

الملزمه الشاملة لكفايات الكيمياء

مختصرة وشاملة لكافة معايير قياس

بالاضافة الى اسئلة قياس + مراجعه لكتب الثانوي



المعيار الاول

المؤشرات	المعيار
١. يلم بأهم الأحداث التاريخية العلمية والتقنية التي أسهمت في تطور علم الكيمياء ويتمكن من تحليل تلك الأحداث وتوضيح أثرها.	المعيار ٣.٧.١ : يعرف المعلم طبيعة علم الكيمياء وتاريخ تطوره .
٢. يعرف أبرز العلماء الذين أسهموا في تطور علم الكيمياء وأبرز الإسهامات العلمية والتقنية التي قدموها.	
٣. يبين دور الحضارة الإسلامية - والحضارات الأخرى السابقة واللاحقة لها- في تطور علم الكيمياء، ويقدم أمثلة لأبرز إسهاماتها.	
٤. يوضح مفهوم طبيعة علم الكيمياء، ويشرح مفاهيمه الأساسية، مثل قابليته للتعديل، واعتماده على الدليل الحسي.	
٥. يوضح غايات علم الكيمياء وخصائصه، ويفرق بين الأسئلة العلمية وغير العلمية في مجال الكيمياء.	
٦. يوضح العلاقة بين الكيمياء والمجتمع والتقنية، ويستطيع تقديم أمثلة تبين العلاقة المتبادلة بينها.	
٧. يفرق بين الفرض والنظرية والقانون والحقيقة والمفهوم والنموذج العلمي، ويستطيع تقديم أمثلة كيميائية توضحها.	

١- تاريخ الكيمياء عبر العصور

1/ الفترة الأولى : في القدم، وما قبل التاريخ :

كان العرب يطلقون على الكيمياء أسماء : " علم التدابير " أو " علم الصنعة " كانت الكيمياء تستعمل في تحويل المواد التي يجدها الإنسان بسهولة في محيطه ليستعملها في صنع مستلزماته كأواني للطبخ وسلاح للدفاع عن نفسه وبذلك تطور فكره وتطورت معارفه في الميادين التالية :

♦ **النار :** أستعمل الإنسان البدائي النار كمنبع ضوئي لينير الظلام وحراري للتدفئة، ووسيلة دفاع عن وجوده في البقاء وتصدي لمواجهة الشياطين، ومصدر طاقة يسمح له بطبخ المواد الغذائية وصنع الأواني الطينية

♦ **علم الفلزات :** بدأ هذا العلم بصنع مواد نحاسية وكان النحاس في ذلك العصر يمثل شكلا من أشكال الثراء ثم جاء اكتشاف البرنز الذي هو خليط من النحاس والقصدير لصنع الأسلحة ذات صلادة كبيرة، بعد ذلك جاء اكتشاف الفولاذ ثم الفضة والذهب

♦ **الصبغة :** الملونات النباتية (النيلة)، الملونات الحيوانية، الملونات المعدنية (الجبس، الكبريت)، تدخل هذه الملونات المعدنية في صنع مواد التجميل

♦ **التخمير :** صناعة الخمر في مصر

♦ **تحضير بعض الأدوية :** في هذا العصر جاءت المفاهيم الأولية عن ديمقريط لتفسير بنية المادة ومكوناتها، بالنسبة له : المادة متكونة من حبيبات دقيقة وكانت هذه النظرية أول نظرية موثوق بها في ذلك العصر لأنها كانت مستمدة من فكرة أفلاطون وأرسطو بأن المادة متكونة من أربعة عناصر الماء، النار، الهواء والتراب. وكان يعتقد إن الحب يجمع بين هذه العناصر والحقد يفرق بينهم ، وخليطها يشكل المادة.

2/ **الفترة الثانية : ما بين القرن IV قبل الميلاد والقرن XVII عصر النهضة)** أصبح الإنسان يفكر في كيفية الثراء والتظاهر بالجمال وكيفية إمداد عمره، وظل يفكر وينجز لتحقيق ذلك بتوظيف الكيمياء , **من أجل الثراء :** كان الإنسان يبحث عن جسم قادر على تحويل المعادن المعروفة في ذلك الوقت كالنحاس، الحديد، القصدير، الزئبق، الرصاص إلى معادن نبيلة كالفضة والذهب

♦ **من أجل إطالة العمر:** حاول الكيميائيون تحضير ماء إطالة العمر ومنع ظهور تجاعيد الشيخوخة

♦ **من أجل تحقيق المظهر الجميل للبشرة :** تحضير مواد للتجميل

♦ **أهتم الكيميائيون بتحضير الأحماض المعدنية:** حمض الكبريت، حمض الأزوت، حمض الكلور

♦ **تحضير الماء الملكي :** الذي يذيب الذهب، وروح الخمر.

3 / القرن XVII ميلادي :

كان هذا العصر، عصر الانحطاط السياسي لكن عصر تقدم فيه العلم وتضاعفت فيه الاكتشافات العلمية المتعددة في كل الميادين. وأصبحت الكيمياء تتطرق لميادين مختلفة مثل كيمياء الأدوية، الكيمياء التقنية (كيمياء علم الفلزات) الكيمياء التحضيرية (دراسة الحالة الغازية والتأكد بأنه توجد غازات أخرى غير الهواء)، كيمياء الاحتراق تبين أن للهواء دور كبير في تفاعل الاحتراق. وفي سنة 1650م، أنجز مصنع الصابون والزجاج وبذلك دخلت الكيمياء في عالم الاقتصاد. وفي أواخر القرن السابع عشرة ميلادي تخلى العلماء عن نظرية العناصر الأربعة واختيرت واثمنت النظرية الذرية والجسيمية للمادة التي تبناها ديمقريط فيما سبق

4 / القرن XVIII ميلادي :

تميزت هذه الفترة بكيمياء الغازات التي أبهرت علماء ذلك الوقت وبدأت ثورة الفكر الكيميائي عندما اكتشف أنه يمكن تثبيت الغاز في مركب صلب. في سنة 1790 تأكد لافوازييه (Lavoisier) من أن الاحتراق ناتج عن اتحاد أكسجين الهواء مع المركب. كما شهدت هذه الفترة إنجاز أول عمود من الزنك والفضة (فولطا) وأجري أول تحليل كهربائي للماء، هكذا تساهم الكيمياء في تطوير ميدان الكهرباء

5 / القرن XIX ميلادي f :

اكتشف أن كل العناصر تحتوي على دقائق مشحونة سالبا أو موجبا، وهذه الدقائق مترابطة فما بينها بقوى تجاذب. هذه المفاهيم أعطت تفكيرا جديدا للعلاقة الموجودة بين الكهرباء والكيمياء f. في 1858 كانت متعرف على 44 عنصرا f. تأكد لافوازييه بأن معايير النقاء لمركب هما : درجة حرارة البخار ودرجة الانصهار

6 / القرن XX ميلادي :

في 1905 بين طومسون أن الذرة مكونة من إلكترونات موزعة على عدة طبقات، في سنة 1915 نيلس بوهر (Bohr Niels) يقترح أول تمثيل لبنية الذرة. ثم توالى الاكتشافات وتعددت ولا يمكن حصرها...

٢- إسهام العلماء العرب والمسلمين في تطوير الكيمياء

لو قارننا مسار التطورات التي مرت بالكيمياء وتاريخ العرب والمسلمين لنجد هناك تقاطعات مهمة ولا يستهان بها، مثلا : الكحول (Alcool) ، حمض الكبريت ، حمض الأزوت (حمض النيتريك) ، البوتاس ، ملح الأمونيوم ، نترات الفضة، تحضير الزئبق، طريقة التقطير هي من استعمالات العرب وكذا طرق التسامي...إذا اعترف العالم بالعلماء العرب والمسلمين في ميدان الطب والصيدلة فلا شك أن هذا الميدان يخدم تطور علم الكيمياء. فكان العرب من الذين طوروا الصيدلة وكل من اهتم بميدان الطب لمن الضروري أن يمر بالأدوية وصناعتها في هذا الزمان. للذكر بعض من الأسماء اللامعة ونبذة عن تاريخها

1- جابر بن حيان (737 م- 813 م):

ومن أهم مؤلفاتها وأكثرها ندرة (السموم ودفع مضارها) والذي ألفه عام 198 هـ / 813م واتبع فيه المنهج التجريبي العلمي ، وقد اتبع هذا المنهج في جميع أعماله واستحق بموجب ذلك لقب المؤسس الحقيقي لعلم الكيمياء والذي كان يسمى من قبل علم الصناعة.

وكان أول من وضع قوانين الاتحاد الكيميائي وقوانين النسب الثابتة ، والتي نسبت خطأ إلى دالتون الانجليزي الذي جاء بعد جابر بن حيان بعشرة قرون. وقد طور جابر بن حيان طرقا قياسية لعملية التبخر والتكلس والذوبان والتسامي والاختزال ، وناقش بوضوح العمليات المختلفة لتحضير الصلب وصبغة الشعر.

وتتلخص أهم أعماله في مجال علم الكيمياء في الآتي :

- اكتشاف الصودا الكاوية (هيدروكسيد الصوديوم) .
- تحضير ماء الذهب ويسمى بالماء الملكي (مكون من حمض النيتريك بنسبة ٦٥% ، وحمض الهيدروكلوريك بنسبة ٣٥%)
- ويسمى بملك الحموض لانه الوحيد الذي يذيب الذهب والفضة ، وسمى أيضا بالتيزاب كما يسمونه المهنيون
- أول من ابتكر طريقة لفصل الذهب عن الفضة بواسطة الأحماض ، وهي الطريقة السائدة إلى يومنا هذا.
- أول من اكتشف حمض النتريك واسماه بماء النار او ماء الفضة
- أول من اكتشف حمض الهيدروكلوريك
- اخترع الانبيق وهي أداة تستخدم لاستخلاص الاحماض
- أضاف جوهريين إلى العناصر التي اكتشفها اليونان وهما الكبريت و الزئبق.
- أول من استخرج حمض الكبريتيك وسماه زيت الزجاج.
- أدخل تحسينات على طريقة التبخير والتصفية والانصهار والتبلور والتقطير.
- اعد الكثير من المواد الكيميائية مثل سلفيد الزئبق و اكسيد الارسين .
- اول كيميائي استعمل الموازين الحساسة في التجارب .

2- أبو بكر محمد بن زكريا الرازي (250 هـ - 320 هـ):

وهو تلميذ جابر بن حيان ويعده الغربيون والشرقيون مؤسس علم الكيمياء الحديثة ، وقد بلغت مؤلفاته ما يقارب 220 مؤلفا وقيل انه فقد بصره بسبب كثرة التأليف.

ومن أهم كتبه " سر الأسرار " والذي صنف فيه الرازي المواد الكيميائية تبعا لأصلها (حيوانية ، نباتية، معدنية ، مشتقة من كيماويات أخرى) . كما قسم المعادن إلى فصائل هي:

الفلزات : مواد قابلة للانصهار ويمكن طرقها.

ارواح : الكبريت ، الزرنيخ ، الزئبق ، كلوريد الألمنيوم (مواد تتطاير في النار).

احجار : مواد تتفلق تتحطم اذا طرقت.

الزجاجات : (مركب يذوب في الماء ومكون من فلز وكبريت واكسجين).

البلورات : ملح الصوديوم مع البورون والموجودة في الطبيعة.

المنطق : كربونات الصوديوم الموجودة في الطبيعة.

رماد النبات والاملاح : ملح كلوريد الصوديوم وهو ملح الطعام.

البوتاس : كربونات البوتاسيوم من رماد الخشب.

النيتير : نيترات البوتاسيوم والصوديوم .

3- علي الحسين (ابن سيناء) (370 هـ - 428 هـ)

كان ابن سيناء من أكثر المؤلفين غزارة و تأثيرا في زمنه وكان طبيبا يحضر أدويته بنفسه ، وكعالم في مجال الكيمياء فانه قام بتقسيم المعادن إلى أحجار ومواد قابلة للانصهار ، و كبريت و أملاح . وقد رفض فكرة انه يمكن معالجة الفلز بالإكسير ليصبح ذهباً ،وقد اختار مجمع الصيدالة في انجلترا ، ابن سيناء وجالت اليوناني كأعظم اثنين تدين لهما علوم الصيدلة بالفضل. واهم مؤلفات ابن سيناء القانون في الطب ، وهو المرجع الذي اعتمد عليه الاوربيون على مدى الخمس مائة عام التالية.

4- عز الدين الجلدكي (743 / 1342م) :

ويعد من أوائل من وضعوا قانون النسب الثابتة والذي نسبه الغرب إلى " جوزيف برادست " 1799 والذي جاء بعد عز الدين الجلدكي بخمسة قرون ، ولقد كان الجلدكي أول من فكر باستخدام الكمادات من معامل الكيمياء .

5- أبو الحسن الهمداني (334 هـ / 945 م) :

وقد ألف كتاب **الجوهرتان العقيقتان المانعتان في الصفراء والبيضاء** والذي ترجم الى الالمانية ونشره كريستوفر لوك مع النص العربي سنة 1968م في جامعة اوبسالا في السويد .

6- ابو قاسم المجريطي 398هـ :

وهو من اولائل من وضعوا أسس الاتحاد الكيميائي وأول من ذكر قاعدة بقاء المادة والتي نسبت بالخطأ لكل من بروسلي ولا فوازيه .

7- أبو المنصور الموفق (القرن الرابع الهجري) :

وهو يعد مؤسس علم الكيمياء الصناعية والتي نالت شهرتها ومانتها في المناهج الجديدة في جامعات العالم .

٢- خصائص علم الكيمياء

من المكونات الأساسية لعلم الكيمياء والتي يمكن ان تساعدك في فهم طبيعة علم الكيمياء هو التعرف على بعض الخصائص التي تميز علم الكيمياء عن غيره من العلوم ومنها:

ان وصف الظواهر العلمية المرتبطة بالكيمياء لا تقتصر على الوصف الكيفي بل تعتمد على استخدام التقدير الكمي (الارقام).

المعرفة العلمية في مجال علم الكيمياء ليست مطلقة فهي من صنع البشر والذين يمكن أن يخطئوا ، ولذلك فان ما توصل إليه العلماء في مجال الكيمياء قابل للتعديل والتغيير ، وخير شاهد على ذلك تطور النظريات الذرية على مر التاريخ.

- 1- علم الكيمياء علم ديناميكي يتطور يوماً بعد يوم وفقاً لتطور وسائل البحث.
- 2- علم الكيمياء علم تراكمي البناء فكل معرفة جديدة تستند على معلومة سابقة.
- 3- علم الكيمياء علم انساني عالمي غير مقتصر على أمة من الأمم او فئة من العلماء.
- 4- علم الكيمياء له ادواته الخاصة التي يطورها ويتطور بها.

مهم جدا دايم
يتكرر بقياس

5- علم الكيمياء يتصف بالموضوعية والدقة.

6- علم الكيمياء تكاملي فهو يرتبط بفروع العلوم الأخرى مثل الفيزياء والاحياء والجيولوجيا والرياضيات.

7- علم الكيمياء يصحح نفسه بنفسه . حيث يلاحظ من خلال دراسة التطور التاريخي لعلم الكيمياء كيف ثبت خطأ بعض النظريات القديمة وظهرت نظريات جديدة تصحح ذلك الخطأ.

٤ - علاقة علم الكيمياء بالتقنية والمجتمع

١- البحوث الأساسية :

ويهتم العلماء في هذا المجال بالبحث عن المعرفة العلمية وتطويرها ، حيث تنصب أهدافهم على الوصول إلى الحقائق والمفاهيم والتعميمات والقواعد والمبادئ والقوانين والنظريات العلمية التي تصف وتفسر سلوك الظواهر الكيميائية وتنبأ بسلوك هذه الظواهر عند تغير الظروف المحيطة ، وهذا الجانب من علم الكيمياء لا يركز على الجوانب التطبيقية بل يكون الهدف الأساسي منه هو الوصول إلى المعرفة النظرية البحتة . وكمثال على احد البحوث الأساسية النظرية هو اكتشاف عقار البنسلين ومعرفة تركيبته الكيميائي ، بواسطة البحوث الأساسية التي أجراها علماء الكيمياء .

٢- البحوث التطبيقية :

ويهتم العلماء في هذا المجال بإجراء البحوث التي تركز على المجالات التطبيقية التي يمكن بواسطتها الاستفادة من نتائج البحوث الأساسية (النظرية) ففي المثال السابق نجد أن علماء الكيمياء التطبيقية قاموا بإجراء العديد من البحوث التي ركزت على دراسة اثر البنسلين على مقاومة العدوى البكتيرية بمختلف أنواعها . ونتيجة لهذه البحوث توصل العلماء إلى معلومات علمية جديدة تتعلق بعقار البنسلين .

٣- البحوث التقنية التكنولوجية :

ويهتم العلماء في هذا المجال بإجراء البحوث والدراسات التي تركز على إيجاد وسائل وطرق يمكن بواسطتها ترجمة المعرفة العلمية التي يتم التوصل إليها عن طريق البحوث الأساسية والتطبيقية على حد سواء - وإنتاج تطبيقات عديدة على نطاق واسع وبطرق اقتصادية . وينبغي الإشارة إلى أن التطبيقات التقنية منها ما يخدم المجتمع وينفع الإنسان ، ومنها ما له اثر سلبي على حياة الإنسان ، وتقسم هذه التطبيقات إلى :

تطبيقات إيجابية تقنية لعلم الكيمياء :

نجد أن العلماء العاملين في مجال التقنية قاموا بتطوير طرق اقتصادية لإنتاج عقار البنسلين بكميات تكفي لتغطية احتياجات السوق المحلية والعالمية واستفادوا من المعرفة العلمية التي وصلت إليهم عن طريق البحوث الأساسية والتطبيقية كما ذكر سلفا . كما ان التقنية استطاعت إنتاج العديد من العقاقير الطبية التي تستخدم

لعلاج الأمراض الفتاكة

كما تمكن العلماء في مجال التقنية من تطوير المبيدات الحشرية التي كانت تفتك بالمحاصيل الزراعية بالإضافة الى ذلك تم إنتاج العديد من الأسمدة الكيميائية التي أدت الى زيادة المحاصيل الزراعية . كما توصل العلماء للمعلومات النظرية حول البلورات وسلوك الضوء وخصائصه وقد تمت الاستفادة من هذه النظرية في إجراء البحوث التطبيقية والتي توصلوا منها الى اكتشاف الليزر وعند اكتشاف الألياف الضوئية تمكن العلماء من استخدام تقنية جديدة وهي إرسال ومضات من ضوء الليزر عبر هذه الألياف والتي أفادت مؤخرا في إرسال الرسائل الصوتية التلفزيونية ، وكذلك إرسال الصور التلفزيونية من مسافات بعيدة جدا عبر هذه الألياف .

تطبيقات سلبية تقنية لعلم الكيمياء :

وينبغي الإشارة إلى ان التطبيقات التقنية للمعرفة العلمية قد يكون لها اثر سلبي على البيئة والبشر . فمثلا صناعة القنبلة الذرية والأسلحة النووية بجميع انواعها ما كانت لتحدث لولا تطور المعرفة في مجال العلوم الأساسية والتطبيقية .

اثر المجتمع على العلم والتقنية :

يظهر اثر المجتمع من خلال مؤسساته المختلفة في محاولة لكبح جماح الأبحاث العلمية الموجهة نحو إنتاج بعض الوسائل والطرق التي يكون لها اثرا سلبيا على حياة الناس ومستقبل البشرية بشكل عام . كما ان المجتمع المتقدم والذي يمتلك العناصر البشرية القادرة على صنع القرار يستطيع الدفع بالأبحاث العلمية في كل المجالات وخاصة مجال الكيمياء وذلك عن طريق توفير الدعم النادي والمعنوي لمثل هذه الأبحاث سواء في مجال العلوم التطبيقية او في مجال التقنية . ولذلك نستنتج ان علم الكيمياء يؤثر على التقنية ويتأثر بها ، كما ان التقنية تؤثر على المجتمع ويتأثر بهما .

ه - علاقة علم الكيمياء مع العلوم الأخرى

تعرف الكيمياء بأنها : " علم دراسة الحركة الكيفية للمادة " ، وهي حسب التصنيفات المختلفة للعلوم إما فرع من العلوم الطبيعية الكونية أو فرع من العلوم الدقيقة. فهي تهتم بأنواع المادة وخصائصها للاستفادة منها؛ والغاية هي الحصول على مواد (مركبات) جديدة خاصياتها محددة قصد الانتفاع بها. المجالات التي تخدمها الكيمياء متعددة ومع التطور المستمر وظهور مجالات وتخصصات جديدة فلا يمكن حصر كل ما يستفيد بتطورات الكيمياء، فنذكر أهم هذه المجالات - :

الطب يكل فروع (صناعة الأدوية، البحث على مركبات جديدة تدخل في صناعة أنسجة للزرع، معادن تستخدم في الجراحة - (...مجال البناء والعمران : مواد لها خاصيات معينة - ...مجال صناعة الأقمشة .

مجال المواصلات (التكنولوجيات الحديثة تتطلب مركبات خاصة لصناعة الأجهزة :

مجالات التغذية ، الفلاحة ، البيئة

الأبحاث في أسرار الكون (علم الفضاء ، المحيطات ، جوف الأرض

٦ - الفرق بين الفرضية والنظرية والحقيقة والقانون العلمي

الفرضية Hypothesis :

هي طرح محتمل أو علاقة محتملة أو اقتراح معين أو تفسير محتمل لظاهرة معينة تمت ملاحظتها ولكنها لم تثبت بعد، ويتم اللجوء إلى التجارب أو القياسات والحسابات والاستنتاجات، و بعد البحث إما أن تثبت صحتها أو تبقى فرضية، وهي أدنى المستويات العلمية، ولا ترقى لمستوى النظرية والقانون والحقيقة العلمية .

مثال :

إذا لاحظتُ تغيراً في لون الماء أو ارتفاعاً في درجة حرارته، فأفترض بأن السبب هو ما يُلقي فيه من مخلفات المصانع ..يبقى كلامي هذا افتراضاً إلى أن أقوم بإثباته عبر التجربة وجمع البيانات وأخذ عينات من الماء وفحصها في المخبر، ودراسة المجرى المائي كاملاً، ومراقبة ما يُلقي فيه من مخلفات متنوعة، وفي نهاية البحث إما أن يؤكد كلامي ويصبح معتمداً، أو أن يبقى مجرد افتراض لا غير.

تعريف اخر / تفسير مؤقت لظاهرة ما . او حدث تمت ملاحظته

النظرية theory :

هي إطار شبه متكامل يحوي مجموعة من النصوص والحقائق والقوانين التي توصلنا إليها، وتقدم تفسيراً للأحداث، وآلية حدوث الظواهر الطبيعية والمواد في الكون عن طريق الأدلة التي نحصل عليها من الحقائق في العادة، فهي لا تعني وجهة نظر خاصة ولا ينبغي أن يقول قائل بأن هذه النظرية لا تعيني ولا تمثلني بل تمثل صاحبها فقط !

