بِسْمِ اللَّهِ الرَّحْمَٰنِ الرَّحِيمِ

جامعة المثنى المرحلة الاولى
كلية التربية الاساسية الفصل الدراسي الاول
قسم العلوم الدراسة الصباحية والمسائية

العام الدراسي ٢٠٢٥-٢٠٢٦

مدرس المادة م.م زينة عبد الحسين جواد

اهداف المقرر

- تعريف الطلبة بالمفاهيم الاساسية في الكيمياء العامة
- دراسة البنية الذرية للمادة ،وحالة المادة ،الترابط الكيميائي وانواعه ،
- مفهوم المول- الوزن الجزيئي والمكافى ، الصيغ الاولية والجزيئية ، المعادلات الكيميائية
- انواع المحاليل
- مقدمة عن طرق التعبير عن التركيز
- تعريف الاحماض والقواعد.

مفردات المادة

- مفاهيم اساسية
- مفهوم المادة
- خصائص المادة
- انواع المواد
- بناء المادة
- التاصر الكيميائي
- انواع الاواصر
- التفاعل الكيميائي
- تكافؤ العنصر وعدد التاكسد
- الصيغة الكيميائية
- المعادلة الكيميائية
- الحوامض والقواعد والاملاح
- المحاليل
- التحليل الكيميائي
- مقدمة عن طرق التعبير عن التركيز

المصادر

- اسس الكيمياء التحليلية د. مؤيد قاسم العباجي و د.ثابت سعيد / جامعة الموصل .
- كتاب الكيمياء العامة
- Basic inorganic Chemistry, F.A. Cotton, G. Wilkinson and P.L.Gaus,3rd edition, John Wiley an Sons,Inc.New York,1995.
- Textbook :, Concepts & Models of Inorganic Chemistry , 2nd edition, Wiley ,New 2009.
- استخدام مواقع علمية خاصة للبحث عن التجارب التي تقوي فهم الطالب للمادة النظرية .

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 فبدت الكيمياء القديمة وكأنها ضرب من ضروب السحر والشعوذة لأكثر من ألفي عام حتى اتضح أن الظواهر الكيماوية 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 الكيميائية. كما أن معظم الصناعات الحديثة تعتمد على علم الكيمياء والمواد الكيميائية وما من شك في أهمية الكيمياء في حياتنا فكل إنتاج لمواد كيميائية جديدة قد يجعل الحياة أكثر أمنا و أكثر يسرا.

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

دراسة المادة: Study of matter

المادة: matter

المادة هي أي شيء يشغل حيز من الفراغ وله كتلة.

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

الوزن هو ما يعرف 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 solids	السائلة liquids	الغازية gases
١. شكلها ثابت ٢. حجمها ثابت ٣. غير قابلة للضغط.	١. تأخذ شكل الإناء الذي توضع فيه ٢. لها حجم ثابت. ٣. تضغط ولكن بصعوبة.	١. ليس لها شكل ٢. حجمها غير ثابت. ٣. تضغط بسهولة.

ويمكن للمادة أن تغير حالتها من الصلابة إلى السيولة وهو ما يعرف بالذوبان melting 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 اقسام 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:

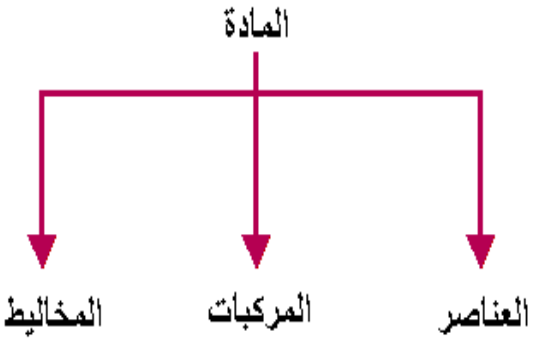
(physical properties & physical change)

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 115 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 الأكسجين بنسبة وزنية (4:3) يتكون احادي أوكسيد الكربون CO أما إذا كان الاتحاد بنسبة (8:3) فيتكون مركب آخر يسمى ثنائي أوكسيد الكربون CO_2.

وزن الكربون = 12 ، ووزن الأكسجين = 16

CO_2	CO
12 : 32	12 :16
3 : 8	3 : 4

الخليط: Mixture

مادة مكونة من اثنين أو أكثر من المركبات أو العناصر توجد بعضها مع بعض بأي نسبة دون أن تتحد كيميائياً، ويحتفظ 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.

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

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 رمز الكالسيوم Ca ، النحاس Cu، والكلور Cl ويشترط في حالة الدلالة على العنصر بحرفين أن يكتب الحرف الأول كبيراً، الحرف الثاني صغيرا، ويشتمل 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

اسئلة الواجب اليومي والاسبوعي للمحاضرة الاولى
س١/ ما المقصود بعملية التجميد ؟
س٢/ وضح الفرق بين المواد الصلبة والغازية؟
س٣/ اعطي تفسير علمي لخصائص المادة ؟

المحاضرة الثانية

النماذج الذرية:- Atomic models

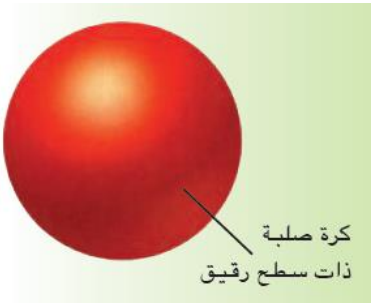
وضع العلماء عدة نماذج لتركيب الذرة ... وسوف نتناول بعضا منها ...

نظرية دالتون:- Dalton's Theory

١- تتكون المادة من جسيمات دقيقة غير قابلة للتجزئة وتسمى ذرات.

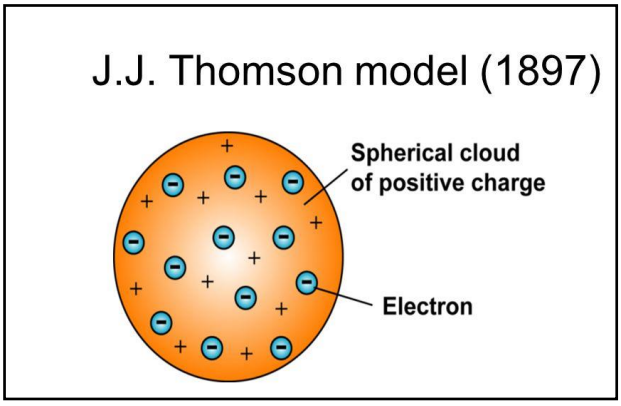
٢- ذرات العنصر الواحد تتماثل في جميع الصفات ولكنها تختلف عن ذرات العناصر الاخرى.

٣- يمكن لذرات العناصر المختلفة ان تتحد كيميائيا مع بعضها بنسب عددية بسيطة مكونة المركبات.



نظرية ثومسون:- Thomson's theory

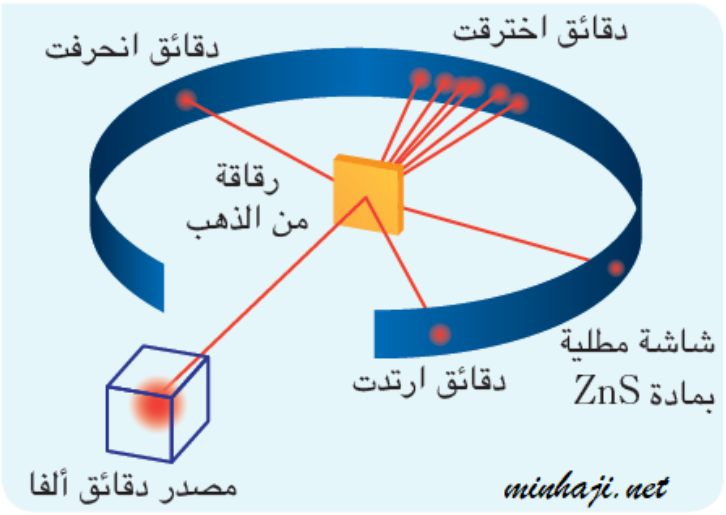
ان الذرة مكونة من كرة من الشحنات الموجبة وتحتوي على عدد من الالكترونات التي تكفي لتحقيق التعادل الكهربائي.



