربائي؟
- س^٤ / قارن بين النظريات الثلاث لتعريف الحامض والقاعدة.
- س^٥ / الى اي من النظريات الثلاث في تعريف الحوامض والقواعد يعود التفاعل ادناه مبينا الحامض والقاعدة ذكرا السبب:



- س^٦ / ماهي استعمالات كلا من ملح كاربونات الصوديوم وملح بيكاربونات الصوديوم؟
- س^٧ / اذكر اثنتان من طرق تحضير الاملاح مع كتابة المعادلات الكيميائية الموزونة.

H.W

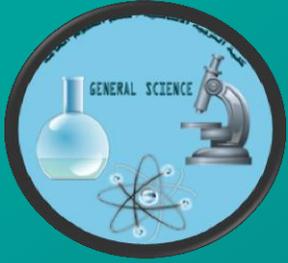
س/ ما المقصود بالأمطار الحامضية؟ ولماذا سميت بهذا الاسم؟

كلية التربية الاساسية/ قسم العلوم

المرحلة الاولى

كيمياء عامة

المحاضرة السابعة



م.م أمينة نعيم صيوان

المحاضرة السابعة

اهداف المحاضرة:

التعرف على أنواع المحاليل

التعرف على أسس تصنيف المحاليل

التعرف على طرق التعبير عن التركيز

كيفية حل المسائل المتعلقة بحساب التركيز

يعرف **المحلول** بأنه عبارة عن خليط متجانس من مادتين أو أكثر لا يحدث بينهما تفاعل كيميائي , وهو عبارة عن نظام ذي طور أو صنف واحد لذوبانية مادة في أخرى لتكوين محلول متجانس يعتمد على طبيعة المواد المتضمنة في عملية الذوبان، وتتأثر الذوبانية بالتغيرات في درجة الحرارة وبطبيعة المواد المكونة للمحلول والضغط , بالرغم من أن المؤثر الأخير ذو أهمية بالنسبة للغازات فقط.

المادة الموجودة بوفرة في المحلول تسمى المذيب **solvent** بينما الموجودة بنسبة أقل تسمى المذاب **solute** ومع ذلك فإنه بالنسبة لمحلول صلب في سائل يشار دائما للسائل بأنه المذيب علما بأن هنالك حالات أخرى شاذة يكون فيها الصلب موجودا بكمية أكبر.

ويمكن أن يعرف **التركيز** بأنه الكمية النسبية للمذيب والمذاب في المحلول.

كما يمكن أن يعرف بأنه نسبة مقدار معين من المادة إلى حجم محدد. كما في القانون التالي

$$\text{التركيز} = \frac{\text{الكمية}}{\text{الحجم}}$$

تصنيف المحاليل -Classification of solutions

تصنف المحاليل اعتماداً على عدة أسس منها:

1-تصنيف المحاليل بناءً على طبيعة المذيب والمذاب:

في أي محلول ثنائي يمكن أن يكون كلاً من المذاب والمذيب غاز, سائل أو صلب وبالتالي يمكن أن يكون هنالك تسعة أنواع من المحاليل حيث يتم تصنيف أنواع المحاليل بحسب الحالة الطبيعية للمادة كما في الجدول أدناه

نوع المحلول	المذاب	المذيب	أمثلة
غاز	غاز	غاز	O_2 , CO_2 في الهواء
	سائل	غاز	بخار الماء في الهواء
	صلب	غاز	تسامي مادة صلبة في غاز (اليود في N_2)
سائل	غاز	سائل	O_2 في الماء
	سائل	سائل	الكحول الإيثيلي في الماء
	صلب	سائل	سكر في الماء
صلب	غاز	صلب	غاز الهيدروجين في البالاديوم
	سائل	صلب	سائل البنزين في اليود الصلب
	صلب	صلب	السيانك (النحاس في الذهب)

- تصنيف المحاليل بناءً على حجم دقائق المادة المذابة:

عند وضع كمية من السكر في قليل من الماء ورج المخلوط فإن السكر يذوب ولا يمكن فصله بالترشيح ولا بترك المحلول ساكناً تحت تأثير الجاذبية الأرضية وعليه يكون حجم الدقائق (الجزئيات أو الأيونات) متناهية في الصغر ولا يمكن فصلها ولا رؤيتها بالعين المجردة أو الميكروسكوب. يسمى مثل هذا النوع من

المحاليل بالمحاليل الحقيقية (True Solutions)

أما إذا وضع مسحوق الطباشير في كمية من الماء ورج المخلوط فإننا نحصل على معلق من الطباشير في الماء يمكن رؤية دقائقه إما بالعين المجردة أو الميكروسكوب إذا ترك المخلوط ساكناً فإن دقائق الجسم الصلب المعلقة تتجمع بمرور الوقت في قاع الإناء تحت تأثير الجاذبية الأرضية وعليه يكون هذا المحلول مختلفاً من الحالة الأولى ويسمى هذا النوع من المحاليل بالعوالق أو المعلقات **المحاليل المعلقة**