وتبقى النظرية صحيحة مادامت كل نتائجها منسجمة مع بعضها البعض، وليس هناك أي تعارض داخلها، وتتطابق مع كل الأرصاد والقياسات والتجارب، ولكنها بذات الوقت تحتل الخطأ والصواب، وقابلية التطوير مع مرور الزمن، إذ من المحتمل أن يظهر خطأ ما في النظرية فنقول بأنها تحتاج شيئاً من التعديل، أما إذا كثرت الأخطاء وتبين فيها خلل فهنا يجب أن تعوض النظرية بغيرها، ويحدث ما يعرف بالثورة العلمية (الانقلاب) حيث يُؤتى بنظرية جديدة وتطوى النظرية السابقة .

أمثلة عن النظريات :

نظرية الجاذبية لنيوتن، النظرية النسبية لأينشتاين، النظرية الجزيئية، النظرية الخلوية، نظرية الكوانتم.....إلخ

تعريفات أخرى للنظرية /

- ١- فرضية مدعومة بالكثير من التجارب
- ٢- تفسير لظاهرة طبيعية بناء على مشاهدات واستقصاءات مع مرور الزمن

ملاحظة هامة :

لا يجوز الخلط بين الحقيقة العلمية والنظرية والقانون ولشرح ذلك نضرب المثال التالي :
سقوط الأجسام نحو الأرض هو (حقيقة) لا يمكن إنكارها ثبتت بالملاحظة والتجربة ثم جاءت (نظرية) إسحاق نيوتن للجاذبية، حيث قام بوضع تفسير لهذا الحدث عندما شرح ظاهرة الجاذبية بين الأجسام، ومن ثم قام آينشتاين بوضع تصحيحات لها، وقام نيوتن بوضع (قانونه) الشهير للجاذبية وفق معادلة رياضية، حيث ينص القانون على أن كل كتلتين في الكون تجذب إحداهما الأخرى بقوة تتناسب طرديا مع حاصل ضرب كتلتيهما، وعكسيا مع مربع البعد بين مركزي الكتلتين.

الحقيقة العلمية Scientific fact :

هي ظاهرة تثبت بالدليل والملاحظة، وبعد عدد من التجارب أو الحسابات والأرصاء من قبل أناس مختلفين، في أماكن مختلفة وفي ظروف مختلفة، وتتسم باليقين الموضوعي الذي يركز على أدلة منطقية مقنعة لأي عقل، وقابلية أن تنقل للناس في كل زمن، وتختلف عن اليقين الذاتي المبني على رغباتنا .

مثال ١ :

العالم يتكون من ذرات : هذه حقيقة ثبتت منذ أكثر من قرن، ولا جدال حولها الآن، ولا يختلف عليها عاقلان .

مثال ٢ :

سرعة الضوء وسرعة الصوت :
تم قياسها في أماكن مختلفة وفي ظروف مختلفة وكانت النتيجة "قيمة" شبه متفق عليها، والفارق بسيط لا يعتد به في القياسات . ولكن من المؤكد بأن أحدا لن يأتي في المستقبل ويقول بأن هناك شيئا أسرع من الضوء، أو أن سرعة الضوء لا نهائية، أو أنها ليست ثابتة فسرعة الضوء والصوت باتت حقيقة علمية متفق عليها .

القانون العلمي scientific law

هو عبارة عن مجموعة من البيانات التي تقوم بالوصف والتنبؤ، وربما التفسير لمجموعة من الظواهر الكونية، وتلخص فيه مجموعة كبيرة من الحقائق التي تحددها التجربة، وعادة ما يصاغ في بيان واحد أو عدة بيانات رياضية أو على شكل معادلة رياضية .

أمثلة : قانون أوم، قانون كبلر، قانون هبل، قوانين نيوتن في الجاذبية والحركة .

او يعرف القانون العلمي ب علاقة اوجدها الله في الطبيعة تدعمها عدة تجارب

تعريفات أخرى

١- الاستنتاج / حكم قائم على المعلومات التي يتم الحصول عليها

٢- النموذج / تفسير مرئي او لفظي او رياضي للبيانات التجريبية

المعيار الثاني

المؤشرات	المعيار
<p>١. يلم بمفهوم المنهج العلمي والمفاهيم المرتبطة به، ويبين أهمية ممارسته في الوصول للمعرفة العلمية.</p> <p>٢. يعرف مجموعة من طرق البحث العلمي التجريبية وغير التجريبية التي يمارسها العلماء، ويحدد مدى مناسبتها لاختبار الفرض العلمي.</p> <p>٣. يطبق طرق البحث العلمي التجريبية وغير التجريبية، ويتمكن من تحديد المتغيرات وضبطها وملاحظتها.</p> <p>٤. يستخدم مجموعة متعددة من الطرق و الأدوات و التقنيات المناسبة للوصول إلى البيانات وجمعها، وتحليلها، واعداد التقارير عنها، و التواصل بها مع الآخرين.</p> <p>٥. يستخدم مهارات القياس، ويقدر مستوى الدقة والضبط والخطأ ومصادره في جمع وتسجيل البيانات.</p> <p>٦. يقوم مصادر متعددة ويستخدمها للوصول إلى المعرفة العلمية مثل: الكتب، والمجلات العلمية المتخصصة، والمواقع الإلكترونية الموثوقة، والمؤسسات والجمعيات العلمية المتخصصة.</p> <p>٧. يعرف أخلاقيات الممارسات العلمية والبحثية في علم الكيمياء، ويستوعب تنظيماتها الصادرة في المملكة العربية السعودية.</p>	<p>المعيار، ٣. ٧. ٢، يلم العلم بمفهوم المنهج العلمي ومبادئه وخصائصه وطرقه وتطبيقاته وأخلاقياته في علم الكيمياء.</p>

٢

١- المنهج العلمي

يدلُّ المنهج العلمي على الطريقة التي يتبعها العلماء من أجل وضع قواعد العلم، واستنتاج المعلومات .

أنواع المنهج العلمي

يتم اكتشاف الحقائق بأكثر من طريقة علمية، فيتم اختيار الطريقة بما يتناسب مع الموضوع الذي يقوم الشخص بدراسته، ومن أنواع هذه الطرق ما يلي.

أولاً / المنهج الوصفي : هو أسلوب من أساليب البحث عن المعلومات، ويعتمد على توفر المعلومات الكافية والصحيحة عن ظاهرة ما، وضمن فترة زمنية محددة، وذلك من أجل الحصول على نتائج أفضل يتم تفسيرها بطريقة موضوعية، وبما يتوافق مع معلومات الظاهرة.

خصائص المنهج الوصفي: إن المنهج الوصفي يُعتبر الأنسب في التعامل مع الظواهر الإنسانية، والاجتماعية . يستخدم الباحث هذا المنهج عندما تتوفر لديه معرفة ومعلومات كافية عن الظاهرة .

يتصف المنهج الوصفي بأنه واقعي، لأنه يدرس الظاهرة كما هي موجودة في الواقع .

شروط استخدام المنهج الوصفي:

- ١- جمع المعلومات وكافة البيانات المتعلقة بالظاهرة، من أجل تفسير مشكلة البحث.
- ٢- أن يمتلك الباحث المهارة على استخدام كافة أدوات هذا المنهج؛ كأدوات القياس والتحليل .

خطوات المنهج الوصفي :

- ١- الشعور بالمشكلة ، وجمع المعلومات عنها .
- ٢- تحديد المشكلة .
- ٣- وضع فروض الدراسة التي تجيب عن العنوان بصورة مؤقتة .
- ٤- تحديد مجتمع البحث، والعينة التي ستتم عليها الدراسة .
- ٥- تحديد أدوات جمع البيانات كالاستبانات .
- ٦- أخيراً يتم كتابة النتائج وتفسيرها، وتقديم بعض التوصيات .

ثانياً / المنهج التاريخي

يقوم هذا المنهج على دراسة التاريخ فيعمل الباحث على دراسة الماضي لمعرفة الحاضر والتنبؤ بالمستقبل، ويقوم هذا المنهج على الملاحظة ثم الربط من أجل تكوين فكرة عامة.

مصادر المنهج التاريخي:

- ١- مصادر أولية وتتضمن الوثائق، والمقابلات، والآثار .
- ٢- مصادر ثانوية وتتضمن الرجوع إلى الكتب، والمذكرات، وتسجيلات التلفزيون والإذاعة، وكذلك تتضمن الرجوع إلى السير الذاتية .

خطوات المنهج التاريخي:

تحديد المشكلة بعد الشعور بها . جمع كافة المعلومات عنها. تحليل المعلومات، ونقدها . كتابة الفروض، وشرحها . استنتاج النتائج، وكتابة البحث النهائي .

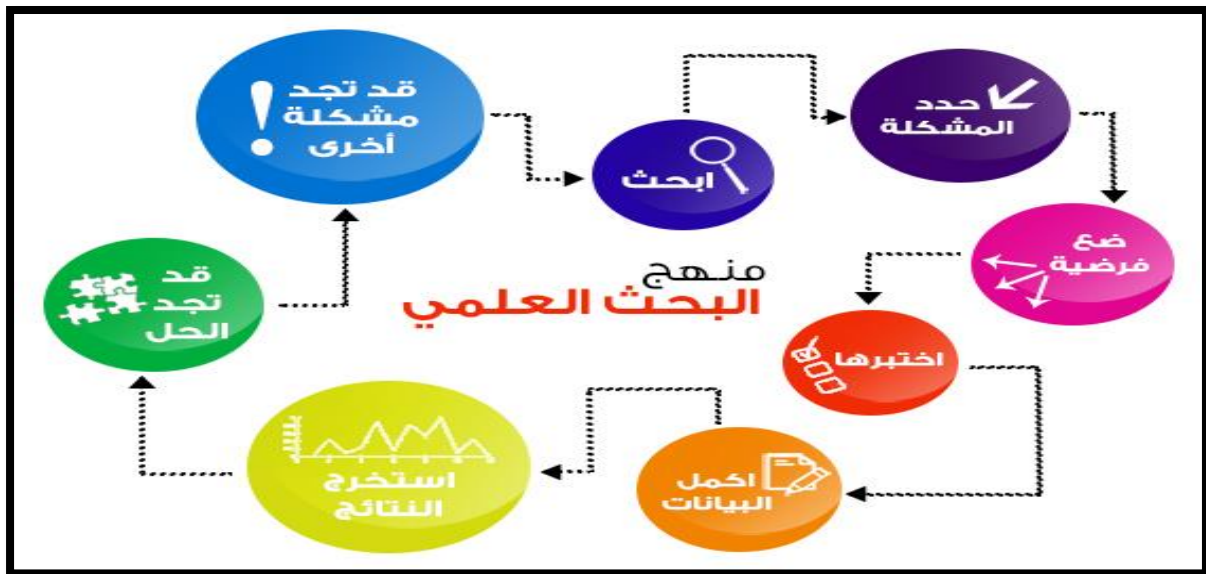
أهمية المنهج التاريخي:

- ١- يُساعد في التعرف على أصول النظريات، ووقت نشوءها .
- ٢- معرفة المشاكل التي تعرض لها الشخص .
- ٣- معرفة العلاقة بين البيئة ومشكلة الدراسة .

ثالثا / المنهج التجريبي :

يقوم أساسه على إثبات صحة جميع المتغيرات عدا متغير محدد تجري كل الدراسة عليه، وتعتبر التجربة إحدى الطرق التي تستخدم في هذا المنهج.

خطوات المنهج التجريبي: تحديد المشكلة، ووسائل البحث . كتابة الفرضيات . تحديد مجتمع البحث والعينة . التأكد من صحة النتائج . كتابة التصميم التجريبي.



٢- المنهج التجريبي

المتغيرات في المنهج التجريبي:

يجري البحث في العلوم الإنسانية تصميمه في ضوء الاختلاف و التنوع بين الأفراد و بين الظروف، و يهدف النشاط عموماً إلى محاولة فهم كيفية تغير الأشياء و أسباب تغيرها .

المتغير / مصطلح يدل على صفة محددة تأخذ عدداً من الحالات أو القيم أو الخصائص و تشير البيانات الإحصائية التي يقوم الباحث بجمعها إلى مقدار الشيء أو الصفة أو الخاصية أو العنصر أو المفردة أو الفرد إلى متغيرات ، وقد يشير المتغير إلى مفهوم معين يجري تعريفه إجرائياً في ضوء إجراءات البحث ، و يتم قياسه كمياً أو وصفه كيفياً.

فالدعاء مثلاً صفة عقلية لدى الأفراد بدرجات متفاوتة ، و هو بذلك متغير؛ لأنه بنفس القيمة أو الدرجة أو المستوى عند جميع الأفراد.

وهناك أكثر من طريقة لتصنيف المتغيرات

١- المتغير المستقل: وهو ذلك المتغير الذي يبحث أثره في متغير آخر، وللباحث إمكانية التحكم فيه للكشف عن تباين هذا الأثر باختلاف قيم أو فئات أو مستويات ذلك المتغير.

٢- المتغير التابع: هو ذلك المتغير الذي يرغب الباحث في الكشف عن تأثير المتغير المستقل عليه.

٣- المتغير المعدل: هو ذلك المتغير الذي قد يغير في الأثر الذي يتركه المتغير المستقل في المتغير التابع، إذا اعتبره الباحث متغيراً مستقلاً ثانوياً إلى جانب المتغير الرئيسي في الدراسة ، وهو يقع تحت سيطرة الباحث و يقرر فيما إذا كان من الضروري إدخاله أم لا

مثال: حينما يرغب الباحث في معرفة أثر طريقة التدريس المستخدمة على تحصيل مادة العلوم أو الأحياء، وجاءت عينة الدراسة من الجنسين ، فقد يرى الباحث أن أثر طريقة التدريس يعتمد على جنس المتعلم، فالجنس هناك متغير معدل ، أي متغير مستقل ثانوي.

٤- المتغير العارض أو الدخيل : هو ذلك المتغير المستقل غير المقصود الذي لا يدخل في تصميم الدراسة ولا يخضع لسيطرة الباحث ، و لكنه يؤثر على نتائج الدراسة، أو يؤثر على المتغير التابع ، كما لا يمكن ملاحظته أو قياسه . ونظراً إلا أن الباحث لا يستطيع ملاحظة أو قياس المتغير الدخيل أو المتغيرات العارضة فعليه أن يأخذها بعين الاعتبار عند مناقشة النتائج و تفسيرها.

*مثال مهم / كيف يمكن لكمية ضوء الشمس أن تؤثر على نمو النبات .

المتغير المستقل : مقدار معين من أشعة الشمس

المتغير التابع : معدل نمو النبات (إما الارتفاع / زيادة الأوراق أو الاخضرار أو ظهور الأزهار و الثمار)

المتغير الثابت : مثل كمية الماء / درجة الحرارة / نوعية النبات / نوعية التربة

المتغير العارض : الإصابة بالفطر أو العدوى / أحوال جوية طارئة كالغيوم

٣- تطبيق على المتغيرات

1- تأثير فيتامين ج على فترة الحياة

في دراسة عن مدى صحة أن تناول أقراص فيتامين ج يومياً يطيل فترة حياة الإنسان. سيفرض الباحثون على مجموعة من الأشخاص تناول فيتامين ج خلال فترة زمنية معينة. سيتناول جزء من أفراد المجموعة الفيتامين يومياً، بينما سيتناول أفراد المجموعة الثانية أقراصاً موهة. لا يعرف أي من الأفراد إلى أي المجموعات ينتمي. سيفحص الباحثون فترة الحياة للأفراد في المجموعتين. **هنا المتغير التابع هو "فترة الحياة" والمتغير المستقل هو استخدام فيتامين ج.**

2- تأثير استخدام الأسمدة على نمو النباتات

في دراسة لقياس مدى تأثير استخدام كميات مختلفة من الأسمدة على نمو النباتات، **المتغير المستقل هو كمية السماد والمتغير التابع هو مقدار النمو في النبات.** المتغيرات المسيطر عليها تكون نوع النبات ونوع السماد وكمية أشعة الشمس التي يحصل عليها النبات وحجم الأبيص، وغير ذلك.

3- تأثير جرعة الدواء على شدة الأعراض

في دراسة عن تأثير جرعات مختلفة من الدواء على مدى شدة أعراض المرض، يمكن أن يقارن الباحث بين شدة الأعراض ومدى تكرارها عند تناول جرعات مختلفة من الدواء. **هنا المتغير المستقل هو مقدار جرعة الدواء والمتغير التابع هو شدة الأعراض ومدى تكرارها.**

4- تأثير درجة الحرارة على الاصطباغ

في تجربة قياس مقدار اللون المزال من عينات من **الشمندر الأحمر** عند درجات حرارة مختلفة، تكون درجة الحرارة هي المتغير المستقل، بينما يكون المتغير التابع هو مقدار الصبغة المزالة من العينة.

5- تأثير التعليم على الصحة

في علم الاجتماع، يتم قياس مدى تأثير المستوى التعليمي على مستوى الدخل أو الصحة، المتغير التابع هو مستوى الدخل أو الصحة، والمتغير المستقل هو المستوى التعليمي للأفراد

• سؤال / حدد المتغير المستقل في المثال التالي :-

إذا قمت بإجراء تجربة لإثبات الفرضية القائلة " أن دواء ما ، يصلح للتغلب على مرض معين " ، وبناء على ذلك تم أخذ مجموعتين من حيوانات التجارب وأعطيت المجموعة الأولى الدواء **فإن المتغير المستقل هو:**

(أ) الدواء (ب) المرض (ج) نوع الغذاء (د) المجموعتان

من اسئلة
قياس

٤- طرق جمع البيانات في البحث العلمي

هناك أربع خطوات يتم فيها جميع البيانات في البحث العلمي وهي:

١/ الاستبيان: تقوم هذه الطريقة على وضع الأسئلة في ورقة ويجب عليها مجموعة من الناس أو فئة محددة يُستفاد من معلوماتهم وانتقاداتهم حول الموضوع المراد إجراء البحث عليه، وتأتي على نوعين إما أن تكون :

أسئلة حرة (مفتوحة) أو مُقيدة (محدودة) بالأسئلة والإجابات، وهناك بعض القواعد التي يجب الالتزام بها عند استخدام هذه الطريقة وهي:

- 1- أن تكون الأسئلة بسيطة ومفهومة وبعيدة عن التعقيد. البدء دائماً بالأسئلة السهلة ثم الصعبة.
- 2- الابتعاد عن الأسئلة الكثيرة.
- 3- الابتعاد عن جميع الأسئلة المفتوحة خوفاً من عدم فهم الإجابات.
- 4- الابتعاد عن جميع الأسئلة المعقدة والتي يصعب الإجابة عليها.

٢/ الملاحظة: يقصد به ملاحظة ومتابعة السلوك الفردي أو الجماعي بقصد دراسته؛ ليتمكن الباحث بعد ذلك وصف السلوك وتحليله، ومن مميزاته أنه يميل إلى التمييز بين الأحداث والربط فيما بينها حتى يتم بعد ذلك تسجيل الملاحظات والاستفادة منها.

٣/ المقابلة: تعتبر أداة رئيسية لجمع المعلومات والبيانات في الدراسات الفردية والجماعات الإنسانية، وهي من أكثر الوسائل شيوعاً واستخداماً وضرورية لأي باحث، وهذا النوع ليس سهلاً أو بسيط ولكن هي طريقة فنية لجمع المعلومات لدى الباحث، وهناك نوعين من المقابلة وهي:

- ١- بحسب تصميم الأسئلة والإجابات.
- ٢- بحسب الأهداف المراد تحقيقها من المقابلة.

٤/ الاختبارات: هذا النوع من طرق جمع البيانات يعتمد على دراسة صفة معينة من جوانب السلوك الشخصي أو الجماعي من خلال وضع اختبارات خاصة يستفاد منها في وقت لاحق من قبل الباحث، ويجب أن يشترط في هذا النوع المصادقية والصدق والوضوح والثبات، وهناك نوعين من الاختبارات وهي:

- ١- اختبارات الشخصية وتحليلها.
- ٢- اختبارات الميول الفردي أو الجماعي.

٥- الأساليب الإحصائية (طرق القياس) في الأبحاث العلمية

1.2 أنواع المقاييس Measurement scales.

هناك 4 أنواع مختلفة لقياس المتغيرات:

الإسمية	Nominal	(مثل النوع والحالة الاجتماعية)
الترتيبية	Ordinal	(مثل المستوي التعليمي و الكادر الوظيفي)
الفترة	Interval	(مثل درجات الحرارة)
النسبة	Ratio	(مثل الأوزان والأطوال أو أي مقياس له صفر قياس)

المقاييس الإسمية هي أدنى أنواع المقاييس يليها المقاييس الترتيبية فمقاييس الفترة. أما اعلي المقاييس فهي مقاييس النسبة والتي تصلح معها جميع التحليلات الإحصائية.

(ملاحظة: يعتبر SPSS كل من مقياس النسبة Ratio ومقياس الفترة Interval على أنهما مقاييس كمية Scale)

1- المقياس الإسمي (Nominal Scale)

يدل هذا النوع من المقاييس على التصنيفات أو الأقسام ، التصنيفات في هذه الحالة مختلفة و غير متكررة و ليس لها أي دلالة رقمية

من الأمثلة : على هذا النوع من البيانات: الجنس، الفئة العمرية، نوع المدرسة، الموضوع الذي تم تدريسه، و غيرها .

2- المقياس الرتبي أو الترتيبي (Ordinal Scale)

هذا المقياس يصنّف البيانات كما هو حال المقياس السابق لكن يضيف إليها خاصية الترتيب، بحيث أنه يمكن وضع التصنيفات في ترتيب واضح متسلسل . **من الأمثلة الواضحة** على هذا النوع من المقاييس هي المقاييس الخاصة بالتقييم أو مقاييس لا يكرت.

ترتيب هذه التصنيفات قد يكون من الأصغر للأكبر أو من الأضعف للأقوى أو الأفضل للأسوء لكن المهم في هذا المقياس أن التصنيفات لها ترتيب واضح.

فالخلاصة فيما يتعلق بهذا النوع، أن البيانات فيه يمكن ترتيبها إلا أن المسافة بين مختلف التصنيفات المتاحة غير واضحة أو تم إختبارها بمقياس رقمي واضح.

3- مقياس الفترة (Interval Scale)

في هذا النوع، هنالك مسافات موزونة، متساوية و واضحة بين التصنيفات، بالإضافة إلى احتفاظه بمزايا النوعين الماضية و هي التنصيف و الترتيب في هذا النوع من المقاييس، يمكن معرفة المسافة بين التصنيفات، الأفراد أو العناصر الجاري دراستها بدقة. بسبب وجود مسافات متساوية بين العناصر في هذا النوع من المقاييس، يطلق على هذا المقياس أيضا (Equal-interval scale) **فعلى سبيل،** الفرق أو المسافة بين ٣ و ٤ درجات مئوية هو نفسه الفرق أو المسافة بين ٩٨ و ٩٩ درجة مئوية.

الفارق الوحيد الواضح في هذا النوع من المقاييس هو أنه ليس هنالك قيمة حقيقية للصفر (No True Zero) في البيانات. فمثلا في حالة قلنا درجة الحرارة هي ٠ مئوية فإن هذا لا يعني إنعدام الحرارة من الوجود إنما نقصد أن الجو بارد.

هذا النوع من المقاييس إستخدامه نادر، و جميع الإختبارات الإحصائية التي تنطبق على هذا النوع من البيانات هي نفسها للمقياس التالي.