نموذج رذرفورد:- Rutherford's model

قام بتوجيه شعاع من جسيمات ألفا الناتجة عن مصدر مشع (الراديوم) إلى صفيحة رقيقة من الذهب سمكها 0.0004 سم ، محاطة بغلاف مغطى بطبقة من كبرتيد الخارصين الذي يعطي وميضا عند مكان اصطدام جسيمات ألفا به...

توقع نفاذ الأشعة ..... ولكنه وجد .....



خرج رذرفورد من مشاهداته بالاستنتاجات 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.

بناءً 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.

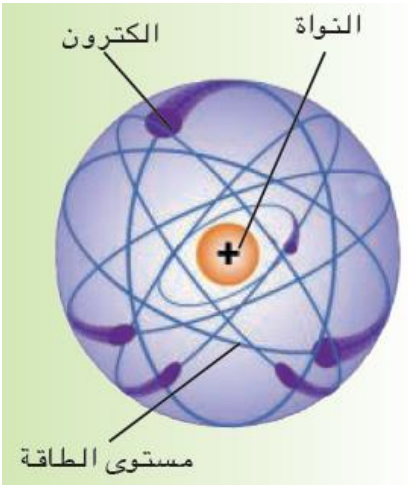
- تحاط النواة بعدد من الإلكترونات مساوية بالشحنة لشحنة النواة الموجبة (الذرة متعادلة كهربائيا).
- تدور الإلكترونات بسرعة كبيرة كما تدور الكواكب حول الشمس وسمي بالنموذج الكوكبي.

الاعتراضات على تصور رذرفورد:

١. أن الإلكترونات المشحونة تفقد جزءاً من طاقتها تدريجيا أثناء دورانها ونتيجة لذلك تقترب من النواة ثم تنجذب إليها لاختلاف الشحنات وتنهار الذرة. وهذا بالطبع لا يحدث في الطبيعة.
٢. كذلك لا يوجد شبه بين الإلكترونات والكواكب.

نموذج العالم نيلزبور:- Niels Bohr's model

أختار نموذجه لذرة الهيدروجين وذلك للتغلب على الاعتراضات التي واجهت افتراض رذرفورد.



نظرية بور وتفسير نموذج ذرة الهيدروجين:-

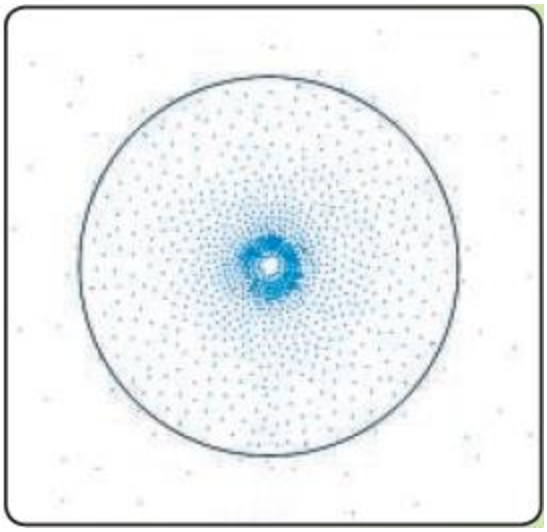
- هناك مستويات طاقة معينة و محددة تشغلها الإلكترونات.
- ان الالكترونات لا تشع طاقة ولا تمتصها مادامت تدور في المستوى الموجودة فيه ولا تغيره.
- كل مستوى طاقة له رقم يميزه يسمى بعدد الكم الرئيسي (n) ولكل مدار مستوى طاقة ثابت.
- تزداد طاقة المستوى بزيادة البعد عن النواة أي بزيادة قيمة n.
- إذا اكتسب الإلكترون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

الاعتراضات على نظرية بور:-

- النظرية تفسر تركيب ذرة الهيدروجين وهي أبسط نظام إلكتروني.
- فشلت النظرية بتفسير بعض الظواهر الطبيعية للعناصر وكذلك 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 الوقت نفسه، وللإلكترونات خواص موجية بالإضافة إلى خواصها الجسيمية.



بناء المادة:-

تتكون **المادة** من وحدات اصغر تسمى الذرة.

تعرف **الذرة** بانها اصغر جزء في العنصر يمكن ان يدخل في التفاعل الكيميائي دون ان ينقسم.

مثال: ذرة اوكسجين O ، ذرة كاربون C ، ذرة حديد Fe

وتتكون الذرة من الاجزاء الاتية:

١. النواة: هي منطقة ذات كثافة كتلية عالية تقع في مركز الذرة وتتكون معظم كتلتها من البروتونات موجبة الشحنة والنيوترونات المتعادلة الشحنة لتكون النواة بالمحصلة موجبة الشحنة، وشحنة البروتونات الموجبة عددياً تساوي شحنة الإلكترونات السالبة لذلك تكون الذرة متعادلة كهربياً وتحتوي النواة على:

أ- البروتونات (p^+) Protons: وهي جسيمات متناهية في الصغر تستقر ضمن النواة شحنتها موجبة وتساوي بالمقدار شحنة الالكترون السالبة. ويدعى عدد البروتونات الموجودة في نواة ذرة أي عنصر بالعدد الذري Atomic number

العدد الذري = عدد البروتونات

ب- النيوترونات Neutrons (n^o): وهي جسيمات متناهية في الصغر تستقر ضمن النواة متعادلة الشحنة الكهربائية لذلك لا تتجاذب او تتنافر مع الدقائق المشحونة.

عدد الكتلة = عدد البروتونات + عدد النيوترونات

او

عدد الكتلة = العدد الذري + عدد النيوترونات

الكتلة الذرية وعدد الكتلة:-

أن معظم كتلة الذرة مركزة في النواة، لاحتوائها على النيوترونات والبروتونات، ويعرف مجموع عدد النيوترونات والبروتونات بعدد الكتلة.

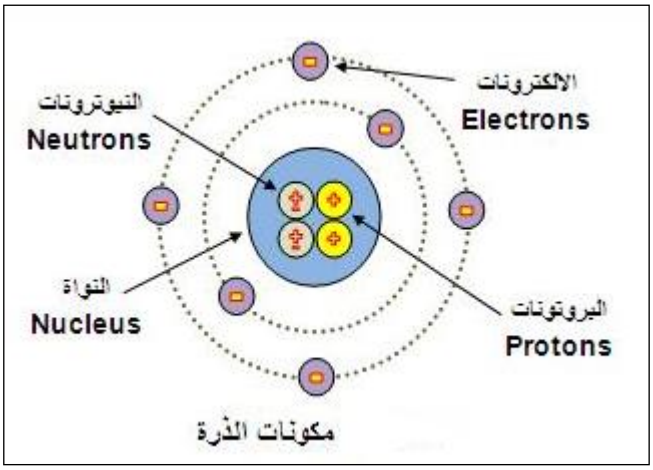
** يكتب العدد الذري للعنصر عادة قرب الجزء الأسفل من يسار الرمز الذي يمثله ، بينما يكتب عدد الكتلة قرب الجزء الأعلى من يسار الرمز، فلو أخذنا ذرة الفلور مثلاً لإعطاء معلومات عنها، فإننا نمثلها كالاتي:

^{19}F ← عدد الكتلة

9 ← العدد الذري

٢. الالكترونات Electrons (e^-): هي جسيمات متناهية جدا في الصغر تتواجد حول النواة في اغلفة مختلفة تتعاكس شحنتا الالكترون والبروتون لكنهما متساويتان بالمقدار لذلك تكون الذرة متعادلة الشحنة.