(suspensions)

بين هاتين الحالتين (محاليل حقيقية ومعلقات) توجد حالة ثالثة تسمى **بالحالة الغروية** يكون حجم الجزيئات)

(الدقائق) فيها وسطاً ويتراوح نصف قطر هذه الدقائق في أغلب المحاليل الغروية بين

10^{-10} - 10^{-1000} A° وعليه يكون المحلول الحقيقي له دقائق نصف قطرها أصغر من 10^{-10} A° والمعلقات نصف

قطرها أكبر من 10^{-1000} A°

فيديو لتوضيح أنواع المحاليل - حقيقية - عالقة - غروية



تصنف المحاليل من حيث درجة توصيلها للتيار الكهربائي إلى نوعين:

a-المحاليل الإلكتروليتية Electrolyte solutions

تتكون من مادة مذابة لها المقدرة على التأين في المذيب وبذلك تكون لها القدرة على توصيل التيار الكهربائي وتختلف درجة التأين من مادة لها القدرة على التأين الكلي أو بنسبة عالية وفي هذه الحالة تسمى إلكتروليت قوي strong electrolytes مثل محاليل الأحماض والقواعد والأملاح في الماء، ومادة تتأين جزئياً وتسمى إلكتروليت ضعيف weak electrolytes.

من أمثلة الحوامض القوية حامض البيركلوريك HClO_4 ، حامض النتريك HNO_3 وحامض الهيدروكلوريك HCl

من أمثلة القواعد القوية هيدروكسيد الصوديوم NaOH وهيدروكسيد الكالسيوم Ca(OH)_2 وهيدروكسيد البوتاسيوم KOH ومن أمثلة الأملاح التي تتأين بنسبة عالية:

- أملاح تتكون من أحماض قوية وقواعد قوية مثل كلوريد الصوديوم NaCl
- أملاح تتكون من حامض قوي وقاعدة ضعيفة مثل كلوريد الأمونيوم NH_4Cl
- أملاح تتكون من حامض ضعيف وقاعدة قوية مثل خلات الصوديوم CH_3COONa
- أملاح تتكون من حامض ضعيف وقاعدة ضعيفة مثل كربونات الأمونيوم $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$

أما اللاإلكتروليتات الضعيفة فهي التي تتأين جزئياً في محاليلها، وتكون ضعيفة التوصيل للتيار الكهربائي مثل الأحماض (مثل حامض الخليك) والقواعد الضعيفة (مثل هيدروكسيد الأمونيوم) وعمامة يتم التمييز بين الإلكتروليت القوي والضعيف بوضع سهم ذي اتجاه واحد للإلكتروليت القوي دلالة على التأين التام ووضع سهمين متعاكسين دلالة على عدم التأين الكامل أو الوصول إلى مرحلة الاتزان بين الجزيء المتأين وأيوناته في محاليلها المائية.

- المحاليل غير الالكتروليتية Non - electrolytes solutions

هي تلك المحاليل التي تتكون من مادة مذابة لا تتفكك إلى أيونات في محاليلها، مثل محلول السكر في الماء ومحلول النشأ في الماء.

٤- تصنيف المحاليل بناءً على نسبة المادة المذابة للمذيب:

إذا كان المحلول لا يمكنه أن يُذيب زيادة من المادة المذابة عند نفس درجة الحرارة فيطلق عليه **المحلول المشبع (Saturated Solution)** أما إذا كان المحلول يمكنه أن يُذيب زيادة من المادة المذابة فيطلق عليه **المحلول غير المشبع (Unsaturated Solution)** أيضاً يمكن الحصول على **محاليل فوق المشبعة (Super saturated)** إذا كانت تحتوي على زيادة من المذاب أكثر مما يمكن إذابته عند درجة حرارة معينة في ظروف معينة.

طرق التعبير عن تركيز المحلول:

لكي نوضح فكرة المحلول والذوبانية يجب أن نحدد كمية كل من المادة المذابة **solute** والمذيب **solvent** الموجودين بالمحلول، وهناك طرق عديدة للتعبير عن تلك التركيز منها:

اولاً: المولارية (M) Molarity

وهي وحدة التركيز الأكثر شيوعاً وتستخدم بكثرة في التحليل الحجمي وتُعرف بأنها عدد مولات المادة المذابة في كمية من المذيب لتكوين لترٍ أو مليلتر من المحلول ويمكن توضيحها كالآتي:

$$\text{المولارية} = \frac{\text{عدد مولات المادة المذابة}}{\text{حجم المحلول باللتر}}$$

وحدة المولارية هي مول / لتر

فعدد حساب مولارية أي محلول يجب معرفة شيئين أساسيين هما الوزن الجزيئي للمادة المذابة، ووزن المادة المذابة بالغرام وحجم المذيب بالمليتر.