4- المقياس النسبي أو مقياس النسبة (Ratio Scale)

يحتفظ هذا النوع من المقاييس بمزايا الثلاثة أنواع السابقة، فهو يصنّف، يرتّب و يوضح المسافات بشكل متساوي و موزون، و بالإضافة لذلك، يضيف قيمة حقيقة للصفر، بشكل يمكّن الباحث من معرفة النسب و اختلافاتها بين مختلف العناصر بسهولة. فالباحث يمكنه الإشارة إلى عنصر بأنه أقوى مرتين من العنصر الآخر أو أنه أطول بعشر مرات من العنصر الآخر، و هكذا. أيضا، إذا ما قلنا أن شخص ما لديه حسابه صفر في البنك فالمقصود هو إنعدام أي شئ من حسابه. **لذلك يعتبر هذا النوع من البيانات هو الأقوى،** نظرا لأنه يمكن إستخدام و معرفة و مقارنة النسب من خلاله.


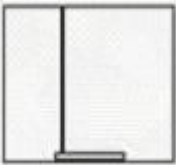
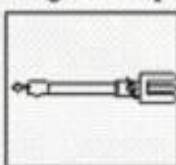


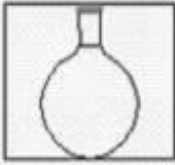
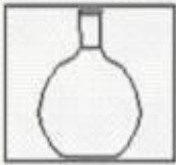
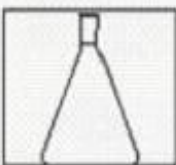
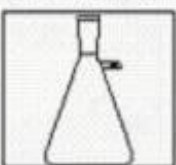






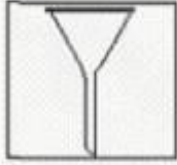
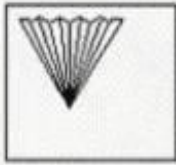
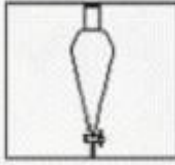
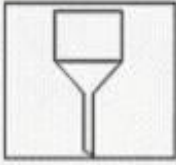
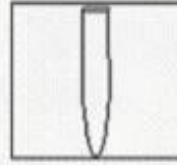
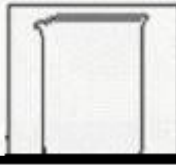
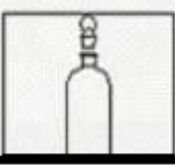
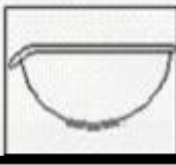
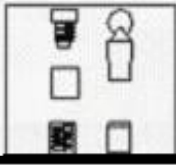

من الأمثلة على هذا النوع، مقدار الأموال التي لديك أو في حسابك في البنك، عدد أفراد مجتمع أو مجموعة ما، الوقت الذي تم إستخدامه لإنهاء مهمة أو مشروع ما، الدخل، سنوات التدريس، الدرجات في الإختبار.

غالبا، الإختبارات الإحصائية التي يمكن تطبيقها على النوعين الأخيرة من مقاييس البيانات غالبا ما تكون أقوى من تلك التي يمكن تطبيقها على النوعين الأولى.

المعيار الثالث والرابع

المؤشرات	المعيار
<p>١. يعدد مكونات المختبر وقواعد وإجراءات السلامة والأمان ورموزها.</p> <p>٢. يقيم مخاطر المواد الكيميائية التي يستخدمها في تدريسه، ويعرف كيفية استخدامها، وتخزينها، والتخلص منها بأمان.</p> <p>٣. يبين إجراءات الإسعافات الأولية للإصابات التي يمكن أن تحدث داخل المختبر أو خارجه.</p> <p>٤. يشرح كيفية استخدام أدوات العمل بطريقة آمنة ومناسبة لجميع الطلاب.</p> <p>٥. يحدد أهم الزجاجيات والأجهزة التي تستخدم في المختبر وكيفية استعمالها بأمان.</p> <p>٦. يذكر أهم المذيبات والكواشف المستخدمة في التجارب الكيميائية.</p> <p>٧. يوظف مهارات المختبر الأساسية في إجراء التجارب الكيميائية.</p>	<p>المعيار: ٣ .٧ .٣: يجري المعلم التجارب العملية مراعيًا قواعد السلامة والأمان في المختبر.</p>
<p>١. يستخدم الرسوم البيانية ويمثل البيانات.</p> <p>٢. يلم بالتطبيقات الرياضية المتعلقة بالكيمياء.</p> <p>٣. يعدد الوحدات القياسية وأنظمتها المختلفة واستخداماتها في الكيمياء والتحويل من نظام وحدات إلى آخر.</p>	<p>المعيار: ٣ .٧ .٤: يلم المعلم بالمهارات الرياضية وتمثيل البيانات.</p>

١- مكونات المختبر

لهب بنسن Bunsen Burner	حامل Stand	كاتب اصبعي Finger Clamp	سحاحة Burette	ماصة مخبرية Pipette
				
دورق ملور القاعدة Round Bottom Flask	دورق مستقيم القاعدة Flat Bottom Flask	دورق مخروطي Erlenmeyer Flask	دورق ترشيح Filtering Flask	دورق حجمي Volumetric Flask
				
دورق تبخير Evaporator flask	مكثف Condenser	مخبار مدرج Graduated Cylinder	وعاء ماص للرطوبة Desicator	منقاة وعلون Mortal and Pestle
				
قمع Funnel	ورقة ترشيح Paper Filter	قمع للفصل Separatory Funnel	قمع بختر Buchner Funnel	تيوب اختبار Test Tube
				
كأس Beaker	قارورة كاشف Reagent Bottle	صحن تبخير Evaporating Dish	سدادات واغطية Lids, Rubber Stopper	قارورة غسل Washing Bottle
				

٢- قواعد السلامة والأمان في المختبر ورموزها

- 1- استخدام الملصقات التحذيرية على عبوات المواد الكيميائية والأواني الزجاجية للتنبيه على خطورة محتواها والاحتياطات اللازم إتباعها عند استخدامها.
- 2- لا تحاول نقل المواد الكيميائية خارج المختبر ، وإن اضطررت لذلك فأستخدم كلتا يديك في حمل العبوة ، ولا تسندها بصدرك ، ولا تحمل أكثر من عبوة في آن واحد.
- 3- اغسل يدك جيدا بالماء الجاري بعد الانتهاء من العمل المخبري ، فهذا يقلل من خطر التسمم بالمواد الكيميائية السامة.
- 4- حضر كميات قليلة من الغازات وخاصة الكلور ، البروم للاستخدام الآني فقط على أن يتم ذلك في خزانة طرد الغازات أو في مكان جيد التهوية.
- 5- أحذر عند قيامك بتشكيل الزجاج ، وطبق احتياطات السلامة العامة في ذلك.
- 6- اقرأ التعليمات و التحذيرات الموجودة على عبوات المواد الكيميائية قبل استعمالها ، واعمل على تطبيقها.
- 7- لا تحاول شم المواد الكيميائية بشكل مباشر بان تضع العبوة أمام أنفك ،لان بعضها خطر جدا.
- 8- تتذوق أي مادة كيميائية مهما كانت الأسباب.
- 9- إذا لاحظت أن الإشارة التحذيرية الموضوعه على عبوة المادة الكيميائية تدل على أنها مادة قابلة للاشتعال ،فأبتعد عن التسخين المباشر ، وابتعد اللهب قدر الإمكان عن مقر عملك.
- 10- لا تهمل في لبس معاطف المختبر والكمامات والنظارات الواقية والقفازات عند التعامل مع المواد الكيميائية حفاظا على سلامتك.
- 11- أحذر عند التعامل مع الزئبق، وإذا انسكب على الأرض بكمية كبيرة فلا تجمعها بيديك، وإذا كانت بسيطة فيمكنك التخلص منها برشة كمية من الكبريت عليها.
- 12- عند تسخين المحاليل حاول أن تكون الحرارة موزعة بانتظام ، واستخدم شبكة التسخين الخاصة بذلك، أو حرك أنبوبة الاختبار بشكل مستمر على اللهب ، وأبعد الفوهة عن وجهك أو وجه زميلك .
- ١٣- توضع أكياس (السيلكا جل) في أجزاء من المختبر لامتصاص الرطوبة في المختبر

13- لا تستعمل زجاجة خزن المحاليل مباشرة في العمل المخبري اليومي ، وخذ منها ما تحتاج إليه وضعه في كأس منعاً لتلوث المادة الكيميائية ، ولا ترجع المادة المتبقية إلى عبوة التخزين.

14- أغلق عبوة تخزين المادة الكيميائية بغطائها الخاص مباشرة بعد أخذ الكمية المناسبة منها منعاً لخلط الأغذية ببعضها مما يؤدي إلى تلوث المواد الكيميائية، وبالتالي فشل بعض التجارب .

15- لا تستخدم طريقة السحب بالفم عند أخذ كميات من المواد الكيميائية بواسطة الماصة ، واستخدم عوضاً عن ذلك الانتفاخ المطاطي (Pipette Fillers) لضمان سلامتك.

16- تجنب تناول الأطعمة أو تخزينها في المختبر ، ولا تشرب من الماء المخصص للمختبر.

17- تجنب التدخين داخل المختبر وخاصة قرب المواد الكيميائية ، فبعضها ذات أبخرة شديدة العشق للهب .

18- المشي بهدوء داخل المختبر وعدم الاندفاع في المشي أو التحرك المفاجئ ، وترك اللهب والمزاح والشجار داخل المختبر.

19- عدم سد الطرقات والممرات بالأجهزة والأدوات ، خاصة منافذ الخروج الاضطرارية ، والتي يجب أن يكون الوصول إليها سهلاً وسريعاً .

20- - تعرف على الطريقة الصحيحة لتحضير محاليل الأحماض، وأضف دائماً الحمض ببطء إلى الماء وليس العكس .

21- يجب وضع اللوحات والإعلانات الإرشادية في داخل المختبر واعمل على تطبيقها.



٣- رموز السلامة في المختبر ومخاطرها وطرق التخلص منها

الرمز	المخاطر	الأمثلة	الاحتياطات	العلاج
 التخلص من المواد	يجب اتباع خطوات التخلص من المواد.	بعض المواد الكيميائية، والمخلوقات الحية.	لا تتخلص من هذه المواد في المسلة أو في سلة المهملات.	تخلص من النفايات وفق تعليمات المعلم.
 مواد حية	مخلوقات ومواد حية قد تسبب ضرراً للإنسان.	البكتيريا، الفطريات، الدم، الأنسجة غير المحفوظة، المواد النباتية.	تجنب ملامسة الجلد لهذه المواد، وليس قناعاً (كماسة) وقفازات.	أبلغ معلمك في حالة حدوث ملامسة للجسم، واغسل يديك جيداً.
 درجة حرارة مرتفعة أو منخفضة	الأشياء التي قد تحرق الجلد بسبب حرارتها أو برودتها الشديدين.	غليان السوائل، السخانات الكهربائية، الجليد الجاف، النيتروجين السائل.	استعمال قفازات واقية.	اذهب إلى معلمك طلباً للإسعاف الأولي.
 الأجسام الحادة	استعمال الأدوات والزجاجات التي تجرح الجلد بسهولة.	المقصات، الشفرات، السكاكين، الأدوات المدببة، أدوات التشريح، الزجاج المكسور.	تعامل بحكمة مع الأداة، واتبع إرشادات استعمالها.	اذهب إلى معلمك طلباً للإسعاف الأولي.
 الأبخرة	خطر محتمل على الجهاز التنفسي من الأبخرة.	الأمونيا، الأستون، الكبريت الساخن، كرات العث (النفثالين).	تأكد من وجود تهوية جيدة، ولا تشم الأبخرة مباشرة، وارقد قناعاً (كماسة).	اترك المنطقة، وأخبر معلمك فوراً.
 الكهرباء	خطر محتمل من الصعقة الكهربائية أو الحرق.	تأريض غير صحيح، سواحل منسكبة، أسلاك معزاة.	تأكد من التوصيلات الكهربائية للأجهزة بالتعاون مع معلمك.	لا تحاول إصلاح الأعطال الكهربائية، وأخبر معلمك فوراً.
 المواد المهيجة	مواد قد تهيج الجلد أو الفشاء المخاطي للثناة التنفسية.	حبوب اللقاح، كرات العث، سلك المواعين، ألياف الزجاج، برمنجنات البوتاسيوم.	ارتد قناعاً (كماسة) واقياً من الفيار وقفازات، وتصرف بحذر شديد عند تعاملك مع هذه المواد.	اذهب إلى معلمك طلباً للإسعاف الأولي.
 المواد الكيميائية	المواد الكيميائية التي يمكن أن تتفاعل مع الأنسجة والمواد الأخرى وتلفها.	المبيضات، مثل فوق أكسيد الهيدروجين والأحماض كحمض الكبريتيك، القواعد كالأمونيا، وهيدروكسيد الصوديوم.	ارتد نظارات واقية، وقفازات، والبس معطف المختبر.	اغسل المنطقة المصابة بالماء، وأخبر معلمك بذلك.
 المواد السامة	مواد تسبب التسمم إذا ابتلعت أو استنشقت أو لمست.	الزئبق، العديد من المركبات الفلزية، اليود، النباتات السامة.	اتبع تعليمات معلمك.	اغسل يديك جيداً بعد الانتهاء من العمل، واذهب إلى معلمك طلباً للإسعاف الأولي.
 مواد قابلة للاشتعال	بعض المواد الكيميائية يسهل اشتعالها بوساطة اللهب، أو الشرر، أو عند تعرضها للحرارة.	الكحول، الكيروسين، الأستون، برمنجنات البوتاسيوم، الملابس، الشعر.	تجنب مناطق اللهب المشتعل عند استخدام هذه المواد الكيميائية.	أبلغ معلمك فوراً، واستعمل طفاية الحريق.
 اللهب المشتعل	ترك اللهب مفتوحاً يسبب الحريق.	الشعر، الملابس، الورق، المواد القابلة للاشتعال.	اربط الشعر إلى الخلف، ولا تلبس الملابس الفضفاضة، واتبع تعليمات المعلم عند إشعال اللهب أو إطفائه.	اغسل يديك جيداً بالماء، واذهب إلى معلمك طلباً للإسعاف الأولي.
 غسل اليدين	 نشاط إشعاعي	 سلامة الحيوانات	 سلامة العين	 وقاية الملابس
اغسل يديك بعد كل تجربة بالماء والصابون قبل نزع النظارات الواقية.	يظهر هذا الرمز عندما تستعمل مواد مشعة.	يشير هذا الرمز إلى التأكيد على سلامة الحيوانات.	يجب دائماً ارتداء نظارات واقية عند العمل في المختبر.	يظهر هذا الرمز على عبوات المواد التي يمكن أن تبتقع الملابس أو تحرقها.

الاحتياطات الضرورية	مخاطر المادة	مطلوبها	السلامة
نفاذي نماسها مع الجلد و العين أو استنشاق أبخرتها.	نحدث نهيجات على مستوى الجلد و العين والجهاز التنفسي.	مهيج Irritant	
نفاذي نماسها مع الجلد و العين والملابس أو استنشاق أبخرتها.	يخرّب الأنسجة الحية (الجلد و العين والمسالك التنفسية).	أكال Corrosif	
نفاذي لمسها أو استنشاق أبخرتها.	مواد خطيرة بالنسبة للصحة. قد تؤدي إلى الموت..	سام Toxique	
يجب وضع هذه المواد بعيدا عن كل لهب أو شرارة. وعلق القارورة بإحكام.	قابل للاشتمال بسهولة.	قابل للاحتراق Inflammable	
يجب وضعها بعيدا عن كل مادة قابلة للاحتراق	يسهل احتراق المواد القابلة للاحتراق.	مدرق Comburant	
نفاذي الصدمات والاحتكاكات الني قد تقع على هذه المواد. وهدج إشعال نار قربها	قابلة للانفجار نحدث تأثير الصدمات، والاحتكاك والتسخين.	منفجر Explosif	
نفاذي رميها في الطبيعة والعمل على نجميعها في أماكن مخصصة لها.	يحدث تأثيرات سلبية مخرّبة للبيئة.	ملوث Polluant	

أ أمثلة لبعض المواد الكيميائية الخطرة:

أمثلة المواد الكيميائية	نوع المادة الخطرة	الرمز
بنزين، كبروسين، كحول	مادة قابلة للاشتعال	
مخلوط من الهيدروجين والأكسجين	مادة متفجرة	
أحماض وقلويات قوية مثل: حمض الهيدروكلوريك، حمض الكبريتيك، حمض النيتريك، هيدروكسيد الصوديوم، هيدروكسيد البوتاسيوم	مادة تساعد على التآكل	
الزئبق، سيانيد، غاز الكلور، الزرنيخ	مادة سامة	
الكحول، كلوروفورم، بخار البروم، عوادم من حمض الكبريتيك المركز، الأمونيا	مادة مهيجة ومنبهة للحواس	
كربون مشع، يورانيوم، بلوتونيوم	مادة مشعة	

الإسعافات الأولية للإصابات أثناء استخدامك للمواد الكيميائية

نوع الإصابة	طريقة إسعافها
١- جميع إصابات البشرة بالأحماض المركزة	- الغسيل بالماء ثم بمحلول كربونات الصوديوم الهيدروجينية.
٢- جميع إصابات البشرة بالقواعد المركزة.	- الغسيل بالماء ثم بحمض الخليك المخفف.
٣- تناثر حمض أو قاعدة ووصوله الى العين.	- تغسل العين بالماء عدة مرات ثم يعمل حمام لها بمحلول مخفف من حمض البوريك.
٤- إصابات البشرة بسائل البروم	- تغطي البشرة بالجلسرين مع ذلكها جيدا ثم تحفيقها ودهنها بمرهم.
٥- الجروح النازفة.	- تطهر بالكحول أو بمحلول اليود ثم يوقف النزيف بمحلول كلوريد الحديد الثلاثي ويربط.
٦- استنشاق غاز مثل الكلور.	- تفك الملابس وابعاد المصاب عن مصدر الغازات - عمل تنفس صناعي.
٧- استنشاق غازات حمضية مثل ثاني أكسيد النيتروجين وكلوريد الهيدروجين وثاني أكسيد الكبريت أو غازات قاعدية مثل الأمونيا.	- وابعاد المصاب عن مصدر الغازات - عمل تنفس صناعي.
٨- ابتلاع مادة قاعدية نتيجة الاستعمال الخاطئ.	- غسل فم المصاب واعطاه مادة حمضية فوراً مثل حمض الخليك المخفف
٩- ابتلاع مادة حمضية نتيجة الاستعمال الخاطئ للماصة.	- غسل الفم بسرعة ثم اعطاء المصاب فوراً محلول كربونات الصوديوم الهيدروجينية.

انسكابها على الجلد	تطيرها في العين	ابتلاعها بالخطأ
الحمض	١- اغسل العين بماء وفيرا ٢- ثم اقطر بالعين اربع نقاط من محلول بيكربونات الصوديوم المائي بتركيز ٢%	١- اسق المصاب بماء وفيرا ٢- ثم اسق كوبا من حليب المغنيزا او الحليب العادي
القاعدة	١- اغسل العين بماء وفير ٢- اقطر بالعين من حمض البوريك	١- اسقه على الفور محلول حمض الخل او عصير ليمون ٢- اسق بعد ذلك بماء وفير من الماء ٣- ثم انقل المصاب الى الطبيب

٥ - الأدوات المستخدمة في مختبر

- ١- **ميزان كيميائي (The balance of chemical)** ومنه عدّة أنواع تختلف باختلاف الغرض منه، وتوجد طريقتان للوزن وهما: وزن مباشر: حيث يتم تصفير الميزان، ثم يوضع عليه الإناء الخاص بالوزن، ثم المادة المراد توزينها، حيث إنّ الفرق بين الوزن هو وزن المادة. وزن بالفرق: بحيث يتم وزن المادة وهي داخل الإناء مع بعضهما ثم تُفرغ المادة في بيكر ثم يتم توزينها.
- ٢- **المنبذة الكهربائية (Centrifuge)** يُستخدم هذا الجهاز في موازنة أنابيب الفحص التي توضع داخل هذا الجهاز، ولكن يجب عدم إزالة الغطاء خلال عمله حتى لا تتطاير الأنابيب أو محتوياتها، بالإضافة لضبط التوازن بين محتويات الأنابيب.
- ٣- **أداة الماصة (Pipette)** وهي أنبوب زجاجي منتفخ من الوسط، وفيها علامة تُبيّن الحد الذي يجب أن تملأ به، من خلال حركة مطاطية معيّنة (مائلة الماصة)، ومكتوب عليها ثلاثة حروف هي: حرف (A) لتفريغ الهواء، وحرف (S) لسحب المحلول إلى الماصة، و (E) من أجل تفريغ المحلول
- ٤- **الدورق القياسي (Standard flask)** وتختلف أحجامه ويكون له عنق محفور عليه رمز (-) بشكل دائري يبيّن سطح السائل.
- ٥- **السحاحة (Purette)** وهي أنبوب من الزجاج بشكل مدرّج بالسنتيمترات المكعبة، وفي أسفلها صنبور له مكبس، تُستخدم لأخذ أحجام مختلفة بالتنقيط.
- ٦- **دورق مخروطي (Conical flask)** وهو جهاز بلاستيكي وزجاجي يتم نقل المحلول أو المادة إليه من جهاز الماصة، ويُستخدم في حفظ وتحضير المحاليل والمواد الكيميائية.
- ٧- **بيكر (Beaker)** وهو كأس زجاجي لتحريك ومزج المواد في المختبر، ويكون له أحجام مختلفة يبدأ من (10) مليمترا حتى (1000) مليمترا.
- ٨- **المقياس المدرج (Cylinder)** تُستخدم هذه الأداة لقياس حجم السائل بشكل دقيق؛ لاستخدامه في التفاعلات الكيميائية، وهي أكثر دقة من أداة الدورق.
- ٩- **أنبوبة الاختبار (Test tube)** وهي أداة زجاجية لها فتحة علوية لصب أو خلط المحاليل أو السوائل، وله عدّة قياسات وأحجام.
- ١٠- **مكثف (Condenser)** هو أداة زجاجية تُستعمل في تبريد الموائع أو البخار، وتحتوي على أنبوبين واحد كبير وفي داخله أنبوب صغير بالطول نفسه ليمر منه السائل الساخن.

٦-الكواشف والمذيبات المستخدمة في المختبر

الكاشف الكيميائي عبارة عن " مادة أو مركب يتم إضافتها للنظام من أجل إحداث تفاعل كيميائي أو تُضاف لمشاهدة حدوث التفاعل " .

وعلى الرغم من أن مصطلحات متفاعل وكاشف غالباً ماتستخدم بالتبادل ، المتفاعل أقل تحديداً " مادة تُستهلك في سياق التفاعل الكيميائي " . وعلى الرغم من أن المذيبات والمواد الحفازة تتضمن في التفاعل ، إلا أنها عادة لا يُشار لها بالمتفاعلات .

في الكيمياء العضوية ، الكواشف هي مركبات أو مخاليط ، عادة ما تتألف من جزيئات غير عضوية أو جزيئات عضوية صغيرة ، والتي يتم استخدامها للتأثير على تحول الركيزة العضوية .

تتضمن أمثلة الكواشف العضوية كاشف كولنز ، كاشف فينتون ، وكاشف غرينيار .

وهناك أيضاً الكواشف التحليلية التي تستخدم لتأكيد وجود مادة أخرى .

ومن أمثلة هذه الكواشف كاشف فهنج ، كاشف ميلون وكاشف تولنز .