العدد الذري = عدد البروتونات = عدد الإلكترونات في الذرة المتعادلة كهربائياً



تمرين: اكمل الجدول التالي بالأعداد المناسبة:-

ذرة العنصر	عدده الذري	عدد البروتونات	عدد النيوترونات	عدد الإلكترونات	عدد الكتلة
نيتروجين	٧				١٤
صوديوم		١١	١٢		
كبريت			١٦		٣٢
بوتاسيوم				١٩	٣٩

الجزيء: هو اصغر جزء في المادة (عنصر او مركب) تتضح فيه خواص المادة ويوجد على حالة انفراد.

مثال: جزيء ماء H_2O ، جزيء ملح NaCl ، جزيء سكر $C_6H_{12}O_6$

الايون: عبارة عن ذرة مكهربة (مشحونة) شحنة موجبة او سالبة نتيجة لفقدانها او اكتسابها لإلكترون او اكثر اما الشقوق او الجذور فهي ذرتين او اكثر مرتبطة مع بعضها وتحمل شحنة موجبة او سالبة.

مثال: ايون هيدروجين H^+ ، ايون اوكسجين O^{-2} ، جذر امونيوم NH_4^+

- أثناء التفاعل الكيميائي تفقد ذرة الصوديوم الإلكترون الموجود في الطبقة الخارجية، فهذا يعني أن الذرة تصبح موجبة الشحنة، وعندها تسمى أيون صوديوم ونرمز له بالرمز Na^+ ، أما إذا اكتسبت ذرة الكلور الكتروناً واحداً، فإنها تصبح سالبة الشحنة، ونسميها أيون كلور (كلوريد) ونرمز له بالرمز Cl^- . إذن هناك نوعان من الأيونات: أيونات **موجبة** وأيونات **سالبة**.
- و قد تفقد بعض الذرات أكثر من إلكترون، فإذا فقدت إلكترونين مثلاً، فإنها تصبح مزدوجة الشحنة الموجبة، كما في أيون المغنيسيوم الذي يمثله الرمز Mg^{+2}
- أما إذا فقدت ذرة العنصر ثلاثة إلكترونات فإنها تصبح ثلاثية الشحنة الموجبة، كأيون الألومنيوم ورمزه Al^{+3}
- تصبح الذرة التي تكتسب إلكترونين أيون مزدوج الشحنة السالبة، كأيون الكبريت (كبريتيد) و رمزه S^{-2}

اسئلة الواجب اليومي والاسبوعي للمحاضرة الثانية

س١/ ما فرضيات العالم رذرفورد حول تفسير الذرة ؟

س٢/ ما المقصود بالالكترونات ؟

الواجب الاسبوعي

- اعداد ملخص علمي لاكتشاف الذرة ؟

المحاضرة الثالثة

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 أوكسجين H_2O وكذلك ملح الطعام الذي نتناوله في طعامنا مكون من ذرتين ذرة صوديوم وذرة كلور NaCl وهكذا.

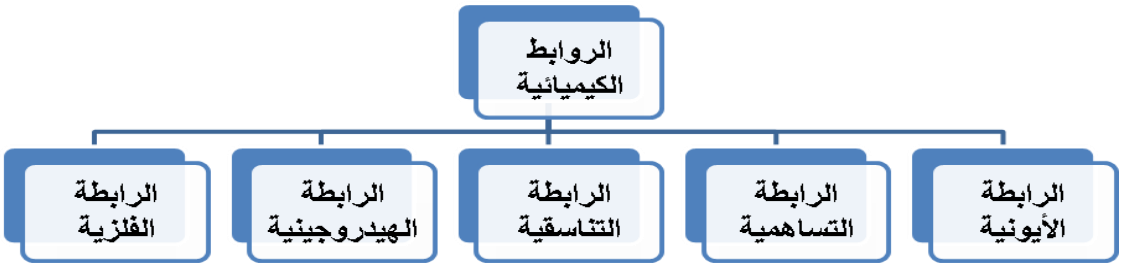
عندما تتحد ذرات العناصر كيميائيًا لتكون مركبات ترتبط مع بعضها البعض بقوى تسمى "الروابط الكيميائية"

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

لماذا تميل الذرات إلى الترابط الكيميائي مع بعضها البعض؟

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

أنواع الروابط الكيميائية



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

١. الرابطة الايونية:- Ionic Bond

الرابطة الايونية / هي قوى التجاذب الكهربي بين أيونين أحدهما موجب والا خر سالب.نتيجة لفقد إحدى الذرتين إلكترونًا أو أكثر من الكترونات تكافئها واكتساب الذرة الاخرى ى 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 والأنيون) وعكسيا مع مربع المسافة بينهما. ويزداد احتمال تكوين الرابطة الأيونية كلما زاد الفرق في قيم الكهروسالبية بين الذرتين مثل:

- فلوريد الليثيوم
- أوكسيد الكالسيوم
- أوكسيد الليثيوم
- فلوريد الكالسيوم

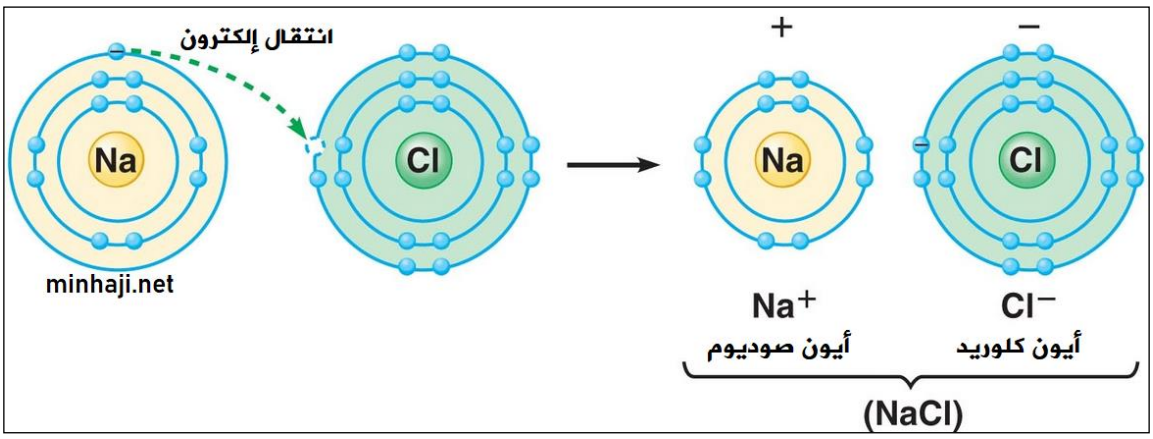
فمثلاً NaCl عند تكوين الرابطة ايونية بين الصوديوم والكلور في مركب كلوريد **الصوديوم**