أما في حالة كون مولارية المحلول معلومة ووزن المادة المذابة مجهول والمطلوب تحضير هذا المحلول يجب معرفة مولارية المحلول، الوزن الجزيئي للمادة المذابة وحجم المذيب بالمليتر.

وعندها يمكن تطبيق القانون التالي:

$$\text{المولارية} = \frac{\text{وزن المادة المذابة}}{\text{الوزن الجزيئي للمادة المذابة}} \times \frac{1000}{\text{حجم المذيب بالمل}}$$

لنحصل منه على وزن المادة المذابة اللازمة لتحضير هذا المحلول.

مثال (1) :

احسب مولارية محلول يتكون من إذابة 20 جرام هيدروكسيد الصوديوم في 500 سم³ من الماء؟

$$\text{الحل :} \quad \text{عدد مولات } NaOH = \frac{\text{الوزن}}{\text{الوزن الجزيئي}} = \frac{20}{40} = 0.5 \text{ مول}$$

$$\text{حجم المذيب باللتر} = \frac{500}{1000} = 0.5 \text{ لتر}$$

$$\text{المولارية} = \frac{\text{عدد مولات المادة المذابة}}{\text{الحجم باللتر}} = \frac{0.5}{0.5} = 1.0 \text{ مول / لتر}$$

اما اذا كان لدينا مادة سائلة او محلول فيجب أن تتوفر لدينا المعلومات التالية:

1- حجم المحلول الاخير (الثاني) بالمل او باللتر.

2- مولارية المحلول الثاني.

3- مولارية المحلول الاول (المركز).

4- من المعلومات اعلاه يمكن حساب حجم المحلول الاول (اي حجم المحلول

الذي سوف يؤخذ من

المحلول المركز بالمل) وذلك من القانون التالي(قانون التخفيف):

$$M_1 \times V_1 = M_2 \times V_2$$

حيث :

M_1 : تركيز المحلول الابتدائي (قبل التخفيف)

M_2 : تركيز المحلول النهائي (بعد التخفيف - بعد إضافة مزيد من المذيب)

V_1 : حجم المحلول الابتدائي (قبل التخفيف - قبل إضافة المذيب)

V_2 : حجم المحلول النهائي (بعد التخفيف - بعد إضافة المذيب)

ملاحظة:

عندما نستخدم هذا القانون يجب أن تكون وحدات القياس موحدة لكل من الحجم والتركيز(الوزن) وإذا كانت غير موحدة فيجب توحيدها ويتم ذلك بالضرب أو بالقسمة.

مثال (١) : حضر ١٠٠ مل من ١ مولاري محلول Hydrochloric acid من محلول Hydrochloric acid ١٢,١ مولاري؟

الحل : نطبق القانون $M1 \times V1 = M2 \times V2$ والتعويض نحصل على:

$$(12.1 \text{ M}) \times (V1) = (1\text{M}) \times (100 \text{ ml})$$

وباختصار ال M من طرفي المعادلة نحصل على :

$$V1 = \frac{100}{12,1} = 8.26 \text{ ml from concentrated HCL}$$

إذن نأخذ ٨,٢٦ مل من محلول HCL المركز ونضعه في ورق زجاجي ثم نضيف إليه حوالي ٥٠ مل من الماء المقطر ونرجه بشكل جيد ثم نكمل الحجم إلى ١٠٠ مل .

ثانيا: العيارية او النورمالية (N) Normality:

وهي عبارة عن عدد الجرامات المكافئة من المادة المذابة في لتر من المحلول.

$$\text{النورمالية} = \frac{\text{عدد المكافئات الغرامية للمذاب}}{\text{حجم المحلول باللتر}}$$

$$\text{عدد المكافئات الغرامية} = \frac{\text{وزن المذاب بالغرام}}{\text{الوزن المكافئ للمذاب}}$$

$$\text{النورمالية} = \frac{\text{وزن المادة المذابة}}{\text{الوزن المكافئ للمادة المذابة}} \times \frac{1000}{\text{الحجم (بالمل)}}$$

فمثلا عند اذابة 49 غم من حامض الكبريتيك في لتر من الماء يتكون محلول مولارته 0.5 M ولكن نورماليته 1 N وذلك لان الوزن 49 غم يمثل نصف الوزن الجزيئي وتكون المولارية:

$$0.5 M = \frac{0.5}{1} = \frac{49/98}{1} = \text{المولارية}$$

أما الوزن المكافئ لحمض الكبريتيك $= \frac{98}{2} = 49$ جرام

$$1.0 N = \frac{1}{1} = \frac{49/49}{1} = \text{النورمالية}$$

وعليه تكون العلاقة بين النورمالية والمولارية كالآتي:

النورمالية = المولارية × عدد ذرات الهيدروجين الحامضية في الحامض

= المولارية × عدد ذرات الهيدروكسيد القاعدية في القاعدة

Quiz

Click the **Quiz** button to edit this object

تكون نصف دقائق المحلول الغروي اصغر من 100 انكستروم.

True

False



Thank you