أسئلة مهمة وردت في قياس

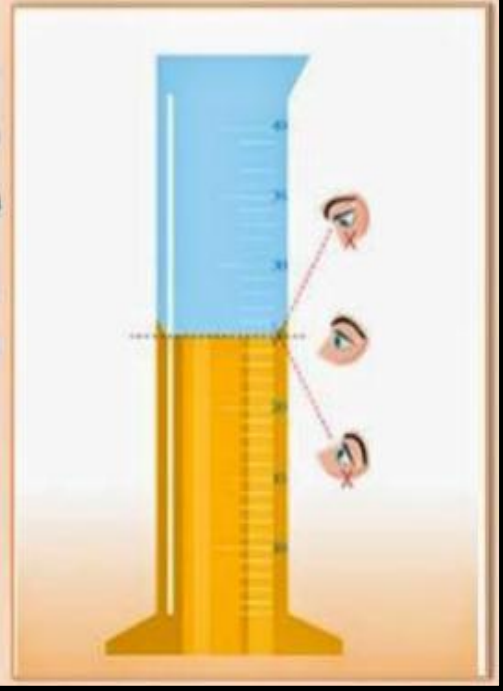
- 1- المذيب الشائع لتنظيف زجاجات المختبر هو الأسيتون
- 2- عند انسكاب الزئبق في الأرض يرش كميته من الكبريت عليها
- 3- إذا انسكب حمض الكبريتيك على طاولة المعمل نضيف بيكربونات الصوديوم
- 4- الدورق والمخبار أيهم أدق في الحجم المختبر
- 5- المواد التي تفصل بورقة الترشيح الطابشير المذاب في الماء
- 6- من أساسيات التجارب في المعمل مراعاة قواعد السلامة
- 7- للتخلص من فلز الصوديوم يوضع عليه كحول مثل (ميثانول – ايثانول)
- 8- إذا انسكب في عين طالب هيدروكسيد الصوديوم يتم معالجته بالماء
- 9- قراءة المخبار المدرج كيف تكون : وجابو الصورة نفسها

قراءة المخبار المدرج

عند قراءة التدريج المقابل لسطح الماء السفلي في المخبار المدرج يجب أن يكون خط النظر:

١. أفقي وليس مائلاً.
٢. يمر بأسفل نقطة من سطح الماء أو السائل .

يقيس المخبار المدرج حجم السائل.



المعيار الرابع ١- الرسوم البيانية و المنحنيات لتمثيل البيانات

تعتبر الرسوم البيانية (Charts) و المنحنيات و الجداول أحد الطرق المهمة و السهلة الفهم و التي يمكن إستخدامها عند الرغبة في عرض المعلومات المختلفة بشكل جميل إما لإبهار القارئ أو لتوفير الوقت عليه في الحاجة إلى قراءة العديد من الصفحات و التي يمكن إختصارها في عدة رسوم بيانية أو جداول.

غالباً في الدراسات المختلفة، هنالك جزء خاص بتحليل البيانات (Data Analysis) بعد التجربة أو جمع البيانات، حيث يقوم الباحث بتحليل ما لاحظته من خلال أحد طرق جمع البيانات أو الطرق الأخرى في ضوء ما يعرفه في نفس المجال أو ما تطرق له الآخرون في نفس المجال. و في هذا الجزء التحليل، من المهم جداً أن تكون جميع المعلومات واضحة و يفضل أن تكون سهلة الفهم و جميلة من ناحية الشكل ليسهل تقبلها. لذلك، ينصح في حال الإمكان إستخدام الرسوم البيانية، المنحنيات و الجداول لعرض مختلف المعلومات.

أحد الأدوات المنتشرة و التي يمكن من خلالها بسهولة إنشاء الرسوم البيانية و المنحنيات هو برنامج Microsoft Excel 2007، حيث يوفر البرنامج إمكانية إنشاء و تنسيق و تلوين الأشكال في دقائق معدودة.

لذلك، في حال كان لديك بحيث، رسالة أو دراسة، أنصحك باستخدام الرسوم البيانية الجميلة و الواضحة و المعبرة، لتتمكن من تسهيل و توصيل أي معلومات لديك إلى القارئ. أضف إلى ذلك إلى أن في هذا تسهيل لمهمة المناقشين أو المحكمين للدراسة أو البحث، مما قد يزيد من إعجابهم بطريقة عرضك للمعلومات.

نظام الوحدات الدولي

النظام الدولي للوحدات (SI) نظام وحدات القياس الأوسع انتشارا في العالم، وهو يستخدم في كل بلدان العالم باستثناء الولايات المتحدة الأمريكية. واشتق هذا النظام من نظام متر- كيلوغرام- ثانية للقياس بإضافة بعض الوحدات، وكونه بديلا عن نظام السنتمتر- غرام- ثانية القديم يسمى هذا النظام بالنظام المتري (خاصة في الولايات المتحدة الأمريكية التي لم تتبناه بشكل واسع وبريطانيا التي لا تزال في مرحلة التحول إلى النظام المتري)، وليست جميع وحدات القياس المترية مقبولة في هذا النظام.

الوحدات الأساسية :

هناك 7 وحدات أساسية في النظام الدولي للوحدات هي:

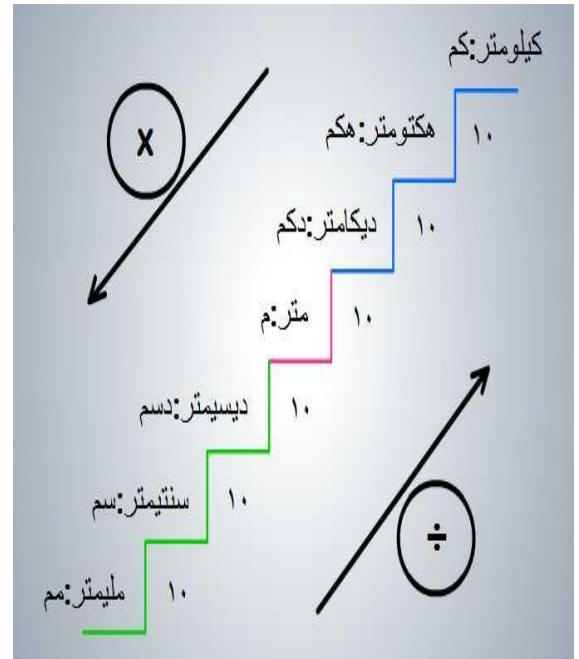
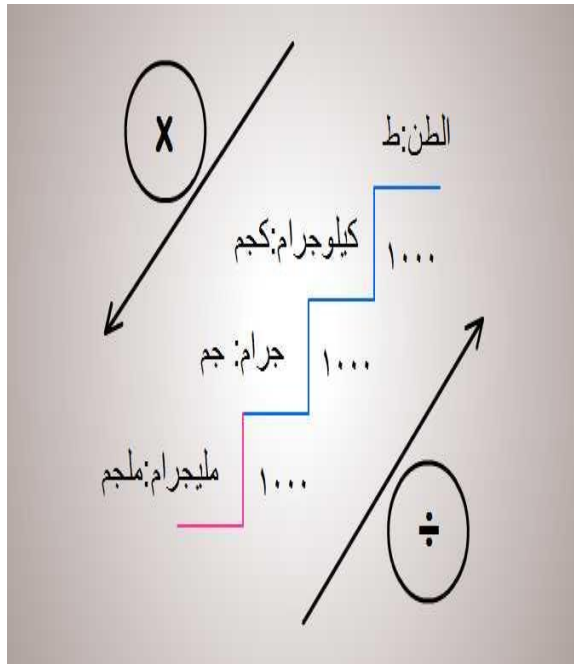
<u>المتر</u>	و يقاس بواسطته <u>الطول</u> ويرمز له بالرمز " م " ويحدد المتر الطولي <u>بالطول الموجي</u> لإشعاع ذرة <u>الكريبتون</u>
<u>الكيلوغرام</u>	وتقاس بواسطته <u>الكتلة</u> ويرمز له بال " كغم "
<u>الثانية</u>	ويقاس بها الزمن ويرمز لها بال " ث " وتحدد بمدة اشعاع ذرة <u>السيزيوم</u>
<u>الامبير</u>	ويقاس به شدة <u>التيار الكهربائي</u> ويحدد بالقوة <u>الكهروديناميكية</u> بين موصلين
<u>الكلفن</u>	وتقاس به درجة الحرارة ويرمز له ب " ك "
<u>الشمعة</u>	وتقيس شدة <u>الضوء</u> وليس لها اختصار (في الإنجليزيه ("cd" وهي مقدار الإشعاع الناتج من ذرة <u>البلاتين بلاتين</u> المتجمده
<u>المول</u>	وحدة لقياس كمية المادة ويستخدم عادة في <u>الكيمياء</u> ، والمول هو <u>عدد أفوجادرو</u> يساوي تقريبا ($10^{23} \times 6.022$) من الجزيئات الأساسية، سواء كان الحديد يدور عن ذرات أو جزيئات لمركب ما .

الرمز	الوحدة	الكمية المقاسة
m	meter المتر	Length or distance الطول أو البعد
kg	Kilogram كيلوجرام	Mass الكتلة
s	Second ثانية	Time الزمن
K	Kelvin كلفن	Temperature درجة الحرارة
A	Ampere أمبير	Intensity شدة التيار الكهربى
mol	Mole مول	Quantity of matter كمية المادة
Cd	Candela شمعة	Luminosity شدة الاستضاءة
Coul.	Coulomb الكولوم	Quantity of electricity كمية الكهربائية

تحويلات مهمة جدا :

١- وحدات الطول

٢- وحدات الكتلة



٣- الحجم

Volume Unit	Conversion	Mass of Water (4 °C)
1 L	= 1000 cm ³	1 kg
1 cm ³	= 1 m/L	1 kg
1 m ³	= 1000 L	1000 kg

٤- الضغط

	Symbol	Conversion	
Atmosphere	atm	= 760 torr	= 101.325 kPa
Pascal	Pa	≈ 7.5 x 10 ⁻³ torr	---
Torr (mm Hg)	torr	≈ 133.3 Pa	---

وحدات الطول /

1	kilometer	(km)	=10 ³ m
1	decimeter	(dm)	=10 ⁻¹ m
1	centimeter	(cm)	=10 ⁻² m
1	millimeter	(mm)	=10 ⁻³ m
1	micrometer	(μm)	=10 ⁻⁶ m
1	nanometer	(nm)	=10 ⁻⁹ m
1	angstrom	(Å)	=10 ⁻¹⁰ m
1	picometer	(pm)	=10 ⁻¹² m
1	femtometer	(fm)	=10 ⁻¹⁵ m

مهم جدا معرفة الوحدات الأساسية
يتكرر سؤال عن الوحدة الأساسية
لقياس الطول أو البعد فهو (متر)

الأرقام المعنوية :

هي أرقام تمثل نتيجة قياس ، حيث يكون جميعها أرقام مؤكدة عدا الرقم الأخير فهو رقم غير مؤكد. و كلما زاد عدد هذه الأرقام زادت بالتالي دقة القياس.

مثال:

14.379 رقم معنوي ، يتكون من:
(1 ، 3،4، 7) أرقام مؤكدة
(9) رقم غير مؤكد.

مهم جدا معرفة
الارقام المعنوية

قواعد تحديد الأرقام المعنوية

1- كل الأعداد الصحيحة غير الصفرية من (١ الى ٩) تعتبر معنوية.

2- الأصفار لها خمس حالات

أ- كل الأصفار الواقعة على يسار العدد غير الصفرية تعتبر غير معنوية.

مثال: العدد (0.00567) يحوي ثلاثة أرقام معنوية (5,7,6)

ب- كل الأصفار بين الأعداد غير الصفرية تعتبر معنوية.

مثال: العدد (1.0075) يحوي خمسة أرقام معنوية (1,0,0,7,5)

مثال آخر : (0.0401) يحوي ثلاثة أرقام معنوية (4,0,1)

ت- كل الأصفار الواقعة على يمين الرقم بعد الفاصلة تعتبر معنوية.

مثال : (0.00590) يحوي ثلاثة أرقام معنوية (5,9,0)

ث- الأصفار بين الأرقام غير الصفرية تعتبر أرقام معنوية مثل : (٣٠٠٩) تحوي أربع أرقام معنوية .

ج- الأصفار اذا لم تكن محصورة بين عددين غير صفريين فانها تعتبر غير معنوية

مثال / العدد (٥٤٩٠٠) يحوي على ثلاثة ارقام معنوية فقط (٩,٤,٥) فقط بينما الاصفار لا

تحسب لانها ليست محصورة بين ارقام غير صفرية .

تطبيق :

عدد الارقام المعنوية	الرقم
3	837
4	4029
3	936000
6	936000,0
2	7,5
1	0,00006
3	3,23
5	409,50
4	9,003
6	530002
2	54000
3	6.30×10^2

• التطبيقات الرياضيه المتعلقة بالكيمياء :

١- في الجمع والطرح :

إذا كان لدينا عدد عشري مع عدد عشري اخر فان الجمع او الطرح يكون كالتالي :

نرتب الفواصل تحت بعض ثم نجمع او نطرح

٢- الضرب

أ- ضرب عدد عشري ب ١٠ او ١٠٠ او ١٠٠٠ :
نزوح الفاصلة الى اليمين بقدر عدد الاصفار .

$$\text{مثال : } 234.399 \times 10 = 2343.99$$

ب- ضرب عدد عشري مع عدد عشري اخر :
نرتب الفواصل تحت بعض ثم نتم عملية الضرب

مثال : جد حاصل الضرب فيما يأتي:

$$2.25 \times 0.5 \quad (1)$$

$$0.12 \times 2.35 \quad (2)$$

الحل :

$$\begin{array}{r} \text{(منزلتان عشريتان)} \quad 2 \ , \ 2 \ 5 \quad (1) \\ \text{(منزلة عشرية واحدة)} \quad 0 \ , \ 5 \quad \times \\ \hline \text{(ثلاث منازل عشرية)} \quad 1 \ , \ 1 \ 2 \ 5 \end{array}$$

$$\begin{array}{r} \text{(منزلتان عشريتان)} \quad 2 \ , \ 3 \ 5 \quad (2) \\ \text{(منزلتان عشريتان)} \quad 0 \ , \ 1 \ 2 \quad \times \\ \hline \quad \quad \quad 4 \ 7 \ 0 \\ \quad \quad 2 \ 3 \ 5 \ 0 \ + \\ \hline \text{(أربع منازل عشرية)} \quad 0 \ , \ 2 \ 8 \ 2 \ 0 \end{array}$$

٣- القسمة

أ- عند تحويل الكسر العادي الى كسر عشري
مالذي نعمله: البسط اصغر من المقام فنرفع فاصلة ونزل صفر لرقم البسط
كما في المثال السابق :

$$\begin{array}{r} 0.125 \\ 8 \overline{) 10} \\ \underline{8} \\ 20 \\ \underline{16} \\ 40 \\ \underline{40} \\ 00 \end{array} \leftarrow \frac{1}{8}$$

الباقي صفر

ب- لقسمة عدد عشري على ١٠ او ١٠٠ او ١٠٠٠ فماذا نعمل؟ نزيح الفاصلة الى اليسار
بقدر عدد الاصفار .

$$\text{مثال : } 234.399 \div 100 = 2.34399$$

ت - قسمة كسر عشري على كسر عشري



لقسمة كسر عشري على كسر عشري ، نضرب كلا من المقسوم و المقسوم عليه بإحدى قوى العدد (10, 100, 1000,) ، بحيث يصبح المقسوم عليه عدداً صحيحاً. فإذا كان المقسوم عليه يحوي منزلة عشرية واحدة نضرب بـ(10) وإذا كان يحوي منزلتين عشريتين نضرب بـ(100) ... وهكذا

مثال : جد خارج قسمة $2.27 \div 1.2485$

ثم تحقق من صحة الحل.

الحل: نضرب كلا من المقسوم والمقسوم عليه بالعدد 100, (لماذا 100؟) ، ثم نجري عملية القسمة $227 \div 124.85 = 2.27 \div 1.2485$

$$\begin{array}{r} 0.55 \\ 124.85 \overline{) 227.000} \\ \underline{1135} \\ 1135 \\ \underline{0000} \\ 0000 \end{array}$$

(مهم جدا)

• قواعد الاشارات الموجبة والسالبة

+	X	+	=	+
+	X	-	=	-
-	X	+	=	-
-	X	-	=	+

+	+	=	+
-	+	=	-
+	-	=	-
-	-	=	+

اللوغارتيمات :

قوانين اللوغارتيمات :

$$\text{لوغ (س } \times \text{ ص)} = \text{لوغ س} + \text{لوغ ص}$$

$$\text{لوغ} \frac{\text{س}}{\text{ص}} = \text{لوغ س} - \text{لوغ ص}$$

$$\text{لوغ} \sqrt[m]{\text{ب}} = \frac{\text{لوغ ب}}{m}$$

$$\text{لوغ} 1 = 0$$

$$\text{لوغ} 1 = \text{صفر}$$

قيم اللوغارتيمات :

$$\text{لو} 2 = 0,3$$

$$\text{لو} 1 = \text{صفر}$$

$$\text{لو صفر} = \text{صفر}$$

$$\text{لو} 5 = 0,69 \text{ او } 0,7$$

$$\text{لو} 4 = 0,6$$

$$\text{لو} 3 = 0,47 \text{ او } 0,5$$

$$\text{لو} 8 = 0,9$$

$$\text{لو} 7 = 0,8$$

$$\text{لو} 6 = 0,77 \text{ او } 0,8$$

$$\text{لو} 10 = 1$$

$$\text{لو} 9 = 0,95$$

كيفية التعامل مع الاوسس :

في الضرب نجمع الاوسس اما في القسمة نطرح الاوسس

$$10^m \times 10^n = 10^{m+n}$$

$$10^5 \times 10^3 = 10^{5+3} = 10^8 \quad \text{مثال :}$$

$$(10^m)^n = 10^{m \times n}$$

$$(10^5)^3 = 10^{5 \times 3} = 10^{15} \quad \text{مثال :}$$

المعيار الخامس

المؤشرات	المعيار
<p>١. يشرح ماهية المادة ومكوناتها وخواصها وحالاتها، ويصف التغيرات التي تطرأ على المواد ويقارن بينها.</p> <p>٢. يبين تطور مفهوم الذرة التاريخي.</p> <p>٣. يشرح بنية تركيب الذرة ويحدد مفهوم الجزيء.</p> <p>٤. يوضح مع ذكر الأمثلة الفرق بين الأنواع المختلفة من الإشعاعات وخواصها.</p> <p>٥. يذكر الأساس الذي تم عليه تصنيف العناصر في الجدول الدوري، ويعدد المناطق الرئيسة في الجدول الدوري وخواصها بشكل عام.</p> <p>٦. يوضح خواص المجموعات في الجدول الدوري وطرق تحضير وتفاعلات أهم عناصرها</p> <p>٧. يعرف التوزيع الإلكتروني للذرات والأيونات، وعلاقة ذلك بالتكافؤ والدورة والمجموعة.</p> <p>٨. يوضح معنى وأنواع أعداد الكم وكيف يمكن تحديدها للإلكترونات المختلفة في الذرة.</p> <p>٩. يشرح كيفية الربط الكيميائي والفيزيائي وأنواعها، وخواص كل رابطة.</p>	<p>المعيار: ٣. ٧. ٥: يبين المعلم ماهية المادة ومكوناتها والجدول الدوري للعناصر.</p>



المادة

المادة هي : كل ما يشغل حيزا في الفراغ ، او كل ماله كتلة

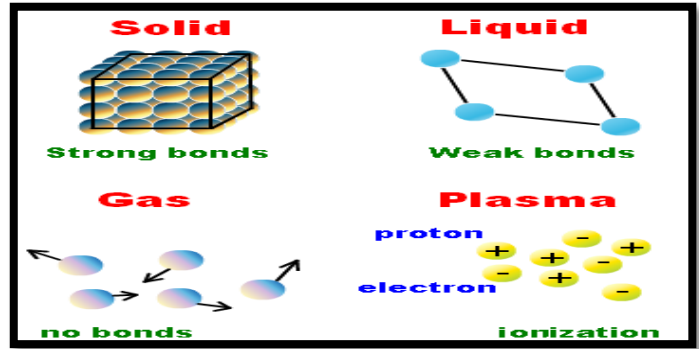
والمادة مكونة من جسيمات صغيرة جداً تعرف بالجزيئات وهي مجموعة من جسيمات أصغر حجماً هي الذرات، وهي أيضاً عبارة عن مجموعة من جسيمات أصغر، وفي الوقت الحالي يعتقد أن المادة مكونة من جسيمات صغيرة جداً لا يمكن تجزئتها، ولا تتكون من جسيمات أصغر منها، وهذه الجسيمات التي لا تتجزأ هي الجسيمات الأولية، وهي ثلاثة أقسام الكواركات واللبتونات والبوزونات، وقديماً كان الإنسان يعتقد أنه لا يوجد في الكون إلا أربعة عناصر؛ هي الماء والهواء والتراب والنار، ولكن مع تطور العلم تم اكتشاف العناصر الكيميائية وأنها مكونة من ذرات ترتبط مع بعضها بروابط كيميائية، وتطور العلم لاكتشاف كل جسيمات وأجزاء المادة حتى الوصول إلى الجسيمات الأولية؛ وهي آخر ما تم التوصل إليه، وللمادة حالات وخصائص وتغيرات كيميائية وفيزيائية كثيرة

أولاً : حالات المادة وخصائصها : صلبة و سائلة وغازية و بلازما

ما لفرق بين مصطلح غاز ومصطلح بخار ؟

الغاز / المادة في حالتها الغازية في درجات الحرارة العادية .