نجد أن التوزيع الإلكتروني لذرة الصوديوم هو $11Na : 1s2\ 2s2\ 2p6\ 3s1$

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

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

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

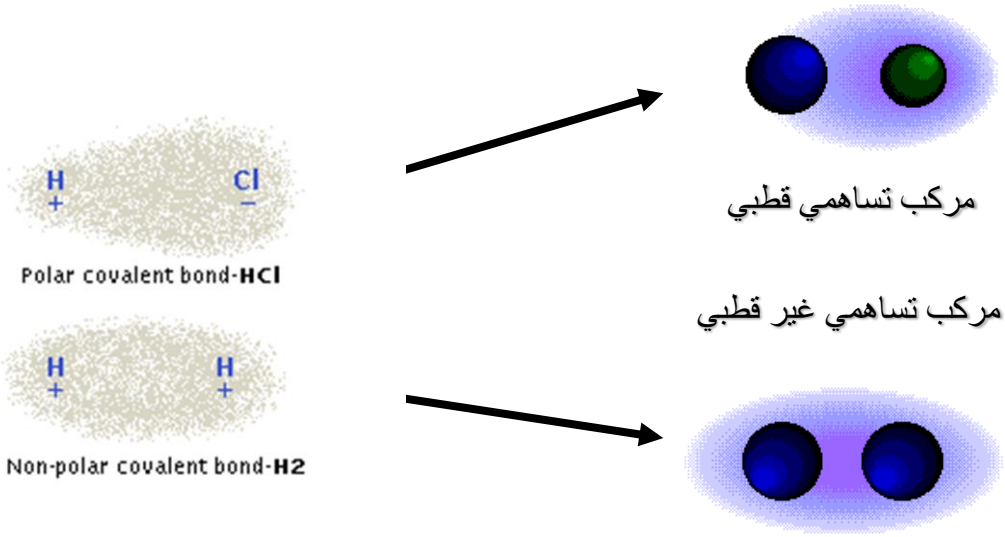


٢. الرابطة التساهمية:- Covalent Bond

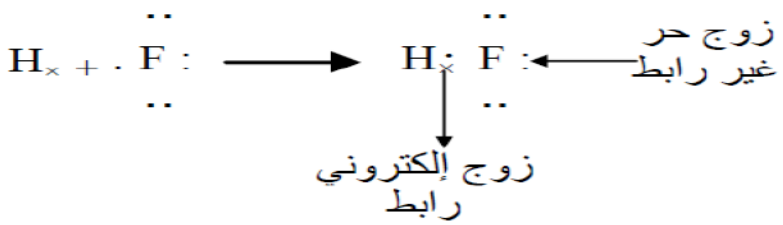
في الرابطة التساهمية كل ذرة تساهم بألكترون لتشكل زوجا الكترونيا ، وتسمى هذان الإلكترونان بالإلكترونات المشتركة . وقد أطلق على عملية الإندماج هذه اسم الرابطة التساهمية مثل:

- 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.

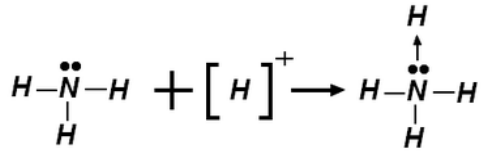
ونلاحظ أن هناك ثلاثة أزواج من الإلكترونات حول ذرة الفلور لا تشترك في تكوين الرابطة التساهمية مع الهيدروجين وهي تعرف بالازواج الحرة أو غير الرابطة.

٣. الرابطة التناسقية:- Coordinate Bond

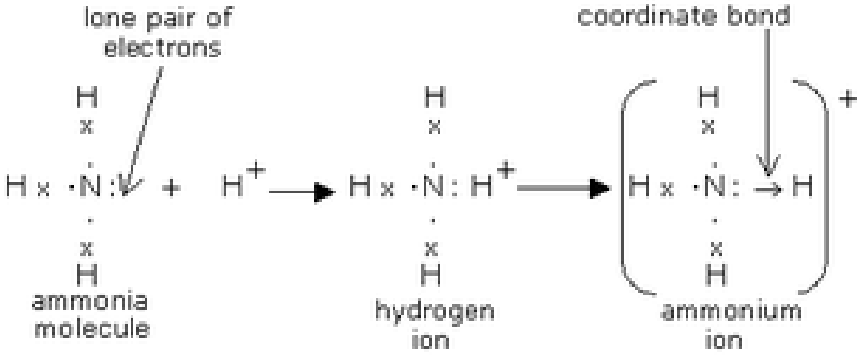
تنشأ بين مركب يحتوي على ذرة تحمل زوج (أو أكثر) من الإلكترونات وذرة أو مركب به ذرة مركزية تحتاج الى الإلكترونات حتى تستقر.

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



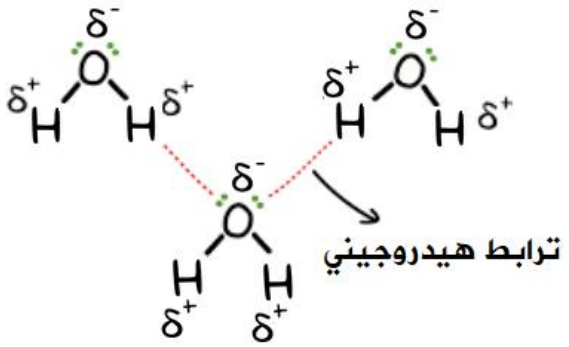
او:



٤.الرابطة الهيدروجينية Hydrogen Bond

تتكون عند اتحاد الهيدروجين مع عناصر ذات كهر سلبية عالية مثل الهالوجينات والأوكسجين 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 الجريئة 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



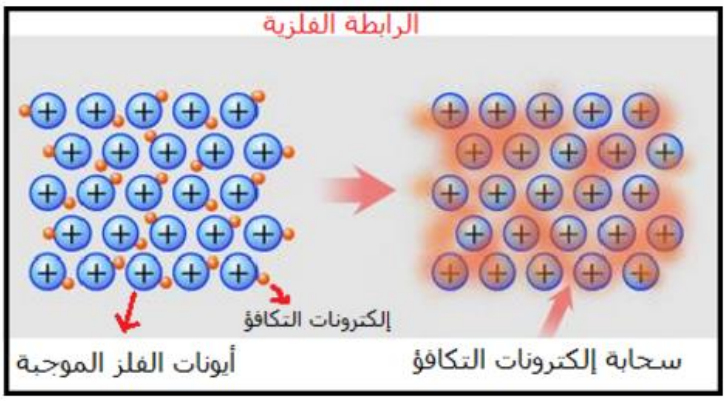
تؤثر الروابط الهيدروجينية على الخواص الطبيعية للمادة فدرجات غليان وانصهار المواد المحتوية على روابط هيدروجينية أعلى من درجات غليان وانصهار مثيلاتها من المواد ويبرز هذا الأثر بشكلٍ واضح في خواص الماء، فللماء صفات خاصة ترجع إلى الروابط الهيدروجينية المميزة التي تربط بين جزيئاته فدرجة غليان الماء (100 م^{o}) 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 الالكترونات بحرية وتنتقل من ذرة إلى أخرى.

وترجع الكثير من خصائص الفلزات الطبيعية إلى طبيعة هذه الرابطة فالتوصيل الكهربائي والتوصيل الحراري للفلزات سببه هو حركة الالكترونات الحرة بين الذرات.



تكافؤ العنصر:- Valence

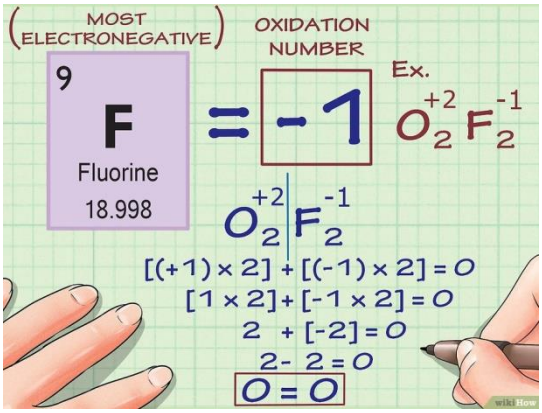
هو قوة الذرة الخاصة بأي عنصر على الاتحاد مع الذرات الأخرى ويتم قياس ذلك بعدد الإلكترونات الموجودة في الغلاف الخارجي التي ستقوم الذرة بإعطائها أو أخذها أو مشاركتها لعمل رابطة كيميائية.

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

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

عدد التأكسد:- Oxidation Number

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



١

معطيات عدد التأكسد :

١. عدد تأكسد الهيدروجين في مركباته هو (+١) ماعدا في حالة هايدرات الفلزات مثـل: LiH ، CaH_2 حيث يساوي –١ .