البخار / يشير إلى الحالة الغازية لمادة توجد في الحالة الصلبة أو السائلة في درجات الحرارة العادية



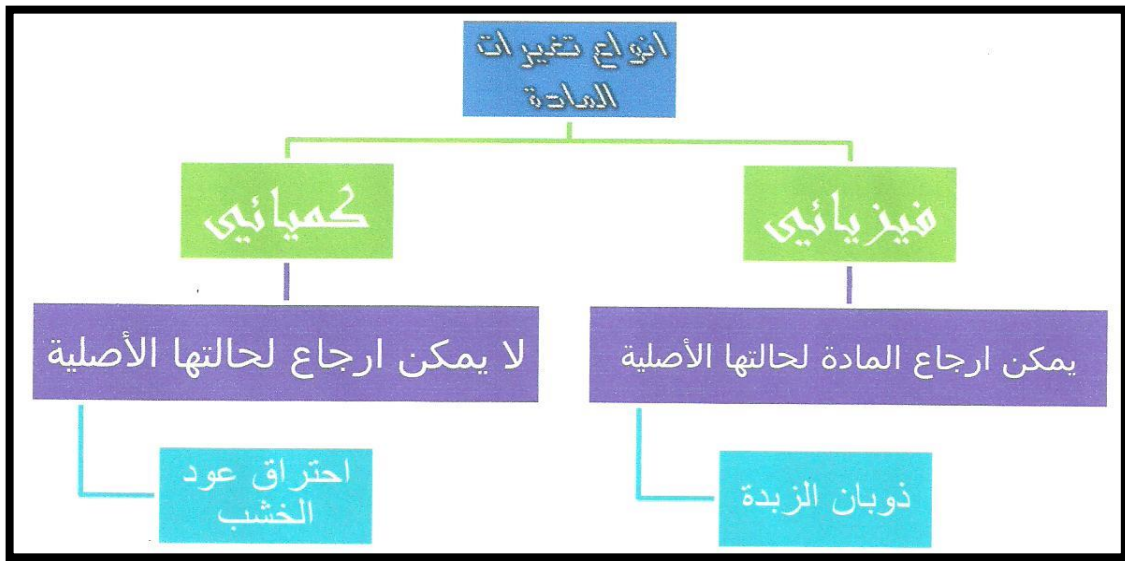
مقارنة بين حالات المادة الثلاثة

غاز	سائل	صلب	الحالة التراكمية
الجسيمات بعيدة عن بعضها وتتحرك على شكل عشوائي وبثلاث اشكال للحركة: ذذببة، درجة، ازاحة	الجسيمات قريبة من بعضها البعض وكل جسيم يستطيع الحركة على شكلين ذذببة وبشكل درجة	الجسيمات منتظمة ومرتبطة، مترابطة وكل جسيم وجسيم يتحرك في مكانه حركة على شكل ذذببة.	تراكم الجسيمات
ياخذ شكل وحجم الوعاء الذي يوضع به	شكل متغير بمعنى السائل ياخذ شكل الوعاء ولكن الحجم ثابت بسبب قوى التجاذب بين الجسيمات.	شكل وحجم ثابت	الشكل والحجم
يمكن ضغطه بسهولة كبيرة جدا	لا يمكن ضغطه	لا يمكن ضغطه	قابلية الانضغاط

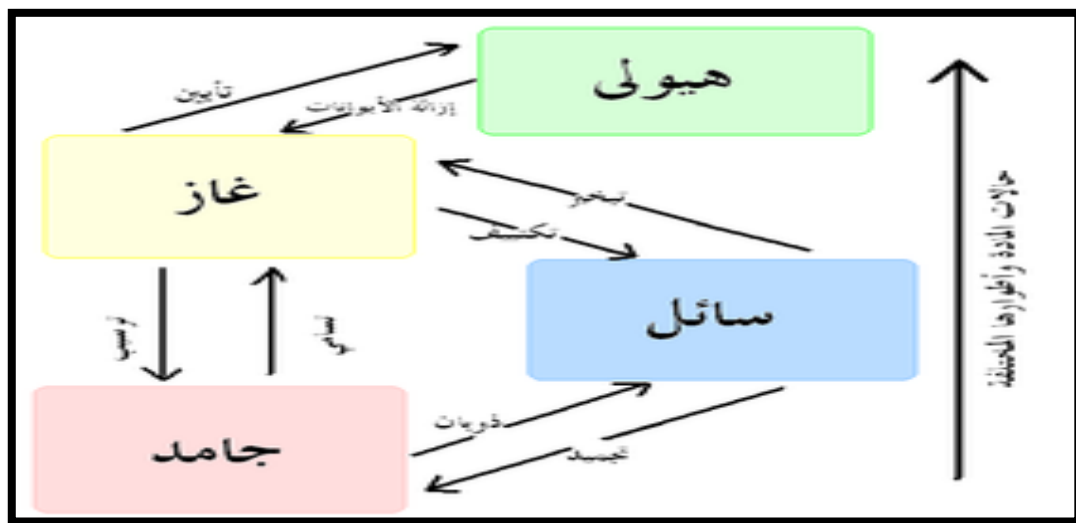
البلازما / هي خليط من الذرات المتعادلة والأيونات الموجبة والإلكترونات، ولكن هذه الحالة نادرة الوجود على الأرض إلى عندما يصنعها الإنسان مثل مصابيح الفلورسنت. يتم إنشاء البلازما عن طريق تسخين الغاز أو إخضاعه لمجال كهرومغناطيسي قوي بواسطة الليزر، ومولد الموجات الدقيقة، ولا تمتلك البلازما شكل محدد أو حجم محدد، إلا إذا وضعه في وعاء، وهو الشكل الأكثر وفرة في الكون من حالات المادة، ومعظمها يوجد في مناطق المجرات، والنجوم، والشمس، وفي البرق .

وهناك شكل شائع من البلازما على الأرض وهي إشارات النيون

ثانيا / تغيرات المادة



أطوار المادة المختلفة كما في الشكل التالي :



(كلمة هيوولي تعني بلازما)

أمثلة على التغيرات الفيزيائية :

- ١- **الانصهار (الذوبان)** : تحول المادة الصلبة الى سائلة
- ٢- **التجمد** : تحول المادة السائلة الى صلبة
- ٣- **التبخّر** : تحول المادة السائلة الى غازية
- ٤- **التكثف** تحول المادة الغازية الى سائلة
- ٥- **التسامي** تحول المادة الصلبة الى غازية دون المرور بالحالة السائلة
- ٦- **الترسيب** تحول المادة الغازية الى صلبة
- ٧- **التأيين** تحول المادة الغازية الى حالة البلازما عن طريق التسخين الغاز أو إخضاعه لمجال كهرومغناطيسي
- ٨- **الانتشار**: وهو تغيرٌ فيزيائي يحدث للمادة في الحالة الغازية؛ ويكون عندما تختلط جزيئات الغاز بالهواء فتنتشر هذه الجزيئات وتنتقل في الهواء وتأخذ حجماً أكبر من قبل .
- ٩- **الانضغاط**: وهو تغير يحدث للمادة في حالتها الغازية ليحولها إلى الحالة السائلة، وذلك عن طريق تعريض جزيئات المادة الغازية للضغط؛ مما يزيد من قوى التجاذب بينها ويقلل المسافات بينها لتتحول من الحالة الغازية إلى الحالة السائلة.

ثالثاً / خواص المادة

أ- الخاصية الفيزيائية :

هي خاصية يمكن ملاحظتها أو قياسها دون التغير في تركيب العينة.
مثال: الكثافة – اللون- الطعم – الرائحة – الفسادة – درجة الانصهار والغليان والتوصيل الكهربائي والحراري – إلخ

تنقسم الخاصية الفيزيائية إلى خاصيتين هما:

- ١- **الخواص الكميّة (شاملة او غير مميزة)** : هي التي تعتمد على كمية المادة الموجوده.
مثال: الكتلة - الطول - الحجم
- ٢- **الخواص النوعية (المركزة او المميزة)** : هي التي لا تعتمد على كمية المادة الموجودة
مثال: الكثافة والرائحة واللون والشكل ودرجة الانصهار والغليان

معدن المالاكايت يستدل عليه العلماء دانما بلونه الأخضر , وهو لين نسبيا وقد استعمل سابقا كصبغة أما الآن يستعمل في صناعة المجوهرات

ب- الخواص الكيميائية :

- هي قدرة ماده على الاتحاد مع غيرها أو التحول إلى مادة أخرى.
- مثال:** ١ - تفاعل الأكسجين مع الحديد ليكون أكسيد الحديد
 - ٢- حالات المادة الثلاثة (السائل - الغاز - الصلب)
 - ٣- حالات التأكسد وطول الرابطة و السالبية

ملاحظة كثافة الجليد اقل من كثافة الماء لذلك تطفو الجبال الجليدية فوق سطح المحيط

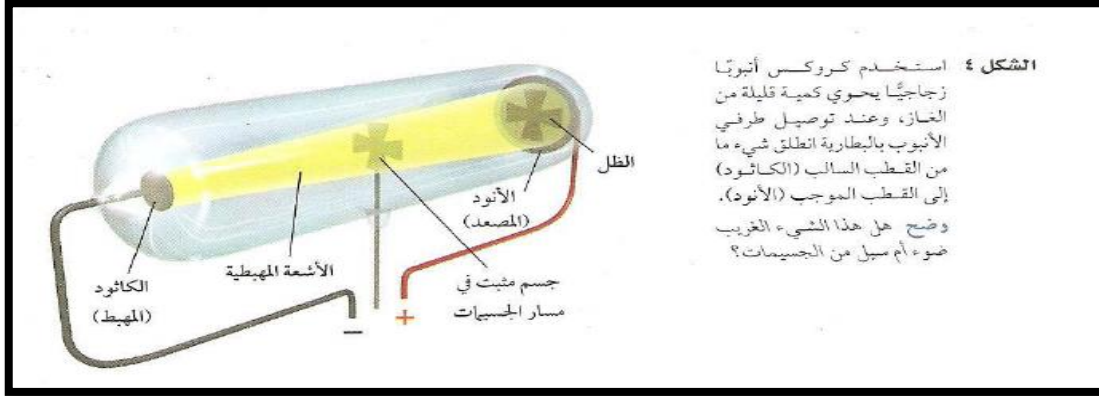
المفهوم التاريخي للذرة

العصر أو العالم	الأفكار والأعمال
البابلون	اعتبروا أن الماء هو العنصر الأساس في تركيب المواد
الأغريق	أضافوا الهواء و التراب و النار للماء لتصبح العناصر الرئيسية أربعة
ديموقريطس	1- أول من اقترح وجود الذرة ٢- ان الذرات صلبة ومتجانسة لا يمكن تجزئتها او تحطيمها و أطلق عليها اسم (atomous) وتعني الغير قابل للانقسام ومنه جاء اسم (atom) في الإنجليزية . ٣- أن ذرات المادة تتحرك بالفراغ
أرسطو	١- أعاد فكرة العناصر الأربعة ٢- وانه لا وجود للفراغ ٣- انكر وجود الذرات
القرن الثامن عشر	قام العلماء بالتجارب للتعرف على مكونات المادة فعملوا على تركيب وفصل المواد ووجدوا أن هناك مواد لا تفصل لمواد أبسط منها أسموها العناصر
جون دالتون	<p>وضع مفهومه للذرة بالدمج بين فكرة العناصر ونظرية الذرة السابقة في أربعة نقاط هي:</p> <ol style="list-style-type: none"> ١. تتكون المادة من ذرات. ٢. الذرات لا تنقسم إلى أجزاء أصغر منها ٣. ذرات العنصر الواحد متشابهة تماما ٤. تختلف ذرات العناصر المختلفة عن بعضها . <p>اعتمد في وضع نظريته على عدد كبير من التجارب العلمية</p> <p>اعتبر دالتون الذرة كرة مصمتة ككرة البليارد.</p>

دالتون يتشابه مع ديموقراطيس في نظريته إلا انه لم يذكر أن المادة تتكون من فراغ



قام بها العالم الإنجليزي وليام كروكس عام ١٨٧٠م
استخدم أنبوب مفرغ من الهواء تقريبا **علل؟**
لأن الغازات لا تتقل التيار الكهربائي إلا إذا كانت تحت ضغط منخفض جدا (٠,٠١ جو)
وثبت بداخله قطبين فلزيين وأوصلهما ببطارية. القطب السالب يسمى **مهبط (cathode)**
والموجب ويسمى **مصعد (anode)**. وفي الوسط ثبت جسم على شكل (+).
عندما مرر التيار الكهربائي لاحظ انبعاث شعاع أخضر، كما وجد ظل الجسم على المصعد .
فأطلق على الشعاع الأخضر اسم أشعة المهبط ... **لماذا؟**
لأنها تصدر من المهبط **كيف عرف أن مصدرها المهبط لا المصعد؟**
من تكون الظل على المصعد.



تجربة
التفريغ
الكهربائي

أدى اكتشاف أشعة المهبط الى اختراع التلفزيون

حدث تضارب في الآراء بين العلماء في تفسير ما هية أشعة المهبط التي اكتشفها كروكس حتى
قام العالم الفيزيائي جوليوس طمسون عام ١٨٩٧م بحل التضارب من خلال تقريب مغناطيس
فرأى أن الأشعة تغير اتجاهها فاستنتج أنها جسيمات مشحونة وليست مجرد أشعاع من الضوء
..... **لماذا؟**

لأن المغناطيس لا يؤثر على الضوء
وأن شحنتها سالبة **لماذا؟**
لأنجذابها نحو المصعد
وسميت بالإلكترونات ،

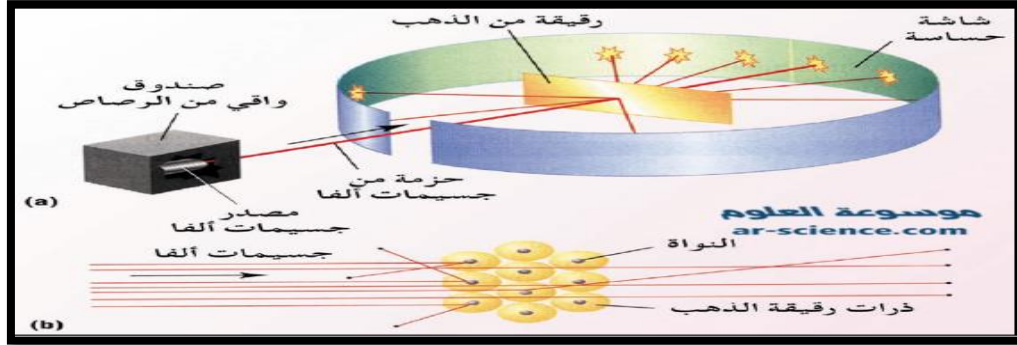
أعاد التجربة على فلزات مختلفة ووجد ذات النتيجة فلذلك اعتبر هذه الجسيمات مكون أساسي
لجميع الذرات (وكانت هذه النتائج هي الدليل على وجود جسيمات أصغر من الذرة) .
وكذلك استطاع تحديد نسبة كتلة الإلكترون إلى شحنته الكهربائية
ولأن الذرات غير سالبة عدل طمسون نموذج دالتون للذرة ليصبح كرة موجبة تتوزع فيه
الإلكترونات سالبة .



لم يستطيع طمسون تحديد كتلة الإلكترون فجاء بعده العالم مليكان وعمل تجربة قطرة الزيت
واستطاع من خلالها حساب كتلة الإلكترون.
كتلة الإلكترون = 9.109×10^{-31}

طمسون

بدأ أرنست رذرفورد ومساعدوه عام ١٩٠٦م بتجارب للتأكد من صحة نموذج طمس صمم تجربته على أساس إطلاق جسيمات ألفا (α) الموجبة على صفيحة رقيقة (٤٠٠ نانومتر) من الذهب محاطة بشاشة فلورسنتية لماذا؟ لأنها تنوهج عند سقوط الجسيمات لمشحونة عليها طبقا لنموذج طمس توقع رذرفورد بأن جسيمات ألفا ستمر من خلال الصفيحة لتصطدم بالشاشة لعدم وجود كمية كافية من المادة تصدها أو تغير مسارها } لأنه واثق من النتائج طلب من تلميذه في الدراسات العليا النيوزلندي أرنست مارسدين أن ينفذ التجربة (



رذرفورد

المشاهدات:

١. معظم الجسيمات مرت دون أن تنحرف على ماذا يدل ذلك؟
معظم حجم الذرة فراغ
 ٢. جزء من الجسيمات مرت لكنها انحرفت بزوايا كبيرة عن مساره (لم يصدق رذرفورد في البداية ما نقله له تلميذه) ماذا استنتج رذرفورد من ذلك؟
أنها مرت بالقرب من جسم صلب وكثيف موجب الشحنة
 ٣. أن بعضها ارتدت ماذا استنتج رذرفورد من ذلك؟
أنها اصطدمت بجسم صلب وثقيل
- ليقوم رذرفورد بوضع تصوره (نموذج) المبني على ما يلي:
الذرة تشبه المجموعة الشمسية (نواة يدور حولها الالكترونات)
الذرة معظمها فراغ وليست مصمتة
تتركز كتلة الذرة في النواة (لأن كتلة الالكترونات صغيرة)
يوجد بالذرة نوعان من الشحنة (موجبة بالنواة و سالبة بالالكترونات
الذرة متعادلة كهربيا لأن عدد (البروتونات) يساوي عدد (الالكترونات)
تدور الالكترونات حول النواة في مدارات خاصة
يرجع ثبات الذرة إلى وقوع الالكترونات تحت تأثير قوتي جذب النواة للالكترونات وقوة الطرد المركزي الناشئة عن دوران الالكترونات حول النواة

لم يجب رذرفورد بنموذجه على سبب كون معظم الذرات كتلتها قرابة ضعف كتلة بروتوناتها لذلك قام العلماء للخروج من هذا المأزق افترضوا وجود جسيمات أخرى غير البروتونات في النواة وأنها متعادلة الشحنة أسموها النيوترونات وافترضوا أن لها كتلة البروتون تقريبا. اكتشفت النيوترونات بعد ٢٠ عام عبر تفجير عنصر البريليوم حيث انبعثت إشعاعات متعادلة اعتقد أنها أشعة جاما إلا أن طاقتها الكبيرة أدى إلى افتراض جيمس شادويك إلى كونها النيوترونات

اكتشاف
النيوترونات

قام الفيزيائي الدنماركي **نيلز بور** بتجارب لحساب طاقة المستويات
نجح بتحديد طاقة مستويات الطاقة لذرة الهيدروجين
 اعتبر الإلكترونات تدور حول النواة في مدارات دائرية اعتبر إن بالإمكان تحديد موقع
 الإلكترونات في الذرة

نموذج بور

- * تدور الإلكترونات حول النواة في مستويات محددة من الطاقة.
 - * لا يمكن للإلكترون أن يتواجد بين مستويات الطاقة.
 - * تكون لذرة طاقة تمثل طاقة الإلكترونات في مدارها.
 - * عند انتقال الإلكترون بين مستويات الطاقة فإنه يمتص أو يشع طاقة على شكل موجات
 كهرومغناطيسية تمثل الطيف المميز لتلك الذرة.
- ملاحظة : كلما ابتعد الإلكترون عن النواة يكون في مستوى طاقة أعلى و كلما اقترب من النواة
 كان في مستوى طاقة أدنى.

بور



بسبب بعض الطبايع غير المتوقعة للإلكترونات بدأ الفيزيائيون بمحاولات لتفسير التصرفات
 الإلكترونات غير المتوقعة
الطبيعة المزدوجة للإلكترونات : حيث اعتبروا الإلكترون جسم له حركة موجية وهو ما يلخصه
 العالم دي براولي بقوله (كل جسم متحرك تصاحبه حركة موجية لها بعض خصائص الموجات
 الضوئية)
 ووضع العالم شرودجر معادلة رياضية لوصف حركة الإلكترونات
مبدأ عدم التأكد لهايزنبرج (لا يمكن أن نحدد مكان وسرعة إلكترون في وقت واحد لكنه
 يخضع لقوانين واحتمالات)
السحابة الإلكترونية هو مجال حول النواة يكون احتمال وجود الإلكترون فيه أكبر

النظرية
 الحديثة



ملخص لنماذج العلماء حول الذرة

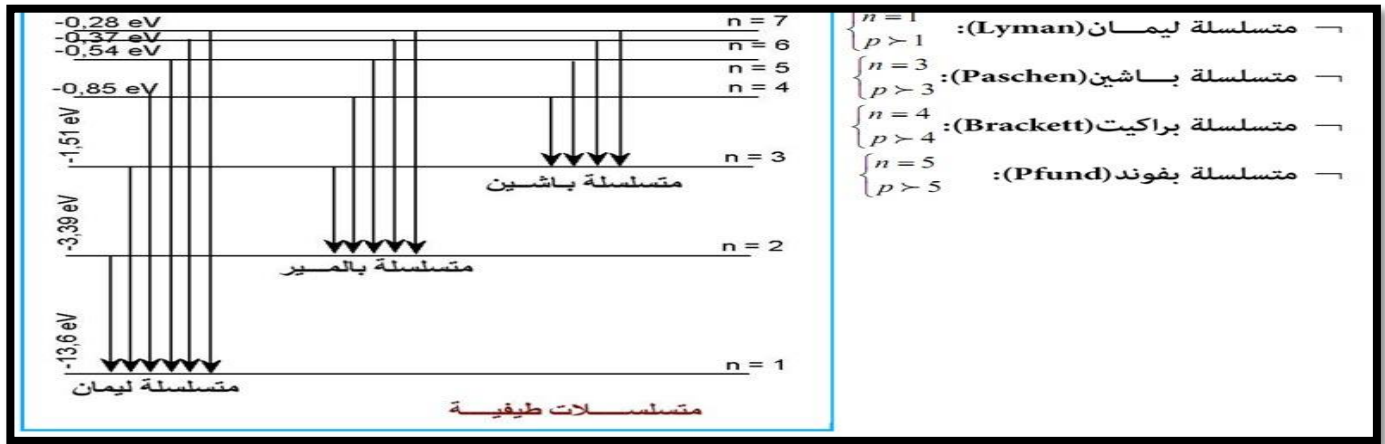
النموذج الحديث	نموذج بور	نموذج رذرفورد	نموذج طمسون	نموذج دالتون

تفسير بور لطيف ذرة الهيدروجين :-

عند انتقال الإلكترون بين مستويات الطاقة فإنه يمتص أو يشع طاقة على شكل موجات كهرومغناطيسية تمثل الطيف المميز لتلك الذرة.



المتسلسلات الطيفية :



فرق الطاقة = طاقة المجال الأعلى - طاقة المجال الأدنى = طاقة الفوتون = $h\nu$

النموذج الميكانيكي الكمي للذرة :

اعتقد دي برولي أن للجسيمات المتحركة خواص الموجات فاشتق معادلته :

العلاقة بين الجسيم والموجة الكهرومغناطيسية

$$\lambda = \frac{h}{mv}$$

$$P = \frac{h}{\lambda} = \frac{h}{mv}$$

حيث ان λ = طول الموجة ، h = ثابت بلانك ، m = كتلة الجسيم ، v = سرعته

p = زخم الفوتون حيث يكون صفرا قبل التصادم ويزداد الزخم بعد التصادم وفي وقتها يزداد الطول الموجي

التركيب الداخلي للذرة

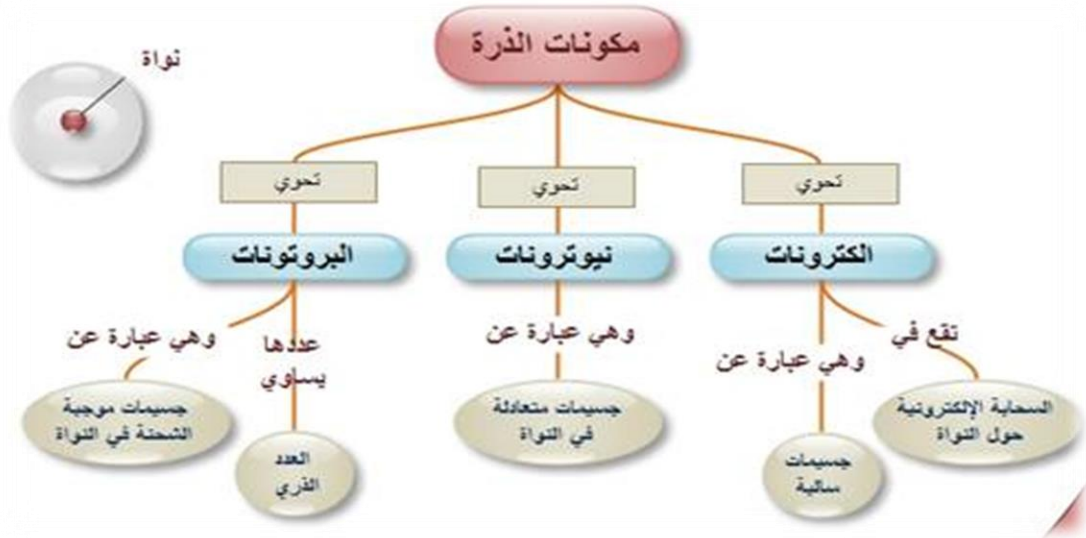
الذرة / هي الوحدة الأساسية لكل مادة والتي تشارك بها في التفاعلات الكيميائية

تتكون الذرة من :

١- نواة صغيرة موجبة الشحنة تحوي بداخلها على البروتونات (موجبة الشحنة) والنيوترونات (متعادلة الشحنة)، تعتبر مركز الذرة وتتركز فيها كتلة الذرة ، كتلة البروتونات فيها مساويا لكتلة النيوترونات بينما الإلكترون اصغر بكثير عنهما .