٢. عدد تأكسد الأكسجين في مركباته هو –٢ ما عدا في حالة الأكاسـيد الفوقيـة مثـل: H_2O_2 ، Li_2O_2 حيث يساوي –١ .

٣. عدد تأكسد الهالوجينات : F ، Cl ، Br ، I في الهاليدات هو –١ . أمـا المركبـات الأوكسجينية للبروم واليود والكلور فإن عدد تأكسدها قد يكون +١ ، +٣ ، +٥ أو +٧ .

٤. لبعض الفلزات أعداد تأكسده ثابتة في مركباتها .

أمثـلة :

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

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

قواعد حساب عدد التأكسد :

١. عدد تأكسد الذرة الحرة = صفر Zn ، Cl_2 ، S

٢. مجموع أعداد تأكسد ذرات العناصر الداخلة في تكوين مجموعة أيونية يساوي الـشحنة الظاهرة .

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

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

أمثلـــــة :

أحسب عدد تأكسد الكبريت في الآتي :

(i) S_8

الحـــــل :

عدد التأكسد للذرة الحرة = صفر

(ii) SO_2

الحـــــل :

نفرض لعدد تأكسد الكبريت = س

عدد تأكسد O × ٢ + عدد تأكسد S = صفر

٢ × −٢ + س = صفر . ∴ س = +٤

(iii) H_2SO_4

الحـــــل :

[٤] عدد تأكسد O × ٤ + عدد تأكسد S + [٢] عدد تأكسد H = صفر

٤ × −٢ + س + ٢ × +١ = صفر .

−٨ + س + ٢ = صفر .

∴ س = +٦

∴ عدد تأكسد الكبريت = +٦

الفرق بين عدد التأكسد والتكافؤ :

١. التكافؤ لا يحمل إشارة ، عدد التأكسد يحمل إشارة ($\pm$) .
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:

احادية التكافؤ		عدد التاكسد	ثنائية التكافؤ		عدد التاكسد
البوتاسيوم	K	+1	الزئبق (II)	Hg	+2
الصوديوم	Na	+1	القصدير (II)	Sn	+2
الفضة	Ag	+1	المغنيسيوم	Mg	+2
النحاس (I)	Cu	+1	الكالسيوم	Ca	+2
الهيدروجين	H	+1	الخارصين	Zn	+2
الامونيوم	NH_4	+1	الباريوم	Ba	+2
كلوريد	Cl	−1	الحديد (II)	Fe	+2
بروميد	Br	−1	النحاس (II)	Cu	+2
هيدروكسيد	OH	−1	الرصاص (II)	Pb	+2
نترات	NO_3	−1	كاربونات	CO_3	−2
نتريت	NO_2	−1	كبريتات	SO_4	−2
كلورات	ClO_3	−1	كبريتيت	SO_3	−2
يوديد	I	−1	كبريتيد	S	−2
فلوريد	F	−1	اوكسيد	O	−2
كبريتات هيدروجينية	HSO_4	−1			
كاربونات هيدروجينية	HCO_3	−1			
خلات	CH_3COO	−1			
ثلاثية التكافؤ			رباعية التكافؤ		
الالمنيوم	Al	+3	الرصاص (IV)	Pb	+4
الحديد(III)	Fe	+3	القصدير (IV)	Sn	+4
الفوسفات	PO_4	−3	المنغنيز (IV)	Mn	+4

اسئلة الواجب اليومي والاسبوعي للمحاضرة الثالثة

س١/ اوجد اعداد التأكسد للعناصر الأتية

NH_4 ، H_2 ، SO_2

الواجب الاسبوعي : وضح الفرق بين الاصرة التساهمية والاصرة الغير تساهمية ؟

المحاضرة الرابعة

الصيغة الكيميائية:- Chemical Formula

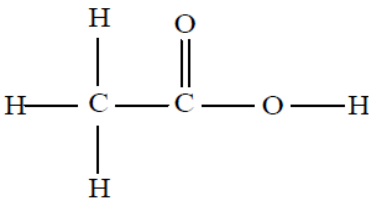
هي طريقة رمزية للتعبير عن تركيب المواد الكيميائية بحيث يصبح الفهم والتعامل افضل، مثل استخدام الاعداد عوضاً عن كتابتها لغوياً وتصبح هذه الصيغ ضرورة عند كتابة المعادلات المعبرة عن التفاعلات الكيميائية.

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 علة 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 $C_2H_4O_2$ وصيغته الاولية CH_2O

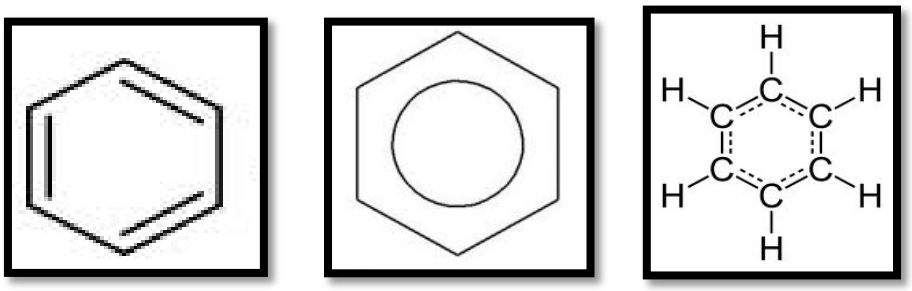
وتعتبر الصيغة التركيبية افضل انواع الصيغ لأنها تعطي جميع المعلومات التي يعطيها النوعان الاخران الا ان تعيين الصيغ التركيبية يتطلب جهدا عمليا اصعب.

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 2.34 g من N و 5.34 g من O فما هي ابسط صيغة للمركب؟ الوزن الذري N = 14 و O = 16

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 $N_{0.167}\ O_{0.334}$، 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 :

$$N_{\frac{0.167}{0.167}}\ O_{\frac{0.334}{0.167}} = NO_2$$

المثال (2)

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

الحل

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

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

فتكون الصيغة هي :

$$P_{1.41}\ O_{3.52} = P_{\frac{1.41}{1.41}}\ O_{\frac{3.52}{1.41}} = PO_{2.50}$$

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

المثال (4)

سائل عديم اللون يستعمل في محركات الصواريخ، صيغتة 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 الجزيء $(NO_2)_2 = N_2O_4$ رابع أكسيد ثنائي النيتروجين، dinitrogen tetroxide، والصيغة N_2O_4 هي الإجابة الأفضل لأن الصيغة $(NO_2)_2$ 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:

صوديوم + كلور ← كلوريد الصوديوم

المتفاعلات ← النواتج

$$2Na + Cl_2 \rightarrow 2NaCl$$

3-2-3 موازنة المعادلات الكيميائية: Balancing Chemical Equations

ذكرنا من قبل أن المعادلات الكيميائية هي وصف مختصر للتغييرات 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 نخفض الخطأ إلى أدنى حد يجب أن تكون كتابة المعادلة المتوازنة عملية ذات خطوتين:

١. تُكتب أولا 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، وسنناقش فيما بعد كيف تكتب الصيغ.

٢. 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 إطلاقا لكتابة معادلة غير متوازنة لأن وزن المعادلات ممكن دائماً بعدّ 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:

فللحصول على معادلة موزونة بطريقة صحيحة نتبع الخطوات التالية :

١. نكتب المعادلة غير الموزونة

$$Na_2CO_3 + HCl \longrightarrow NaCl + H_2O + CO_2$$

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 :

$$Na_2CO_3 + HCl \longrightarrow 2NaCl + H_2O + CO$$

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

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

بالفحص السريع يتبين لنا أن المعادلة متوازنة.

ذكرنا سابقا أن المعادلة المتوازنة تخضع لقانون فعل الكتلة ، ففي المعادلة السابقة ، كما هو الحال في أية معادلة ، يوجد عدد لا نهائي من المعاملات التي تحقق هذا المطلب فالمعادلات:

$$1/2Na_2CO_3 + HCl \longrightarrow NaCl + 1/2\ CO_2 + 1/2\ H_2O$$
$$5\ Na_2CO_3 + 10\ HCl \longrightarrow 10\ NaCl + 5\ CO_2 + 5\ H_2O$$

هي معادلات متوازنة أيضاً ، والطريقة المعتادة هي باستعمال أقل مجموعة من الأعداد الصحيحة كمعاملات ، ولو أنه توجد حالات ، كما سترى تكون الاختيارات الأخرى فيها هي الأفضل.

$CO_2 + 6\ H_2O \rightarrow C_6H_{12}O_6 + 6\ O_2$

$2\ AgI + Na_2S \rightarrow Ag_2S + 2\ NaI$

$Ba_3N_2 + 6\ H_2O \rightarrow 3\ Ba(OH)_2 + 2\ NH_3$

$3\ CaCl_2 + 2\ Na_3PO_4 \rightarrow Ca_3(PO_4)_2 + 6\ NaCl$

$4\ FeS + 7\ O_2 \rightarrow 2\ Fe_2O_3 + 4\ SO_2$

$PCl_5 + 4\ H_2O \rightarrow H_3PO_4 + 5\ HCl$

$2\ As + 6\ NaOH \rightarrow 2\ Na_3AsO_3 + 3\ H_2$

$3\ Hg(OH)_2 + 2\ H_3PO_4 \rightarrow Hg_3(PO_4)_2 + 6\ H_2O$

$12\ HClO_4 + P_4O_{10} \rightarrow 4\ H_3PO_4 + 6\ Cl_2O_7$

$8\ CO + 17\ H_2 \rightarrow C_8H_{18} + 8\ H_2O$

$10\ KClO_3 + 3\ P_4 \rightarrow 3\ P_4O_{10} + 10\ KCl$

$SnO_2 + 2\ H_2 \rightarrow Sn + 2\ H_2O$

$3\ KOH + H_3PO_4 \rightarrow K_3PO_4 + 3\ H_2O$

$2\ KNO_3 + H_2CO_3 \rightarrow K_2CO_3 + 2\ HNO_3$

$Na_3PO_4 + 3\ HCl \rightarrow 3\ NaCl + H_3PO_4$

$TiCl_4 + 2\ H_2O \rightarrow TiO_2 + 4\ HCl$

$C_2H_6O + 3\ O_2 \rightarrow 2\ CO_2 + 3\ H_2O$

$2\ Fe + 6\ HC_2H_3O_2 \rightarrow 2\ Fe(C_2H_3O_2)_3 + 3\ H_2$

$4\ NH_3 + 5\ O_2 \rightarrow 4\ NO + 6\ H_2O$

$B_2Br_6 + 6\ HNO_3 \rightarrow 2\ B(NO_3)_3 + 6\ HBr$

$4\ NH_4OH + KAl(SO_4)_2 \cdot 12H_2O \rightarrow Al(OH)_3 + 2\ (NH_4)_2SO_4 + KOH + 12\ H_2O$

الواجب اليومي للمحاضرة الرابعة

- على ماذا يشتمل التفاعل الكيميائي؟

الواجب الاسبوعي للمحاضرة الرابعة

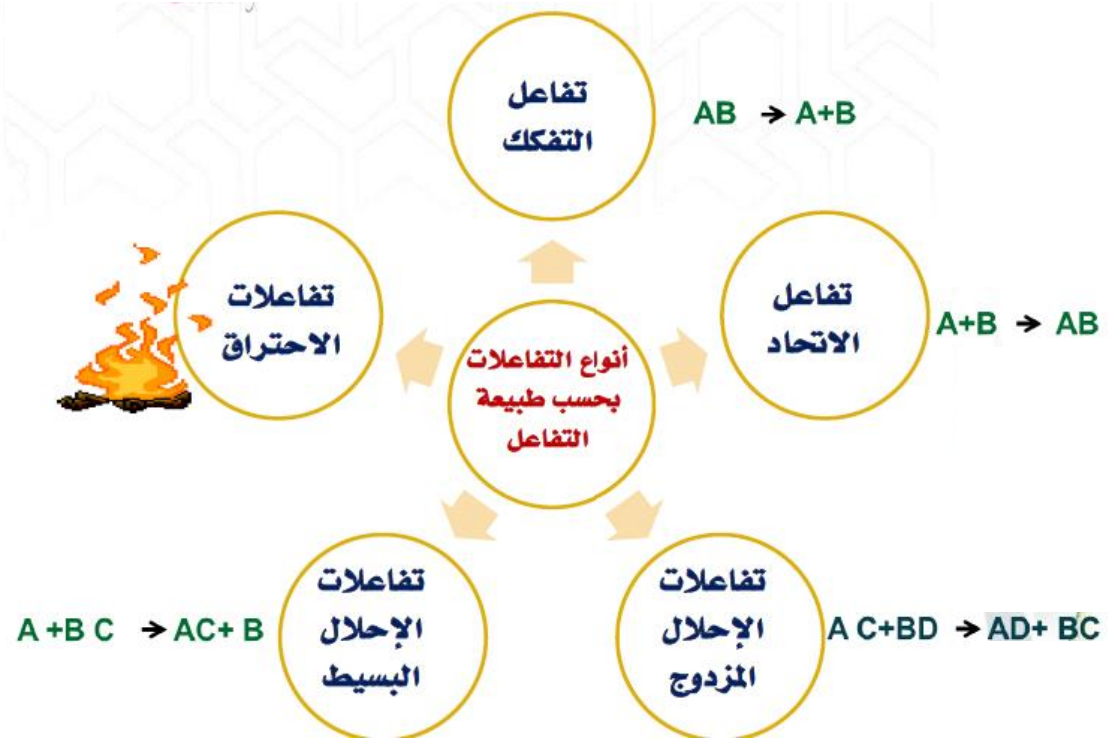
زن المعادلات الآتية

- $B_2Br_6 + HNO_3 \rightarrow B(NO_3)_3 + HBr$
- $TiCl_4 + H_2O \rightarrow TiO_2 + HCl$
- $C_2H_6O + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$

المحاضرة الخامسة

انواع التفاعلات الكيميائية:- Types of Reactions

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



اولا: تفاعلات الاتحاد Combination Reactions

ويحدث فيها اتحاد لعنصرين لتكوين مركب او اتحاد مركبين لتكوين مركب جديد...

ويمكن تمثيلة بالمعادلات العامة:

$$A + B \rightarrow AB$$

$$AB + C \rightarrow ABC$$

$$AB + CD \rightarrow ABCD$$

تنقسم تفاعلات الاتحاد إلى ثلاثة أنواع حسب المواد المتفاعلة:

١- إتحاد عنصر مع عنصر:

$$A + B \rightarrow AB$$

مثل حرق شريط المغنسيوم في الهواء.

$$2Mg + O_2 \rightarrow 2MgO$$

٢- اتحاد عنصر مع مركب:

$$AB + C \rightarrow ABC$$

مثل اتحاد أوكسيد النتريك مع أوكسجين الهواء.

$$2NO + O_2 \rightarrow 2NO_2$$

٣- اتحاد مركب مع مركب:

$$AB + CD \rightarrow ABCD$$

مثل ذوبان ثالث أوكسيد الكبريت في الماء.

$$SO_3 + H_2O \rightarrow H_2SO_4$$

ثانيا: تفاعلات التفكك (الانحلال) Decomposition Reactions

هي التفاعلات التي يتفكك فيها المركب الواحد إلى مواد أبسط منه وتعتبر عكس تفاعلات الاتحاد.