٢- الكترونات صغيرة جدا سالبة الشحنة تدور حول النواة عدد الالكترونات مساويا لعدد البروتونات وذلك لان الذرة متعادلة

ومن الجدير بالذكر أن نصف قطر الذرة أكبر من نصف قطر النواة بمائة ألف مرة



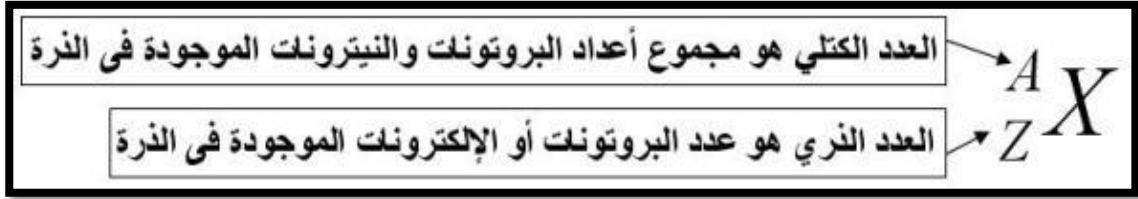
يوضح هذا الجدول كتل كلا من الالكترون والبروتون والنيوترون

حيث ان كتلة البرتون اكبر ب ١٨٥٠ مرة من كتلة الالكترون

الكتلة			
ما يكافئها من طاقة	بوحدة الكتل الذرية	بالكيلوجرام	الجسيم
938.28	1.007276	1.67262×10^{-27}	البروتون
939.57	1.008665	1.67493×10^{-27}	النيوترون
0.510999	5.48579×10^{-4}	9.10939×10^{-31}	الإلكترون
938.783	1.007825	1.67353×10^{-27}	ذرة هيدروجين
3727.38	4.001506	6.64466×10^{-27}	نواة هليوم
11177.9	12	1.99265×10^{-26}	ذرة كربون

ملاحظة مهمة إذا الرقم بالسالب فهو الأصغر فكلما كبر يصبح اصغر

و لكل عنصر عدد ذري يكتب يسار رمز العنصر من الأسفل وعدد كتلي يكتب يسار رمز العنصر من الأعلى كالتالي



العدد الذري = (Z) عدد البروتونات = عدد الإلكترونات أيضا
العدد الكتلي = (A) عدد البروتونات + عدد النيوترونات

النظائر

هي ذرات العنصر نفسه تحتوي على نفس العدد من البروتونات (العدد الذري) لكن تختلف في عدد النيوترونات (أي في أعداد كتلتها مختلف) .

لكل عنصر عدداً من النظائر قد يصل الى خمسين نظير بالنسبة للعناصر الثقيلة . والنظائر هي ترجمة لكلمة مشتقة من اللغة اليونانية (isotopes) أي نفس الموضع ، ويدل ذلك المعنى على أن النظائر تقع في نفس المكان من الجدول الدوري للعناصر .
ولنظائر العنصر نفس الخواص الكيميائية ، وعادة ما توجد العناصر الكيميائية في الطبيعة على هيئة مخاليط من نظائرها المتنوعة . وبعض النظائر لا توجد في الطبيعة بصفة عامة ولكنها تنتج صناعياً باستخدام المفاعلات والمعجلات النووية .

أنواع النظائر

تنقسم النظائر الى نوعين ، يعرف النوع الأول بالنظائر المستقرة ، بينما يعرف النوع الثاني بالنظائر غير المستقرة أو النظائر المشعة .

ويبلغ عدد النظائر المستقرة حوالي ٣٠٠ في حين أنه قد تم الإنتاج الصناعي لما يزيد عن ١٥٠٠ نظير مشع حتى الآن ، وهناك ٢١ عنصراً متواجداً طبيعياً في صورة نقية أي بدون أية نظائر . وتنقسم النظائر المشعة الى نظائر طبيعية موجودة في الطبيعة منذ خلقها الله سبحانه وتعالى وأخرى صناعية تمكن الإنسان من إنتاجها ليستخدمها في الأغراض المختلفة .

إنتاج النظائر المشعة :

يتم إنتاج النظائر المشعة المختلفة عن طريق تعريض (أي تشعيع) النظائر المستقرة لسيل من الجسيمات النووية كالنيوترونات أو البروتونات أو الديوترونات (الديوترون عبارة عن نواة تتكون من بروتون ونيوترون) أو جسيمات ألفا أو غيرها . وتستخدم لهذا الغرض المفاعلات النووية أو مولدات النيوترونات كمصدر للنيوترونات في حين تستخدم المعجلات النووية كمصدر للجسيمات المشحونة كالبروتونات والديوترونات وجسيمات ألفا وغيرها .

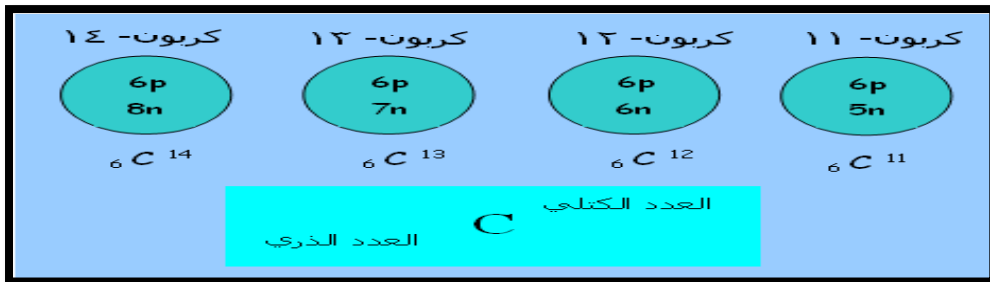
أمثلة عليها

١- نظائر الهيدروجين



- ١- البرتونيوم يحتوي على (بروتون واحد و إلكترون واحد فقط)
- ٢- الديوتيريوم يحتوي على (بروتون واحد ، ونيوترون واحد ، وإلكترون واحد) حيث يعرف بالماء الثقيل .
- ٣- الثريوم يحتوي على بروتون واحد ونيوترونين وإلكترون واحد)

٢- نظائر الكربون



هناك نوع آخر يدعى ب المتكاملات (وهو معاكس للنظائر) :

هي ذرات لها نفس العدد من النيوترونات لكنها مختلفة من عدد البروتونات ، أي مختلفة في أعدادها الذرية ومتشابهة في أعدادها الكتلية .

أمثلة (C-14 , N-14) وأيضاً (Al-29 , Si-29 , S-29 , P-29).....

استخدامات النظائر :

هي تستخدم في حل مشكلات القياس وفي ضبط جودة الإنتاج الصناعي. كما تشمل نواحي الكشف عن الجريمة ودراسة البيئة وتحديد أعمار الأثرية , وفي زيادة إنتاجية اللحوم والألبان في الطيور والحيوانات الداجنة ، وفي منع وتقليل التلف الناتج عن تخزين المحاصيل , ويساعد التشعيع في حفظ وإطالة مدة تخزين البصل والبطاطس والبقوليات والحبوب والفاكهة والأسماك واللحوم والدواجن.

وفي الطب في علاج الاورام الخبيثة وفي التعقيم والحفظ .

أنواع الإشعاعات الكهرومغناطيسية

مقدمة تاريخية :

العالم ماكسويل / استنتج بأن الضوء نفسه هو موجة كهرومغناطيسية

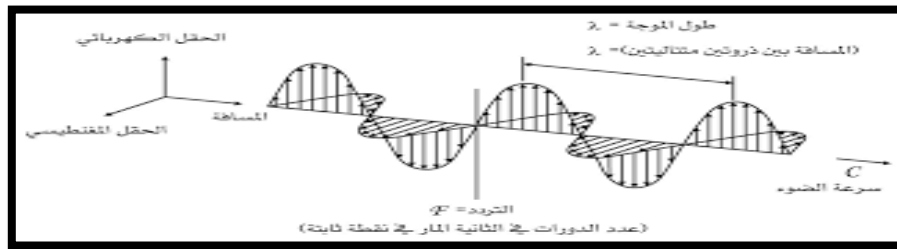
١- (هنري بيكريل) كان أول من اكتشف النشاط الإشعاعي أثناء تجاربه لاحظ أن اليورانيوم يصدر أشعة تؤدي إلى اسوداد فيلم التصوير، كما ولها قدرة اختراق عالية فلا يمكن إيقافها مثل أشعة اكس

٢- ارنست رذرفورد

أكمل تجربة هنري ولاحظ ظهور نوعين من الإشعاع:
أ- جسيمات ألفا: التي لم تظهر في لوحات بيكريل لأنه من السهل امتصاصها بواسطة الورق الأسود
ب- جسيمات بيتا: التي تملك قدرة اختراقية أكبر من قدرة جسيمات الفا بـ ١٠٠ مرة

٣- اكتشفت ماري كوري بولندية الأصل ، وزوجها ببيير كوري عصري البولونيوم والرادون.

ملاحظة مهمة :



موجة المجال الكهربائي متعامدة على موجة المجال المغناطيسي. وتنتشر الموجة في الاتجاه العمودي على المستوي الذي يتغير فيه المجالان (أي من اليسار إلى اليمين)

١- يمكن تعريف طول الموجة : بأنها المسافة بين قاعين متتاليين للموجة أو المسافة بين قممتين متتاليتين للموجة .

٢- ويعرف التردد بأنه : هو عدد الأطوال الموجية الكاملة المارة بنقطة واحدة خلال ثانية واحدة

٣- سعة الموجة : مقياس ارتفاع القمة وانخفاض القاع من مستوى خط الأصل

تولد الإشعاع الكهرومغناطيسي

تنقسم الأشعة الكهرومغناطيسية إلى قسمين طبيعية وصناعية ولكنهما متماثلين في خواصهما:

- الأشعة الكهرومغناطيسية الطبيعية مثل الضوء والأشعة السينية التي تنتج من أغلفة بعض الذرات ، وأشعة غاما التي تصدر من أنوية الذرات ذات النشاط الإشعاعي.
- الأشعة الكهرومغناطيسية الصناعية هي الأشعة التي ولدها الإنسان.

الإشعاع الكهرومغناطيسي

تختلف الموجات الكهرومغناطيسية تماماً عن موجات الصوت، فموجات الصوت تعتبر موجات ميكانيكية تحتاج إلى وسط مادي للانتشار فيه مثل الهواء والماء والمعادن وغيرها.

أما الموجات الكهرومغناطيسية مثل الضوء فهي لا تحتاج لوسط مادي لتنتقل فيه، فأشعة الشمس على سبيل المثال تصلنا بعد انتشارها الفراغ وكما يصلنا ضوء النجوم البعيدة.

قوانين الإشعاع الكهرومغناطيسي :

أثبت العالم الألماني ماكس بلانك من خلال دراسته لإشعاع الجسم الأسود أنه توجد علاقة بين طاقة الشعاع وطول موجته. وكذلك اوجد العلاقة بين التردد والطول الموجي .

$$E = h\nu$$

حيث: E: طاقة الفوتون ν : تواتر الموجة h: ثابت بلانك

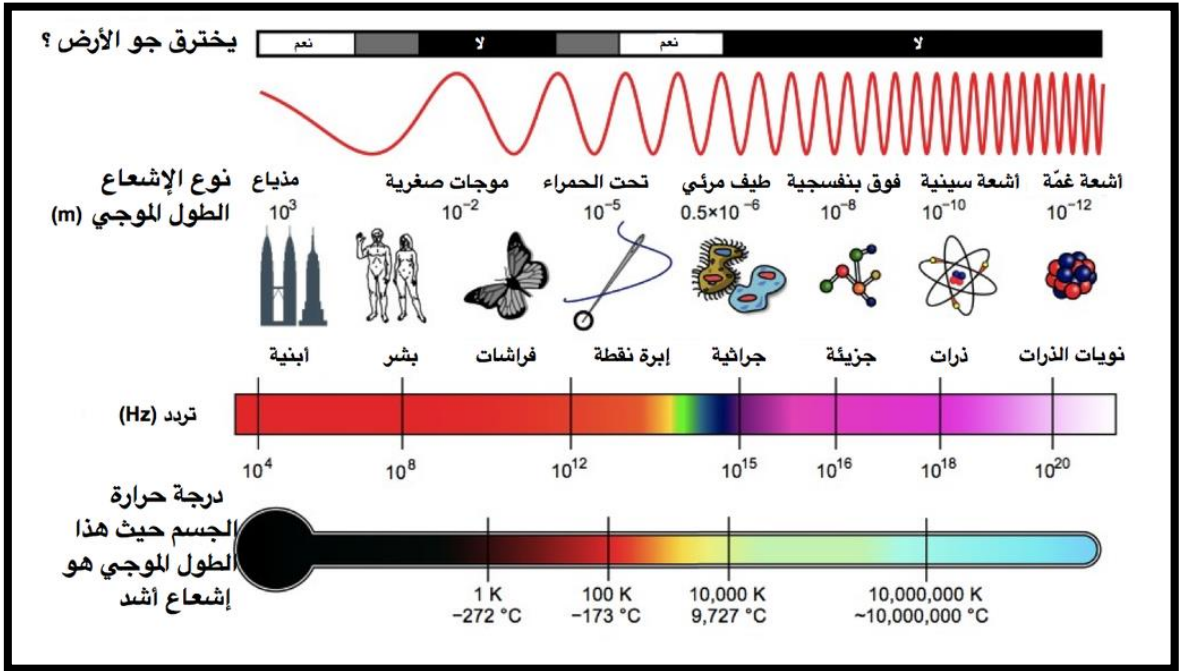
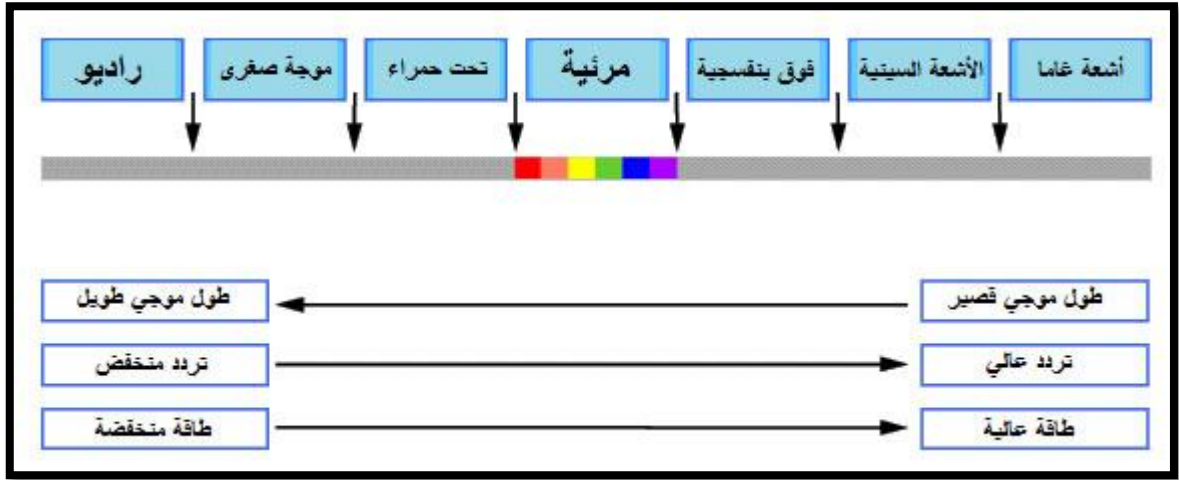
$$\nu = C/\lambda$$

C: سرعة الضوء. λ : الطول الموجي.

حيث إن سرعة الضوء = 3×10^8 م/ث

وثابت بلانك = 6.62×10^{-34} جول . ث

إذن العلاقة طردية بين التردد والطاقة وعكسية مع الطول الموجي كما هو موضح بالصورة التالية :



من اليسار إلى اليمين تقصر طول الموجة (وتقاس بالمتراً) : أشعة الراديو ، موجات صغيرة (ميكروويف) ، أشعة تحت الحمراء، الضوء المرئي ، أشعة فوق البنفسجية ، الأشعة السينية ، أشعة غاما .

بينما تردد الموجات الكهرومغناطيسية (يقاس بالهيرتز) يزداد تباعاً من اليسار إلى اليمين وحدة الهرتز (Hz) وهي تعادل 1 / ثانية.

بينما حرارة الجسم تزداد من اليسار إلى اليمين { هو مشابهه للتردد ومعاكس للطول الموجي }

النشاط الإشعاعي

تعريف النشاط الإشعاعي :

يُعرَّف النشاط الإشعاعي بأنه عدد النوى المنحلة من هذا العنصر في الثانية الواحدة. و يُعرَّف أيضا بأنه : عملية تلقائية يتحول فيها العنصر إلى عنصر آخر نتيجة فقد جسيمات ألفا أو جسيمات بيتا أو انطلاق أشعة جاما.

ملاحظات:

- 1-العنصر المشع جميع مركباته مشعة.
- 2-العنصر المشع يكون مشعاً في جميع حالاته (صلبة – سائلة – غازية).
- 3- (نواة العنصر المشع لا تصدر جسيمات ألفا وجسيمات بيتا معاً ، ولكن قد تصدر ألفا أو بيتا ، وقد يصاحب كلاً منهما انطلاق إشعاعات جاما.
- 4- معدل النشاط الإشعاعي لعينة مشعة لا يتأثر بالظروف الخارجية من ضغط أو درجة حرارة ولكنه يتوقف فقط على نسبة العنصر المشع في العينة.

الفرق بين النشاط الإشعاعي والتحول الكيميائي :

يختلف النشاط الإشعاعي عن التحول الكيميائي في

- 1-النشاط الإشعاعي عملية تلقائية مستمرة
- 2-يعتمد على العنصر المشع ولا يرتبط بالمركب الكيميائي
- 3-لا يتوقف على الظروف الفيزيائية (الضغط ، درجة الحرارة)
- 4-تتطلق منه طاقة هائلة

وحدة قياس النشاط الإشعاعي

تقاس النشاط الإشعاعي بوحدة البكريل و البكريل هو عدد الإشعاعات التي تصدرها العينة المشعة في الثانية

وحدات أخرى لقياس النشاط الإشعاعي

- أ- وحدة انحلال / ثانية
- ب- وحدة الكوري Ci وفي بعض المراجع Cu
- ت- هي الرذرفورد Rd وهو نشاط يناظر مليون انحلال / ثانية

رموز مهمة للجسيمات الأولية

الرمز	الجسيم الأولي
$\frac{4}{2}\text{He}$ or $\frac{4}{2}\alpha$	جسيم ألفا
${}_{-1}^0\text{e}$ or ${}_{-1}^0\beta$	جسيم بيتا
${}_{0}^1\text{n}$	النيوترون
${}_{1}^1\text{H}$ or ${}_{1}^1\text{p}$	البروتون
${}_{+1}^0\text{e}$ or ${}_{+1}^0\beta$	البوزيترون

مقارنة بين أنواع الإشعاعات أو الجسيمات الثلاثة (ألفا وبيتا و جاما)

من حيث	جسيمات ألفا	جسيمات بيتا	جسيمات جاما
تعريفها	هي انبعاث بروتونين ونيوترونين من نواة العنصر تمثل نواة ذرة الهيليوم.	هي سيل من الالكترونات السريعة التي تنبعث من النواة وليس من الالكترونات التي تسبح حول النواة	هي فوتونات وليست أشعة
نوعها	أشعة جسمية (أي لها كتلة)	أشعة جسمية (أي لها كتلة لكن اقل من كتلة أشعة ألفا)	أشعة غير جسمية ليس لها كتلة
قدرة تأينها	تأين الذرات بشكل أقوى بنسبة ١٠٠٠ مرة	تأين الذرات بشكل متوسط بنسبة ١٠٠%	تأين الذرات بشكل اضعف من البقية نسبتها ١%
رمزها	α	β	γ
شحنتها	تحمل شحنتين موجبتين	تحمل شحنة سالبة واحدة أو موجبة واحدة مقدارها (-1 ، +1)	غير مشحونة
مكتشفها	ارنست رذرفورد	ارنست رذرفورد	فيلارد
خصائصها	ثقيلة الوزن ، وبطيء الحركة ، وهي أكبرهم حجما	خفيفة الوزن ، وسريعة الحركة ، واصغر بكثير من أشعة ألفا	سرعتها تساوي سرعة الضوء ، ولها طاقة اكبر من طاقة الضوء ، وترددتها عالي
نفاذيتها	ضعيفة النفاذ يتم إيقافها بورقه من الورق المقوى	متوسطة النفاذ يتم إيقافها بورقة من الألمونيوم سمكها ٥ ملم	شديدة النفاذ لا يوقفها إلا الرصاص السميكة . تفوق نفاذية الأشعة السينية
تحولات النواة (العدد الذري والعدد الكتلي)	يقل العدد الذري بمقدار ٢ ويقل العدد الكتلي بمقدار ٤	يزداد العدد الذري بمقدار ١ عندما تطلق بيتا سالبة وينقص بمقدار ١ عندما تطلق البيزوترون (بيتا الموجبة) بينما العدد الكتلي لا يتأثر	لا يتأثر العدد الذري ولا العدد الكتلي
المعادلة الأساسية لها	${}^A_Z X \rightarrow {}^{A-4}_{Z-2} Y + {}^4_2 He^{++} (\alpha)$	لها معادلتين في اسفل الجدول	${}^A_Z X^* \rightarrow {}^A_Z X + \gamma$
التغير الحاصل للذرة	تحولها إلى ذرة أخرى تسبقها بمركزين في الجدول الدوري (أي تراجع للخلف)	تحولها إلى ذرة أخرى أما تليها بمركز واحد إذا كانت بيتا السالبة أو إلى ذرة تسبقها بمركز واحد إذا كانت بيزوترونات	لا يصاحبه أي تغير لأنها غير مشحونة إنما تطلق طاقة
تأثرها بالمجال الكهربى والمغناطيسى	تنحرف ناحية القطب السالب لكن اقل من بيتا بسبب كبر كتلتها	تنحرف ناحية القطب الموجب بشكل أسرع من ألفا لصغر كتلتها	لا تتأثر بالمجال الكهربى أو المغناطيسى
تأثيره على جسم الإنسان	يخترق طبقات قليلة من جلد الإنسان يصل إلى الخلايا ويدمرها مسببا السرطان	يخترق جسد الإنسان ويصل إلى الحمض النووى بداخل الخلية و يدمره	يتعدى ضرره جسم الإنسان و يلحق أضرار بالبشرية

أولاً : جسيمات بيتا

هناك نوعين من جسيمات بيتا (السالبة والموجبة) (β^- , β^+)

بيتا السالبة (إلكترون سالب) : هو عبارة عن جسيمات (شحنات) سالبة تسمى الإلكترونات.

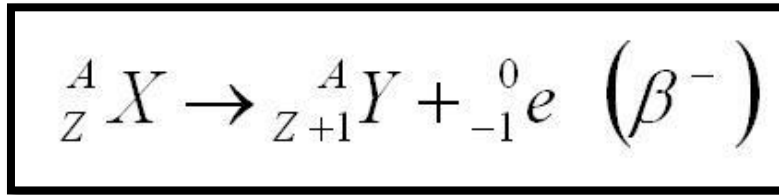
تتولد في النويات غير المستقرة والتي تكون فيها نسبة النيوترونات أكبر من البروتونات ولذلك يتحول النيوترون إلى بروتون وإلكترون هذا الإلكترون يمثل جسيمات بيتا السالبة



لذلك يتم خروج **الإلكترون السالب** لمعادلة شحنة الذرة فينتج عن ذلك زيادة عدد البروتونات ونقصان عدد النيوترونات بالتالي **يزداد العدد الذري بمقدار واحد** ، بينما يظل العدد الكتلي ثابت ، **فيتحول إلى عنصر آخر يليه مباشرة في الجدول الدوري.**

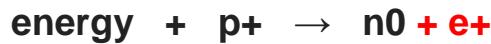
تمتلك نفاذيه عالية فقدرتها أكبر 100 مرة من قدرة نفاذ جسيمات ألفا حيث تحتاج إلى صفيحة من الألمنيوم سمكها 5 ملم لإيقاف معظمها .

المعادلة الأساسية /



٢- **بيتا الموجبة (إلكترون موجب)** : تسمى **البوزيترونات** / وهو جسيم له كتلة الإلكترون وشحنة البروتون.

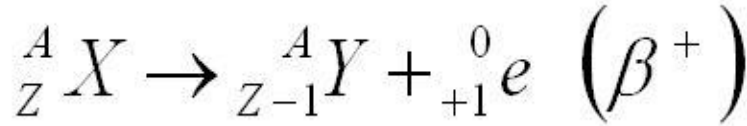
تولد في النويات غير المستقرة والتي تكون فيها نسبة البروتونات أكبر من النيوترونات لذلك يتحول البروتون إلى نيوترون وبوزيترون .



فيتم خروج **الإلكترون الموجب (البزترون)** لمعادلة شحنة الذرة فينتج زيادة عدد النيوترونات ونقصان عدد البروتونات بالتالي **ينقص العدد الذري بمقدار واحد** ، بينما يظل العدد الكتلي ثابت ، **فيتحول إلى عنصر قبله مباشرة بالجدول الدوري .**

تمتلك نفس صفات جسيمات بيتا السالبة إلا أنها تعاكسها في الاتجاه عند دخولها عبر المجالين الكهربائي والمغناطيسي.

المعادلة الأساسية لها /

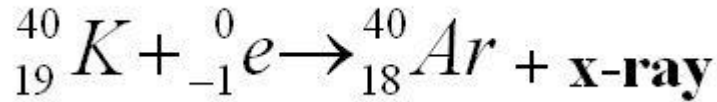


* **ثانياً :** الالتقاط الإلكتروني (الأسر الإلكتروني)

تعريفه

هو قيام النواة بالتقاط (أسر) إلكترون من مجال داخلي للذرة حيث ينتقل الإلكترون من المستوى الخارجي للطاقة إلى المستوى الداخلي للذرة فيتحد هذا الإلكترون مع بروتون ويتحول هذا البروتون إلى نيوترون مع إشعاع سيني

المعادلة الأساسية لها :



مثال:

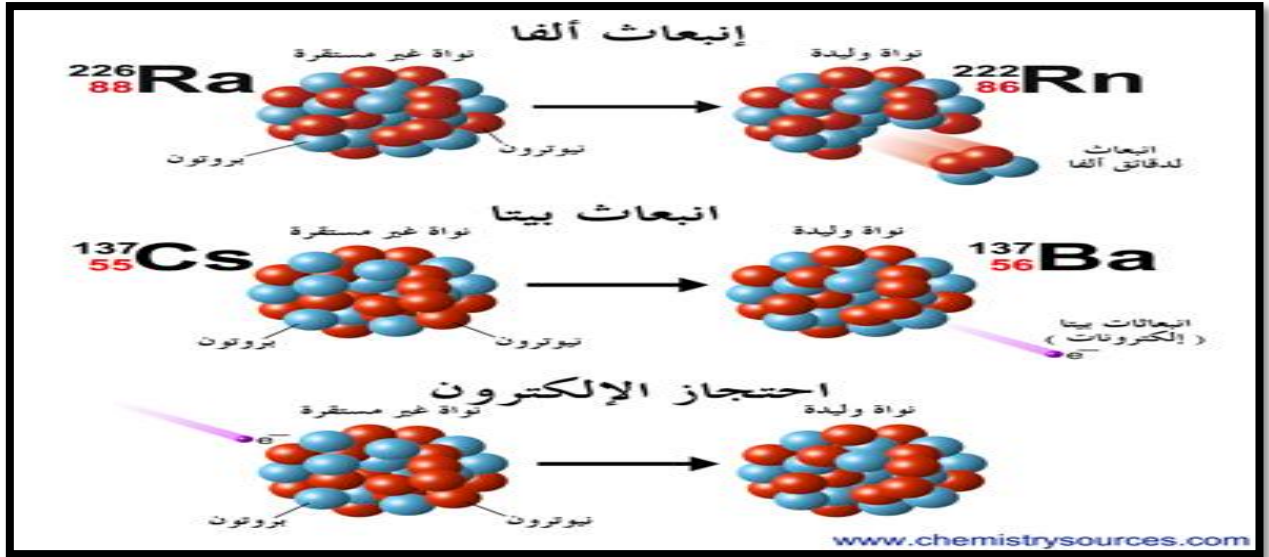
البوتاسيوم 40.

التغير الحاصل في الذرة عند الالتقاط الإلكتروني (إطلاق أشعة x) :

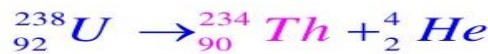
- 1- العدد الذري ينقص وحدة (أي ينقص بروتون واحد) والعدد الكتلي ثابت.
- 2- يتحول العنصر إلى عنصر آخر.
- 3- تطلق أشعة سينية (أشعة x)

ثالثا : النيوترون

جسيمات غير مشحونة (لا تتأثر بالمجال الكهربائي أو المغناطيسي) ، كتلتها تساوي كتلة البروتون تقريبا ، فهو يستخدم كقذيفة ممتازة لتحطيم النواة لأنه لا يتنافر معها ، ولهذا السبب فإنه لا يسبب تأين المادة التي ينفذ من خلالها .



مثال



يتغير موضع العنصر الناتج بعد اشعاع جسيم ألفا حيث سوف يعود مكانين للخلف



تمرين :



الجواب ::

١- جاما / في الطب لعلاج أمراض السرطان ، في الصناعة لفحص أنابيب البترول واكتشاف نقاط الضعف فيها، في الأغذية المعلبة لقتل الجراثيم والبكتيريا إن وجدت . وكذلك في تعقيم الحبوب وغيره. وتنتج أشعة غاما في المفاعلات النووية وتنتج أيضا خلال التفاعل النووي في القنابل النووية.

٢- في العلوم تطوير المفاعلات والقنابل النووية والتجارب العلمية لكشف أسرار النواة.

٣- بيتا / في العلاج الطبي مثل علاج العيون وسرطان العظام ورؤية المكونات الداخلية (الاستشفاف)

ملحوظة مهمة /

١/ يتسم تحلل ألفا بما يسمى عمر النصف . وهذا الوقت يُعد لبعض العناصر بالسنوات و لعناصر أخرى قد يكون نصف عمرها أياما أو حتى ثوان قليلة . وتعريف هذا النصف عمر بأنه الوقت الذي يتحلل فيه نصف عدد ذرات ذلك العنصر

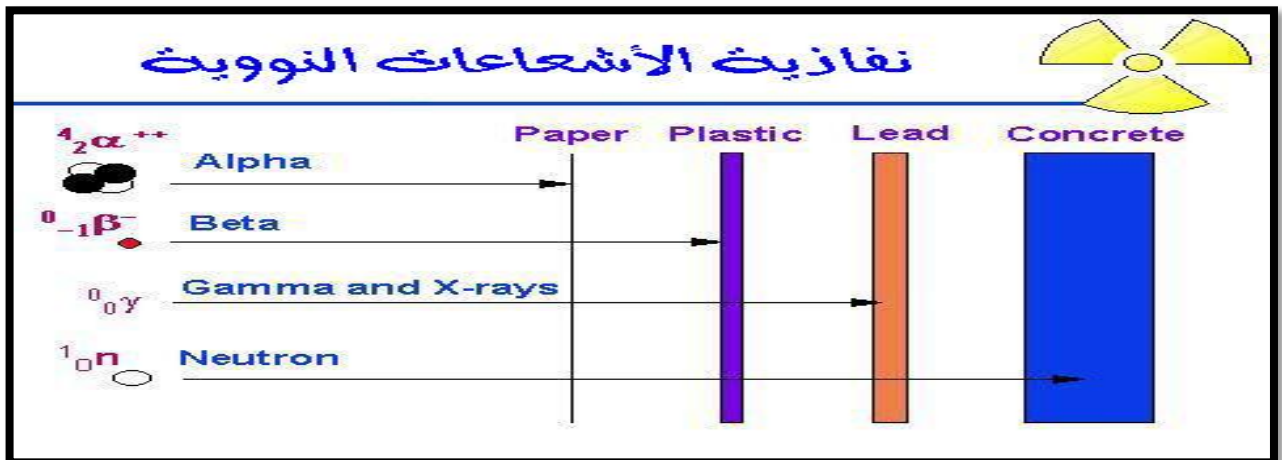
٢/ تنبعث اشعة الفا غالباً من النويات ذات العدد الكتلي الكبير مثل اليورانيوم 238 و نواة الراديوم. بينما بيتا من النويات الغير مستقرة و أشعة جاما تنتج من الذرة المثارة .

٣/ أشعة ألفا أثقل من الإلكترون بحوالي 7000 مرة تقريباً

٤/ قدرة اختراق بيتا اكبر ب ١٠٠ مرة من اختراق ألفا.

٥/ غالبا عند انبعاث ألفا أو بيتا يصاحبهما انبعاث لأشعة جاما بينما لا يمكن ان تنبعث أشعة الفا وبيتا معا .

٦/ نفاذية إشعاعات النيوترونات (n) أعلى بكثير من نفاذية جاما



الجدول الدوري

تعددت محاولات العلماء لتصنيف العناصر لتسهيل دراستها وإيجاد علاقة بين العناصر وخصائصها الفيزيائية والكيميائية

- 1/ برزيليوس قسم العناصر إلى فلزات ولا فلزات
- 2/ ثمانيات نيولاندز اكتشاف الخاصية الدورية.

3/ الجدول الدوري لمندليف:

يعتبر الجدول الدوري لمندليف أول جدول دوري حقيقي لتصنيف العناصر

- وضع العناصر المتشابهة في الخواص في أعمدة رأسية سميت فيما بعد بالمجموعات
- أكتشف أن العناصر تترتب تصاعدياً حسب الزيادة في أوزانها الذرية عند الانتقال من يسار الجدول إلى يمينه في الصفوف الأفقية التي سميت فيما بعد (الدورات) من اليسار إلى اليمين
- أكتشف أن خواص العناصر تتكرر بشكل دوري مع بداية كل دورة جديدة
- يحتوى جدول مندليف على 67 عنصراً

■ لاحظ أن:-

- 1 - بعض العناصر لها عدة صور تتفق في العدد وتختلف في الوزن الذري تعرف باسم نظائر العنصر
- 2- تنبأ مندليف في عام 1871 خواص مجهول أطلق عليه إيكسيلكون و الذي أكتشف في عام 1886 م وأطلق عليه الجرمانيوم Ge وكانت خواصه هي نفس الخواص التي توقعها مندليف

● مميزات جدول مندليف :

- 1- تنبأ مندليف بإمكانية اكتشاف عناصر جديدة وحدد قيم أوزانها الذرية وترك لها خانات فارغة في جدولته
- 2 - صحح الأوزان الذرية المقدره خطأ لبعض العناصر

● عيوب جدول مندليف :

- 1- أخل بالترتيب التصاعدي للأوزان الذرية لبعض العناصر حتى يستطيع وضعها في المجموعات التي تتناسب مع خواصها فوضع اليود (I) كتلته الذرية (127) بعد التيلوريوم (Te) ، الذي كتلته الذرية (128) وهذا يناقض مع النمط التصاعدي لقيم الكتل الذرية المعتمدة في الجدول.

- 2- وضع أكثر من عنصر في خانة واحدة مثل النيكل و الكوبلت

٤ / الجدول الدوري لموزلي:

● من الاكتشافات التي ساعدت موزلي على وضع جدولته الدوري:

أ / ظاهرة النشاط الإشعاعي

ب / الحصول على الأشعة السينية

ج / معرفة الكثير عن ترتيب الإلكترونات في الذرات

١- أكتشف العالم النيوزلندي رذرفورد في عام ١٩١٣ م أن نواة الذرة تحتوي على بروتونات موجبة الشحنة وفي نفس العام أكتشف العالم الإنجليزي موزلي أن دورية خواص العناصر ترتبط بأعدادها الذرية وليس بأوزانها الذرية ، كما كان يعتقد مندليف

٢- أعاد موزلي ترتيب العناصر تصاعدياً حسب أعدادها الذرية .

بحيث يزيد العدد الذري لكل عنصر عن العنصر الذي يسبقه في نفس الدورة بمقدار واحد صحيح أضاف إليها مجموعة الغازات الخاملة في المجموعة الصفيرية

٣- قسم موزلي عناصر كل دورة إلى مجموعتين فرعيتين هي A B حيث يوجد فرق في خواص عناصرهما

٤- خصص مكان أسفل الجدول لمجموعتين عناصر اللانثانيدات و الأكتينيدات

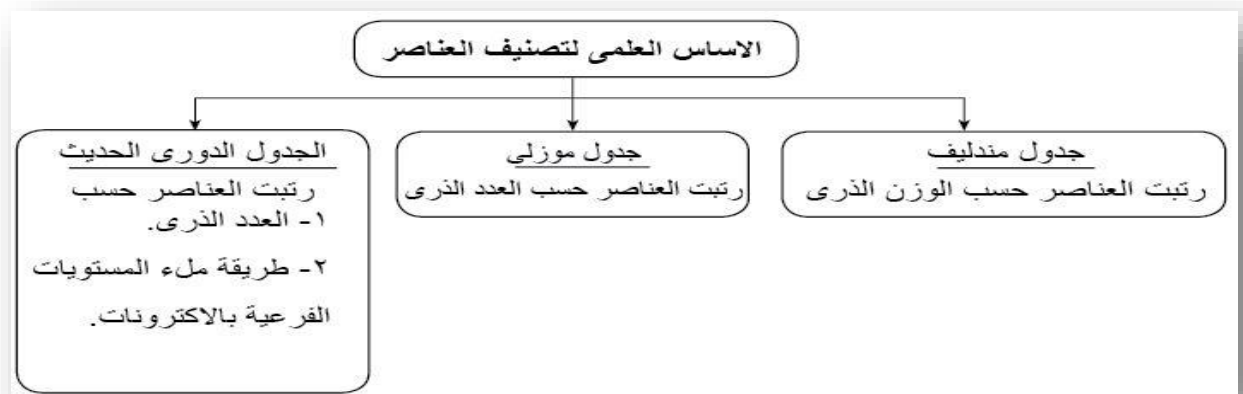
٥ / الجدول الدوري الحديث:

بعد اكتشاف العالم الدنماركي (بور) لمستويات الطاقة الرئيسية وعددها سبعة في أثقل الذرات تم اكتشاف مستويات الطاقة الفرعية (معبرة عن المستويات الحقيقية للطاقة)

● الأساس العلمي للجدول الدوري الحديث:

تمت عملية إعادة تصنيف العناصر في الجدول الدوري الحديث تبعاً للتدرج التصاعدي في أعدادها الذرية وطريقة ملء مستويات الطاقة الفرعية بالإلكترونات (مبدأ البناء التصاعدي)

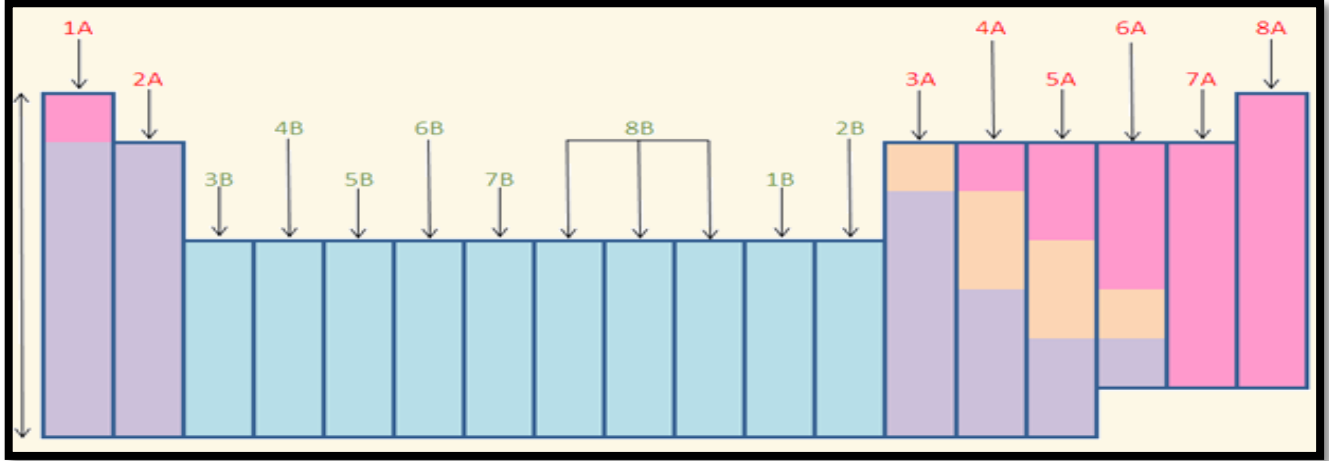
باختصار :



وصف الجدول الدوري الحديث:

يتكون الجدول من : ١ / سبع دورات أفقية

٢ / ثمانية عشر مجموعة راسية (عمودية) ، منها عناصر المجموعة الممثلة (A) تتكون من ثمان مجموعات عمودية ، والعناصر الانتقالية (B) تتكون إلى ثمان مجموعات عمودية .



وصف الجدول الدوري الحديث:

يقسم الجدول الدوري إلى أربع فئات هي :

١ / الفئة S: يقع في أقصى يسار الجدول وتشمل المجموعتين { 1A – 2A } وتوزيعها الإلكتروني في مستوى الطاقة الأخير ns^2, ns^1

يطلق على عناصر مجموعة S, P عليها بالمجموعة الممثلة وهي أنشط المجموعات بالجدول

٢ / الفئة P: تقع في يمين الجدول وتشمل المجموعات

{ 3A – 4A – 5A – 6A – 7A – 0 }

وتوزيعها الإلكتروني في مستوى الطاقة الأخير من np^1 حتى np^6

تتميز بامتلاء جميع مداراتها عدا المدار الأخير ، باستثناء المجموعة الصفرية (الغازات الخاملة) التي تتمتع بامتلاء جميع مداراتها .

٣/ الفئة d : تفصل بين عناصر يسار ويمين الجدول ابتداء من الدورة الرابعة وتعرف باسم العناصر الانتقالية ويرمز لها بالرمز B وهي تبدأ من اليمين ب المجموعتان (1B-2B) إلى اليسار بالمجموعات (3B – 4B – 5B – 6B – 7B – 8B)

وتوزيعها الإلكتروني الأخير $n-1d^1$ حتى $n-1d^{10}$

وقد وضعت عناصر المجموعة الثامنة (B) والمكونة من ثلاثة أعمدة ضمن مجموعة واحدة لتشابه خصائص عناصرها أفقياً وعمودياً.

وتتميز بامتلاء جميع مستويات الطاقة ما عدا المستويين الآخرين

ويوجد بها ثلاث صفوف :

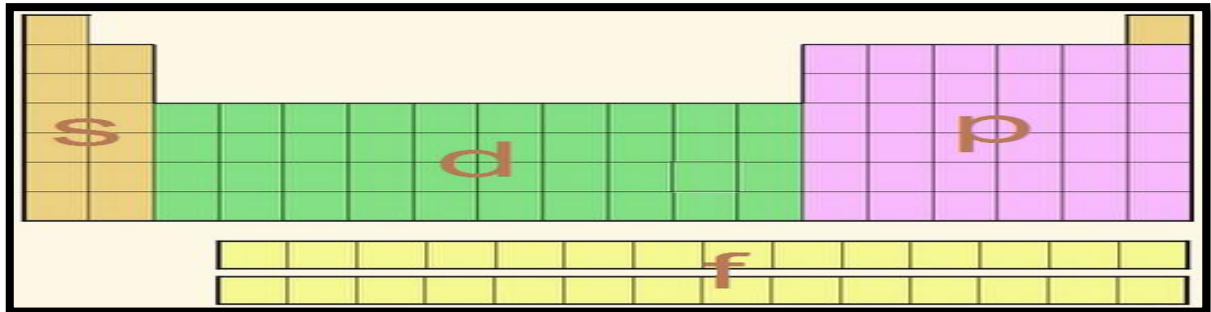
- 1- انتقالية أولى تقع بالدورة الرابعة وفيها يتم ملء مدار $3d$
- 2- انتقالية ثانية تقع بالدورة الخامسة وفيها يتم ملء مدار $4d$
- 3- انتقالية ثالثة تقع بالدورة السادسة وفيها يتم ملء مدار $5d$

٤/ عناصر الفئة f : وتقع أسفل الجدول الدوري تعرف باسم العناصر الانتقالية الداخلية وتشمل:

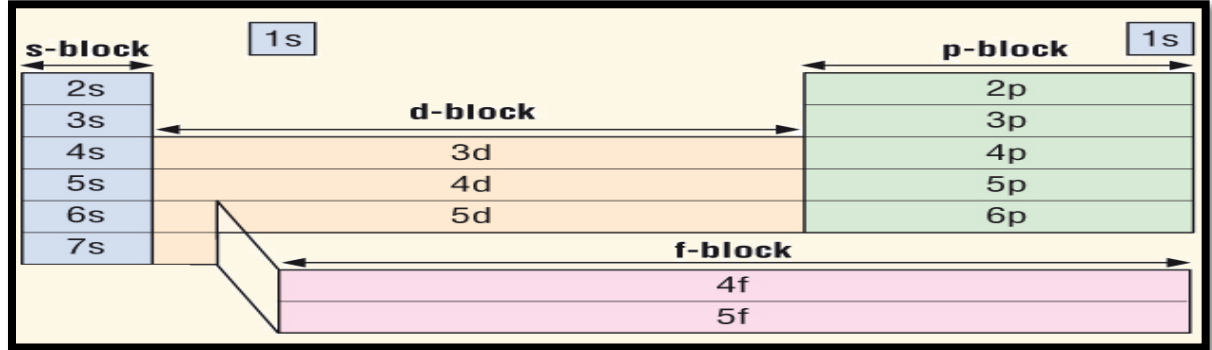
- ١- اللانثانيدات وتوزيعها الأخير { $4f^{14}$ حتى $4f^1$ } تسمى بعناصر الأرضية النادرة ، تقع بالدورة السادسة .
- ٢- الأكتينيدات وتوزيعها الأخير { $5f^{14}$ حتى $5f^1$ } تسمى بالعناصر المشعة ، تقع بالدورة السابعة .