ويمكن تمثيلة بالمعادلات العامة:

$$AB \rightarrow A + B$$

$$ABC \rightarrow AB + C$$

$$ABCD \rightarrow AB + CD$$

يحدث تفاعل التفكك بوجود احدى الوسائل الاتية:

١- التفكك باستخدام طاقة حرارية كما في التفاعل الاتي:

$$CaCO_3 \xrightarrow{\triangle} CaO + CO_2$$

٢- التفكك باستخدام طاقة كهربائية كما في التفاعل الاتي:

$$٢H_2O \xrightarrow[HCl]{\text{كهرباء}} 2H_2 + O_2$$

٣- التفكك باستخدام طاقة ضوئية كما في التفاعل الاتي:

$$H_2O + CO_2 + Chlorophyll \xrightarrow{\text{ضوء}} C_6H_{12}O_6 + O_2 + H_2O$$

تنقسم تفاعلات التفكك إلى:

أ- **عنصر + عنصر ⟵ مركب**

$$AB \longrightarrow A + B$$

مثل انحلال أوكسيد الزئبق II .

$$2HgO \longrightarrow Hg + O_2\uparrow$$

ب - عنصر + مركب ⟵ مركب

$$ABC \longrightarrow AB + C$$

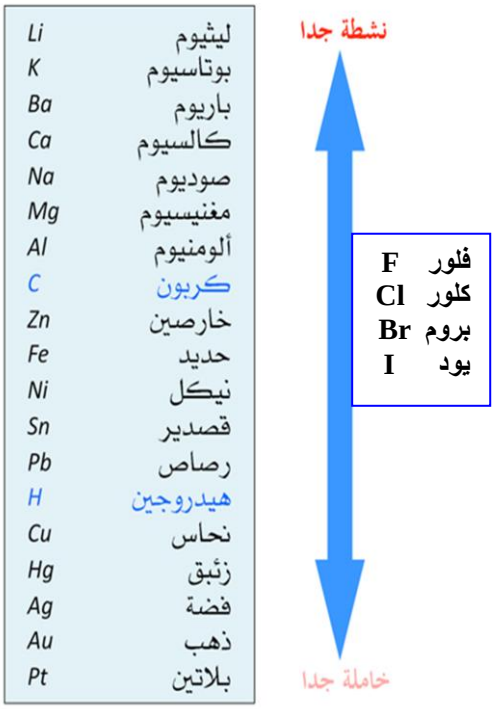
مثل تفكك كلورات البوتاسيوم.

$$2KClO_3 \longrightarrow 2KCl + 3O_2\uparrow$$

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.

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



انواع تفاعلات الاستبدال الاحادي:

١- استبدال فلز بفلز اكثر نشاطا..

$$Fe + CuSO_4 \longrightarrow FeSO_4 + Cu$$

٢- استبدال هيدروجين الماء بفلز اكثر نشاطا..

$$2Na + 2H_2O \longrightarrow 2NaOH + H_2$$

٣- استبدال هيدروجين الحامض بفلز اكثر نشاطا..

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

٤- استبدال لافلز بلافلز اكثر نشاطا..

$$Cl_2 + 2NaBr \longrightarrow 2NaCl + Br_2$$

$$Cu + ZnSO_4 \longrightarrow \text{no reaction}$$

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

رابعا: تفاعلات الاستبدال (الإحلال) المزدوج Double Displacement Reactions

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

$$AB + CD \longrightarrow AD + CB$$

انواع تفاعلات الاستبدال المزدوج:

١- تكوين راسب (تفاعلات الترسيب)

$$K_2CO_3 + BaCl_2 \longrightarrow BaCO_3 + 2KCl \downarrow$$

٢- تكوين غاز

$$FeS + 2HCl \longrightarrow FeCl_2 + H_2S \uparrow$$

٣- تكوين الماء (تفاعلات التعادل)

$$HCl + NaOH \longrightarrow NaCl + H_2O$$

خامسا: 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 ايضا.

$$C + O_2 \longrightarrow CO_2 + \Delta$$

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

$$CH_4 + 2O_2 \longrightarrow CO_2 + 2H_2O + \Delta$$

الواجب اليومي للمحاضرة الخامسة

- **عدد انواع التفاعلات الكيميائية ؟**

الواجب الاسبوعي للمحاضرة الخامسة :

- **اعداد ملخص علمي عن اهم تفاعلات الاحتراق ؟**

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:-

١- طعمها حامض (لاذع).

٢- تتفاعل مع القواعد وتكون ملح وماء.

٣- محلولها المائي يغير لون ورق pH الى اللون الاحمر.

٤- تعطي الهيدروجين في الماء.

٥- تحرر الهيدروجين اذا ما عومل محلولها بعنصر معدني كعناصر المجموعة الاولى في الجدول الدوري (K, Na, Rb, CS) والتي تسمى العناصر القلوية.

٦- منها السائل كحامض الكبريتيك H_2SO_4 والنتريك HNO_3 ومنها الصلب كحامض البنزويك C_6H_5COOH ومنها الغاز كحامض الهيروكلوريك HCl والهيدروبروميك HBr.

٧- محاليلها توصل التيار الكهربائي.

٨- الحوامض تتفاعل مع المغنيسيوم (Mg) أو الخارصين (Zn) ويتصاعد الهيدروجين:

$$2HCl + Zn \longrightarrow ZnCl_2 + H_2 \qquad 2HCl + Mg \longrightarrow MgCl_2 + H_2$$

٩- الحوامض تتفاعل مع الكربونات أو الكربونات الهيدروجينية للفلز ويتصاعد ثاني أوكسيد الكربون كما في المعادلة ادناه:

$$NaHCO_{3(aq)} + HC_2H_3O_{2(aq)} \rightarrow NaC_2H_3O_2 + H_2O + CO_2$$

** 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 $[H^+] = [OH^-]$

$$H_2O_{(l)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$$

أيون الهيدرونيوم H_3O^+ هو جزيء ماء مرتبط بأيون هيدروجين ويحل كل من أيوني الهيدرونيوم والهيدروجين محل الآخر. $H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$

عند اذابة حامض في الماء يحدث الاتزان الاتي:

$$HA \rightleftharpoons H^+_{(aq)} + A^-_{(aq)}$$

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

$$HCl \longrightarrow H^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$$

اما بالنسبة لحامض ضعيف مثل حامض الخليك CH3COOH فان الاتجاه الغالب للاتزان يكون في ناحية المواد المتفاعلة كما في المعادلة ادناه:

$$CH_3COOH \rightleftharpoons H^+_{(aq)} + CH_3COO^-_{(aq)}$$

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 ارينيوس:

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

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

يتأين غاز كلوريد الهيدروجين في الماء و ينتج H^+:

$$HCl_{(g)} \rightarrow H^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$$

يذوب هيدروكسيد الصوديوم في الماء و ينتج OH^-:

$$NaOH_{(s)} \rightarrow Na^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$$

عيوب نظرية ارينيوس:-

فشلت نظرية ارينيوس 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 فأن تفاعل التعادل بين حامض وقاعدة ماهو الا انتقال للبروتون من الحامض واكتسابه بواسطة القاعدة وطبقا لنظرية ارينيوس يهمل اي احتمال لمشاركة المذيب في عملية التفكك

$$HCl_{(g)} \rightarrow H^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$$

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

$$HCl_{(s)} + H_2O_{(l)} \longrightarrow H_3O^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$$

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.

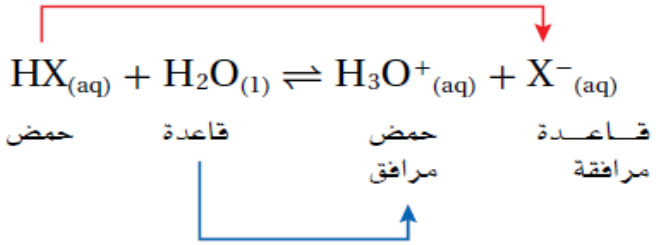
لو أن حامضاً له الصيغة HX فإنه يذوب في الماء و يمنح البروتون H^+

حسب المعادلة:

$$HX_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq)} + X^-_{(aq)}$$

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

HX في هذه المعادلة حامض لأنه منح H^+ فأصبح قاعدة مرافقة (مقترنة)



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

مثال: $NH_{3\,(l)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons NH_4^+{}_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$

قاعدة حامض حامض مقترن قاعدة مقترنة

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^+

تمرين١: اكمل الجدول الاتي:

الحامض	HCl	H_2SO_4		
القاعدة المقترنة	Cl^-		H_2O	CO_3^{2-}

تمرين٢: اكمل الجدول الاتي:

القاعدة	HCO_3^-		HS^-	Cl^-
الحامض المقترن	H_2CO_3	NH^+_4		

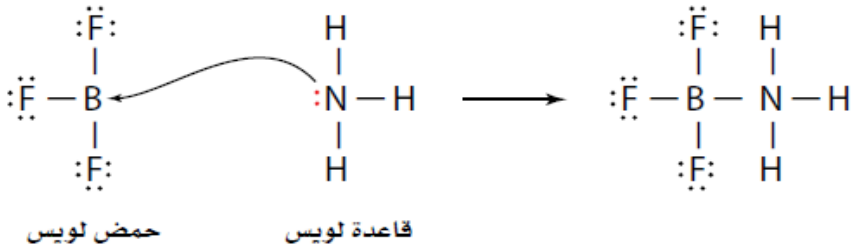
٣- نظرية لويس:

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 بزوج 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 (الجذور) 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 بجذر 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 $(NH_4)_2SO_4$. 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** $Mg + Cl_2 \rightarrow MgCl_2$
2. **تفاعل حامض مع قاعدة** $Ca(OH)_2 + 2HCl \rightarrow CaCl_2 + 2H_2O$
3. **إحلال فلز محل هيدروجين حامض** $Mg + H_2SO_4 \rightarrow MgSO_4 + H_2 \uparrow$
4. **تبادل الجذور** $NaCl + AgNO_3 \rightarrow NaNO_3 + AgCl \downarrow$

الواجب اليومي للمحاضرة السادسة

- عرف الاملاح وعدد طرق تحضير الاملاح مع الامثلة ؟

الواجب الاسبوعي للمحاضرة السادسة

- اعداد ملخص عن اهم النظريات التي تفسر الحوامض والقواعد ؟

المحاضرة السابعة

المحاليل Solutions:-

يعرف المحلول بانه 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:

التركيز = الكمية/ الحجم

تصنيف المحاليل Classification of solutions:-

تصنف المحاليل اعتمادا 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 الإثيلي في الماء
	صلب	سائل	سكر في الماء
صلب	غاز	صلب	غاز الهيدروجين في البالاديوم
	سائل	صلب	سائل البنزين في اليود الصلب
	صلب	صلب	السبائك (النحاس في الذهب)

٢- 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 ساكنا 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 ساكنا فإن دقائق الجسم الصلب المعلقة تتجمع بمرور الوقت في قاع الإناء تحت تأثير الجاذبية الأرضية وعليه يكون هذا المحلول مختلفا 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 وسطا ويتراوح نصف قطر هذه الدقائق في أغلب المحاليل الغروية بين 10-1000 A^o وعليه يكون المحلول الحقيقي له دقائق نصف قطرها أصغر من 10 A^o والمعلقات نصف قطرها أكبر من 1000 A^o

3- تصنيف المحاليل بناءً على درجة توصيلها للتيار الكهربائي:

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 جزئيا وتسمى إلكتروليت ضعيف weak electrolytes.

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

من امثلة القواعد القوية هيدروكسيد الصوديوم NaOH هيدروكسيد الكالسيوم $Ca(OH)_2$ وهيدروكسيد البوتاسيوم KOH

ومن امثلة الاملاح التي تتأين بنسبة عالية:

- املاح تتكون من احماض قوية وقواعد قوية مثل كلوريد الصوديوم NaCl
- املاح تتكون من حامض قوية وقاعدة ضعيفة مثل كلوريد الامونيوم NH_4Cl
- املاح تتكون من حامض ضعيف وقاعدة قوية مثل خلات الصوديوم CH_3COONa
- املاح تتكون من حامض ضعيف وقاعدة ضعيفة مثل كربونات الامونيوم $(NH_4)_2CO_3$

اما اللاكتروليتات الضعيفة فهي التي تتأين جزئيا في محاليلها، وتكون ضعيفة التوصيل للتيار الكهربائي مثل الاحماض (مثل حامض الخليك) والقواعد الضعيفة (مثل هيدروكسيد الامونيوم) وعامة يتم التمييز بين الالكتروليت القوي والضعيف بوضع سهم ذي اتجاه واحد للاكتروليت 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.

b- 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.

٤ـ 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) أيضا 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 نحد كمية كل من المادة المذابة **solute** والمذيب **solvent** الموجودين بالمحلول، وهناك طرق عديدة للتعبير عن تلك التركيز منها:

اولا: المولارية Molarity (M)

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

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

وحدة المولارية هي مول / لتر

فعند حساب مولارية أي محلول يجب معرفة شيئين أساسيين هما الوزن الجزيئي للمادة المذابة, وزن المادة المذابة بالغرام وحجم المذيب بالملليتر.

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

وعندها يمكن تطبيق القانون التالي:

$$\text{المولارية} = \frac{\text{وزن المادة المذابة}}{\text{الوزن الجزيئي للمادة المذابة}} \times \frac{١٠٠٠}{\text{حجم المذيب بالمل}}$$

لنحصل منه على وزن المادة المذابة اللازمة لتحضير هذا المحلول.

مثال (١) :

احسب مولارية محلول يتكون من إذابة 20 جرام هيدروكسيد الصوديوم في 500 سم^{٣} من الماء ؟

الحل :

$$\text{عدد مولات } NaOH = \frac{\text{الوزن}}{\text{الوزن ألجزيئي}} = \frac{20}{40} = 0.5 \text{ مول}$$

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

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

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):

$$\mathbf{M_1 \times V_1 = M_2 \times V_2}$$

حيث :

M_1 : تركيز المحلول الإبتدائي (قبل التخفيف)

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

V_1 : حجم المحلول الإبتدائي (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 $\mathbf{M1 \times V1 = M2 \times V2}$ والتعويض نحصل على:

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

وباختصار ال M من طرفي المعادلة نحصل على :

$$V1 = \frac{100}{12.1} = 8.26\ ml \text{ from concentrated HCL}$$

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

ثانيا: العيارية او النورمالية Normality (N):

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

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

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

$$\text{النورمالية} = \frac{\text{وزن المادة المذابة}}{\text{الوزن المكافئ للمادة المذابة}} \times \frac{١٠٠٠}{\text{الحجم (بالمل)}}$$

فمثلا عند اذابة ٤٩ غم من حامض الكبريتيك في لتر من الماء يتكون محلول مولاريته 0.5 M ولكن نورماليته 1 N وذلك لان الوزن ٤٩ غم يمثل نصف الوزن الجزيئي وتكون المولارية:

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

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

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

وعليه تكون العلاقة بين النورمالية والمولارية كالاتي:

النورمالية = المولارية × عدد ذرات الهيدروجين الحامضية في الحامض

= المولارية × عدد ذرات الهيدروكسيد القاعدية في القاعدة

الواجب الاسبوعي للمحاضرة السابعة

- ماالمقصود بالمولارية ؟
- ماهي طرق التعبير عن التراكيز عددها ؟

الواجب الاسبوعي للمحاضرة السابعة

- فسر بطريقة علمية كيف يتم تصنيف المحاليل بناءً على حجم دقائق المادة المذابة ؟