وتتميز بامتلاء جميع مستويات الطاقة ما عدا المستويات الثلاثة الأخيرة.

• مواقع فئات عناصر الجدول الدوري



• المدار الأخير لكل فئة من فئات عناصر الجدول الدوري



ملاحظات مهمة :

١- عناصر المجموعة الواحدة تتفق في الخصائص الكيميائية، بينما عناصر الدورة الواحدة تختلف في الخصائص الكيميائية.

٢- مدار s لديه اوربتال واحد فيحتاج إلي إلكترونين لذلك عنده مجموعتين فقط وهي 1A , 2A

٣- أما مدار P لديه ثلاث اوربتالات فيحتاج إلى ستة إلكترونات لكي يتم مملأها لذلك عنده ستة مجموعات تبدأ (3A,4A.....8A). وبالمثل لمدار d لديه ١٠ مجموعات ومدار f لديه ١٤ مجموعة .

قطاعات الجدول الدوري

اولا : العناصر الممثلة

مجموعات العناصر الممثلة (أو المجموعات الرئيسية) تشمل 8 وهي المجموعتان الأولى والثانية (أو IA و IIA) بالإضافة إلى المجموعات 13 إلى 18 (أو IIIA إلى VIIIA)

حالات التاكسد للعناصر الممثلة = رقم المجموعة

المجموعتان الأولى والثانية : تعد من قطاع S

- تعرف بالفلزات النشطة

- لا توجد منفردة في الطبيعة بل متحدة مع عناصر أخرى بسبب نشاطها الكيميائي .

- كل عناصرها فلزات عدا الهيدروجين (تشبه خواصه خواص عناصر المجموعة 1 وخواص عناصر المجموعة 17) فهو يعد لا فلز

- تتناقص الصفات القلوية، وتزيد الصفات الحمضية عند الانتقال من فئة المعادن القلوية إلى المعادن القلوية الترابية، وذلك لتناقص أنصاف أقطار الذرات.

المجموعات 13 إلى 18 : تعد من قطاع P

عناصر هذه المجموعات متنوعة في:

الحالة الطبيعية (صلبة – سائلة غازية)

فلزيتها (فلزات – لا فلزات – أشباه فلزات)

- تسمى أيضا **بالفلزات القلوية**... لان تتفاعل مع الماء مكونة مركبات قلوية قوية (قاعدية التأثير)
 - عناصرها **الليثيوم (Li) ، الصوديوم (Na) ، البوتاسيوم (K) ، الروبيديوم (Rb) ، السيزيوم (Cs) ، الفرانسيوم (Fr) .**
 - أحادية التكافؤ لأنها تحتوي في مدارها الأخير على إلكترون واحد يسهل فقده .
 - خفيفة الوزن - لينة يمكن قطعها بالسكين- ذات لمعان ولونها يميل إلي الأبيض الفضي وسرعان ما تفقده لنشاطها الكيميائي .
 - درجات الانصهار منخفضة وتتناقص بزيادة العدد الذري بسبب ضعف الرابطة الفلزية
 - كثافتها منخفضة **تزداد** بزيادة العدد الذري باستثناء (البوتاسيوم أقل من الصوديوم في الكثافة وكلا من الليثيوم والصوديوم والبوتاسيوم أقل من كثافة الماء بينما الروبيديوم والسيزيوم أعلى كثافة من الماء)
 - **الكهروسالبية قليلة وتتناقص كلما نزلنا أسفل المجموعة**
 - **طاقة التأين الأولى لها منخفضة** لسهولة فقد الإلكترون وتتناقص كلما نزلنا أسفل المجموعة لزيادة الحجم الذري وبعد الإلكترون عن النواة
 - نشطة جدا ويزداد نشاطها كلما نزلنا للأسفل علل؟ بسبب ازدياد حجمها مما يسبب بضعف قوة جذب النواة فيسهل فقدها للإلكترونات يتفاعل البوتاسيوم بشدة مع الماء أكثر من تفاعل الصوديوم مع الماء لازدياد حجمه الذري
 - جميعها جيدة التوصيل الكهربى والحرارى وذلك لسهولة انفصال إلكترون التكافؤ
 - **تكون مركبات أيونية غالبا**
 - **تعتبر عوامل مختزلة قوية**
 - **أملاحها تذوب في الماء**
 - تتفاعل بشكل انفجاري مع **الماء** حيث يتحرر غاز **الهيدروجين**. لتكون هيدروكسيدات قوية تزداد درجة الانفجار من أعلى المجموعة إلى أسفلها، حيث تكون **أعنفها مع السيزيوم .**
 - تتفاعل مع جميع اللافلزات على الأغلب
 - تتفاعل بشدة مع الهواء الجوى لذلك تحفظ تحت سطح الكيروسين أو زيت البرافين عند تعريضها للهب ينتج عنها الوان يعرف بها كل عنصر على حدة
 - (**الصوديوم : لهب اصفر ذهبي ، الليثيوم : لهب احمر قرمزي ، البوتاسيوم : لهب بنفسجي والسيزيوم : لهب أزرق بنفسجي**)
 - يتم الحصول عليها من مصهور احد أملاحها
- استخداماتها:**
- **الليثيوم : يستخدم في بطاريات الليثيوم المستخدمة في الهواتف النقالة والكاميرات**
 - **الصوديوم : موجود في ملح الطعام (كلوريد الصوديوم)**
 - **الصوديوم و البوتاسيوم : ضروريان للأجسام وهما موجودان بكميات قليلة في البطاطس والموز.**

- تعرف **بالفلزات القلوية الأرضية (الترابية)** لان خاماتها توجد على شكل رواسب قليلة الذوبان في الماء داخل القشرة الأرضية ،
- تضم العناصر البيريليوم (Be) ، المغنيسيوم (Mg) ، الكالسيوم
- م (Ca) ، السترونشيوم (Sr) ، الباريوم (Ba) ، الراديوم (Ra)
- **ثانية التكافؤ لاحتواء غلافها على إلكترونين**
- **يعد عنصر الراديوم عنصر مشع نادر**
- أكثر صلابة ، فالباريوم أقل هذه المعادن قساوه فهو يشبه قساوة الرصاص تماما

- وأكثر كثافة وأعلى درجات انصهار من الفلزات القلوية - نشطة كيميائياً لكنها بدرجة أقل من الفلزات القلوية
- كثافتها قليلة مقارنة مع باقي عناصر المجاميع الأخرى عدا المجموعة الأولى فهي أعلى منها
- أقل نشاطاً من الفلزات القلوية ويزداد نشاطها بزيادة العدد الذري
- تكون أكاسيد قاعدية
- كربوناتها لا تذوب في الماء لكن عند تسخينها تتفكك إلى أكاسيد وثاني أكسيد الكربون
- طاقة تأينها الأولى منخفضة لكن أكبر من عناصر المجموعة الأولى ونظراً لانخفاض طاقة تأينها فهي عوامل مختزلة قوية
- جيدة التوصيل الكهربى والحرارى
- تتفاعل بشدة مع الحموض وتطلق غاز الهيدروجين
- المغنسيوم والكالسيوم أكثرها انتشاراً تتواجد على شكل أملاح
- عند تعريضها للهيب ينتج عنها ألوان مميزة لها .
- يتم الحصول على معادنها بالتحليل الكهربى وكان أول من توصل إلى هذه الطريقة هو العالم (همفري ديفي) حيث عزل المغنسيوم أولاً ثم عزل بقية العناصر بالطريقة نفسها .

وجودها في الطبيعة:

البريليوم في الزمرد والزمرد

الماغنيسيوم موجود في كلوروفيل النباتات

استخداماتها / معدن المغنيسيوم المعدن الوحيد الذي يستخدم بصورة منفردة لتحضير المواد النارية، بسبب الضوء الساطع الناتج عن احتراقه كذلك يدخل في صناعة الكواشف الكيميائية (كاشف جرينارد)

- أو المجموعة الرئيسية الثالثة
- تسمى أيضاً **بعائلة البورون**
- تضم عناصر البورون (B)، الألمنيوم (Al)، الجاليوم (Ga)، الإنديوم (In)، الثاليوم (Tl).
- كلها فلزات عدا البورون فهو شبه فلز (أسود وهش)
- أحجامها الذرية صغيرة، ولكن شحنة الذرة عالية .
- طاقة تأينها الأولى مرتفعة أكبر من المجموعة الأولى والثانية، وينتج عنها أيون على الصورة M^{+3}
- تشكل مركباتها رابطة تشاركية.
- رقم تأكسدها متساو وهو +3 باستثناء الثاليوم فرقم تأكسده +1.
- لا تكون في الطبيعة بشكلها، وإنما تظهر على هيئة مركبات.
- البورون، والألمنيوم الأكثر انتشاراً، حيث يتواجد البورون مرتبطاً مع الأوكسجين في الطبيعة على هيئة معادن البورات مثل البورق أما الألومنيوم فيتوفر في قشرة الكرة الأرضية بكثرة، إذ يأتي في المرتبة الثالثة بعد الأكسجين .
- يعتبر الإنديوم من العناصر النادرة جداً

استخداماتها:

البورون: أواني الطهي المصنوعة منه يمكن نقلها من الفرن إلى الثلجة دون أن تنكسر
الألمونيوم: أواني الطهي - علب المشروبات الغازية - مضارب البيسبول - هياكل الطائرات
الجاليوم: (ذو درجة انصهار منخفضة جداً حيث ينصهر بوضعه في اليد) يستخدم في صناعة رقائق الحواسيب.

المجموعة الثالثة عشر

- أو مجموعة الكربون
- تشمل عناصر خمسة هي الكربون، السليكون، الجرمانيوم، القصدير، الرصاص
- عناصرها متنوعة (الكربون لا فلز – السيليكون و الجرمانيوم أشباه فلزات – القصدير والرصاص فلزات) { أي أن الخاصية الفلزية ازدادت كلما نزلنا للأسفل }
- توجد عناصر هذه المجموعة على هيئة عناصر حرة في الطبيعة ، أو على هيئة مركبات طاقة التأين لها عالية لصعوبة نزع أربعة إلكترونات
- يزداد الحجم الذري والنشاط الكيميائي كلما نزلنا أسفل المجموعة
- مركبات الكربون تساهمية رباعية أما القصدير و الرصاص بعض مركباتها تساهمية و البعض الآخر أيونية و غالبا تكافؤها ثنائي و أحيانا رباعي
- الكربون : يوجد في الطبيعة على ثلاثة صور هي (الجرافيت) المستخدم في أقلام الرصاص و البطاريات الجافة) – الألماس – الفحم) كما يوجد في أجسام الكائنات الحية على شكل مركبات عضوية.
- السليكون: شبه فلز متوفر في الرمال بكثرة (الرمل مكون مواد أهمها الكوارتز) (المكون من سليكون و أكسجين) يدخل الرمل في صناعة الزجاج
- يستخدم الكربون و السيليكون في تكوين سبيكة تسمى كربيد السيليكون ، حيث تستخدم في صنع المنشار الصلب الذي يستخدم في قطع وفرم المواد الصلبة.
- السليكون و الجرمانيوم: يستخدمان في الأجهزة الإلكترونية بصفتها من أشباه الموصلات. و أشباه الموصلات مواد توصل الكهرباء بدرجة أقل من الفلزات و أكبر من اللا فلزات .
- كما يدخل السليكون مع مواد أخرى في صناعة رقائق الحواسيب
- الرصاص و القصدير : أثقل عناصر المجموعة
- استخدامات الرصاص: الوقاية من أشعة أكس عند تصور الأسنان – بطاريات السيارات – السبائك منخفضة درجات الانصهار – جدار واقى من التسربات الإشعاعية في المفاعلات النووية و المسرعات النووية و معدات أشعة أكس – الحاويات المستخدمة في حفظ ونقل المواد المشعة.
- القصدير فيستخدم : حشو الأسنان – طلاء علب الأطعمة الفولاذية من الداخل

- تعرف أيضا بمجموعة النيتروجين
- تضم عناصر النيتروجين (N) ، الفوسفور (P) ، الزرنيخ (As) ، الأنتيمون (Sb) ، البزموت (Bi)
- عناصرها متنوعة (النيتروجين و الفسفور لا فلزات – الزرنيخ و الانتيمون أشباه فلزات – بينما بزموت فلز)
- جميع عناصرها صلبة ماعدا النيتروجين فهو غاز
- جميع العناصر لها أشكال تأصلية ماعدا البزموت
- الكهروسالبية عالية في المجموعة لكنها تقل كلما نزلنا أسفل المجموعة
- طاقة التأين للنيتروجين عالية جدا و تقل كلما نزلنا أسفل المجموعة
- درجتي الانصهار و الغليان تزداد كلما نزلنا أسفل المجموعة
- جميع العناصر تكون هيدريدات من نوع RH_3 حيث تكون روابط تساهمية و الشكل البنائي لها هرمي
- جميعها تكون كبريتيدات ماعدا النيتروجين
- جميع العناصر تكون أكاسيد ذات الصيغة العامة R_2O_3 و R_2O_5 أما النيتروجين و الفسفور و البزموت تكون أكاسيد ثنائية .
- النيتروجين و الفسفور: عنصران ضروريان للكائنات الحية – يدخلان في تركيب المواد الحيوية التي تعمل على تخزين المعلومات الجينية و الطاقة.

{لا يمكن لأحياء استنشاق النيتروجين من الهواء بالرغم من كونه يمثل 80% إلا إذا تم تحويله إلى أملاحه (تثبيته) بواسطة البكتيريا أو البرق ليمتصه النبات ثم نتاوله عبر أكل النباتات {

- **النيتروجين** : غاز الأمونيا (NH₃) يستخدم **كمنظف ومطهر** للجراثيم عند ذوبانه في الماء – تستخدم الأمونيا السائلة كسماد – تجميد الأطعمة وتجفيفها (كما في الفريزرات)- صناعة النايلون المستخدم في المظلات

- **الفسفور** : يوجد نوعان منه (**الأحمر والأبيض الأكثر نشاطا**) – يستخدم **الأحمر في صناعة** رؤوس أعواد الثقاب - مركباته هامة لصحة **الأسنان والعظام** – مركباته مكون أساسي في **صناعة الأسمدة**

- تعرف أيضا بعائلة **الأكسجين**
- تضم عناصر **الأكسجين (O) ، الكبريت (S) ، السيلينيوم (Se) ، التيلوريوم (Te) و البولونيوم. (Po)**

- عناصرها (الثلاثة الأولى **الأكسجين والكبريت و السيلينيوم لا فلزات** – أما العنصرين الآخرين وهما **التيلوريوم و البولونيوم فأشبهاه فلزات**)
- الكثافة ، درجة الانصهار ، درجة الغليان و الحجم الذري تزداد من أعلى إلى أسفل .
- طاقة التأين و الكهرسالبية لها عالية و تقل في المجموعة من من أعلى إلى أسفل
- الخصائص الفلزية تزداد في المجموعة من أعلى لأسفل .
- مستواها الأخير يمتلئ بستة إلكترونات ، وبالتالي فهي **ثنائية التكافؤ** وتميل إلى اكتساب إلكترونين للوصول إلى حالة الاستقرار.
- جميع عناصر المجموعة لها أشكال تأصلية فمثلا الكبريت يوجد بشكل الكبريت الأبري و الكبريت المعيني
- جميع عناصر المجموعة لها القابلية على تشكيل هيدريدات مستقرة مثال H₂O .
- يمكن لعناصر هذه المجموعة أن تشكل العديد من الهاليدات بحالات تأكسد مختلفة .

- **الأكسجين والكبريت هامين وضروريان للحياة**
- **الأكسجين** الذي يمثل قرابة 20% من الهواء فهو هام للكائنات الحية حيث تحتاجه لإنتاج الطاقة من الغذاء .-

يدخل في تركيب الصخور والمعادن – ضروري للاشتعال – **الأوزون** (شكل من أشكال الأكسجين أقل شيوعا) الذي يتكون بفعل الكهرباء الناتجة عن العواصف الرعدية في الطبقات العليا هام لحماية الأرض من الأشعة الضارة.

الكبريت: أصفر اللون يستخدم في صناعة حمض الكبريتيك (H₂SO₄) الذي يعتبر أكثر الأحماض استخداما في العالم حيث يستخدم في: صناعة الطلاء – الأسمدة – المنظفات – الأنسجة الصناعية – المطاط.

السيلينيوم: يستخدم في صناعة الخلايا الشمسية ... **علل ؟ لأنه موصل للكهرباء عند تعرضه للضوء** – يستخدم في آلات التصوير الضوئي **علل؟ بسبب حساسيته للضوء.**

- البولونيوم : من العناصر المشعة والنادرة ، وهو يطلق أشعة جاما وجسيمات ألفا .

- وتعرف أيضا بالهالوجينات (ذات أصل لاتيني وتعني صانعة الملح)
- تضم عناصر فلور (F)، الكلور (Cl)، البروم (Br)، اليود (I)، الإستاتين (At)
- كلها لا فلزات عدا الاستاتين فهو شبه فلز مشع
- أحادية التكافؤ لاحتواء غلاف تكافؤها على سبعة إلكترونات .
- لا توجد حرة في الطبيعة منفردة حيث تتواجد بشكل ثنائي الذرة (F₂, Cl₂.....) ، كل جزي يتكون من ذرتين يرتبطان معا بروابط تساهمية
- جميع الهالوجينات سامة وخطيرة
- طاقة التأين و الكهروسالبية تقل كلما نزلنا أسفل المجموعة
- درجتي الانصهار والغليان منخفضة وتزداد كلما نزلنا أسفل المجموعة
- تكون أملاحا عند اتحادها مع الفلزات القلوية والقلوية الأرضية
- يقل نشاطها كلما نزلنا في المجموعة للأسفل
- يحل كل عنصر في المجموعة محل العنصر الذي يليه في احد أملاحها

- تسمى الغازات النبيلة (الخاملة) لأنها خاملة كيميائيا لأن مستوى الطاقة الأخير ممتلئ بالإلكترونات (يحوي 8 إلكترونات)
- يضم عناصر (الهيليوم ، النيون ، الأرجون ، الكربتون ، الزينون ، الرادون ، انيونوكتيوم)
- كلها غازات - كلها لا فلزات
- عدد إلكترونات الغلاف الخارجي للمجموعة الثامنة = 8 عدا الهيليوم.
- طاقة التأين الأولى و الكهروسالبية لها عالية تقل كلما نزلنا أسفل المجموعة ،
- ملحوظة : العناصر الثلاثة الأولى ليس لها سالبية
- جميعها عديمة اللون والرائحة، وهي أحادية الذرة عند درجة حرارة الغرفة ويصعب إسالتها نظرا لانخفاض درجاتها الحرجة، وهذه الغازات تذوب في الماء فمثلا: قابلية ذوبان الأرجون في الماء تفوق قابلية ذوبان الأكسجين
- الهليوم: (أخذ اسمه من الشمس لاكتشافه في البدء في غلاف الشمس)
- يستخدم في ملء البالونات والمناطيد (لحمل كاميرات تصوير المباريات أو أجهزة قياس عناصر الضغط) علل؟ لأنه أخف (أقل كثافة) من الهواء.
- علل الهيدروجين أخف من الهليوم لكنه لا يستخدم في المناطيد؟ لأنه سريع الاشتعال (غير آمن) بينما الهليوم فهو آمن لا يشتعل.
- النيون وباقي الغازات النبيلة: في اللوحات الإعلانية حيث تتوهج عند مرور التيار الكهربائي بألوان حسب الغاز { الهليوم يعطي اللون الأصفر – والنيون يعطي اللون البرتقالي المحمر – الأرجون يعطي اللون الأزرق البنفسجي.
- أكثر وفرة الأرجون
- الكربتون في مصابيح الإنارة العادية (لأنه يحفظ سلك التنجستن من الاحتراق)
- عند استخدام مزيج من { الكربتون و الأرجون و الزينون } تدوم المصابيح فترة أطول.
- مصابيح الكربتون تستخدم في إنارة أراضيات مدارج المطارات.
- الرادون: غاز مشع
- يتكون في الطبيعة من تحلل اليورانيوم في التربة والصخور
- ضار لأنه يستمر بإطلاق إشعاعاته.
- يستخدم في الطب لعلاج بعض الأمراض كالسرطان.

استخدام بعض المركبات للمجموعة الأولى والثانية :

اهم مركبات الصوديوم

الاسم الكيميائي	الصيغة	الاسم الشائع
كلوريد الصوديوم	NaCl	ملح الطعام
نترات الصوديوم	NaNO ₃	ملح شيلي
كربونات الصوديوم	Na ₂ CO ₃	ملح النظرون

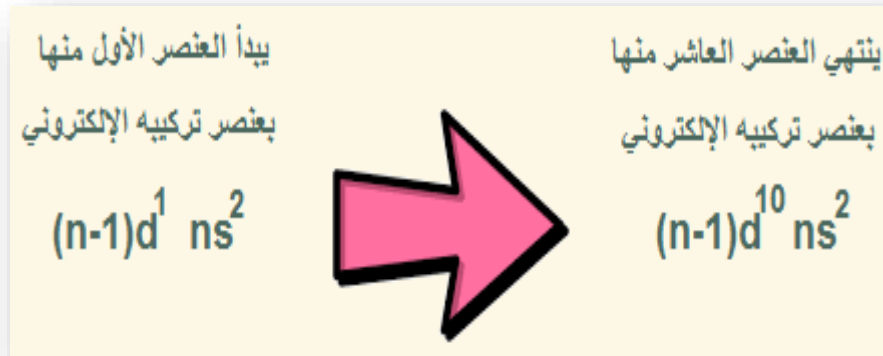
مركبات الكالسيوم والمغنيسيوم في الطبيعة ؟

1. الطباشير والرخام والحجر الجيري من كربونات الكالسيوم (CaCO₃)
2. خام المغنيسايت من كربونات المغنيسيوم (MgCO₃)
3. خام الدولوميت من كربونات الكالسيوم + كربونات المغنيسيوم
4. الجبس المائي من كبريتات الكالسيوم المائية (CaSO₄.2H₂O)
5. كبريتات الكالسيوم اللامائية (الجبس الجاف) (CaSO₄)

ثانيا / عناصر المجمع d المجموعات (12-3)

• تشغل المنطقة الوسطي في الجدول الدوري وتتحصر بين مجموعة s و p

• يتم فيها ملء المدار d



• تضم عشرة اعمدة

8B									
3B	4B	5B	6B	7B	8B		1B	2B	
21	22	23	24	25	26	27	28	29	30
Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn
[Ar] 4s ² 3d ¹	[Ar] 4s ² 3d ²	[Ar] 4s ² 3d ³	[Ar] 4s ¹ 3d ⁵	[Ar] 4s ² 3d ⁵	[Ar] 4s ² 3d ⁶	[Ar] 4s ² 3d ⁷	[Ar] 4s ² 3d ⁸	[Ar] 4s ¹ 3d ¹⁰	[Ar] 4s ² 3d ¹⁰

تنتمي إلى ثمان مجموعات عمودية يبدأ العمود الأول بعنصر ينتمي للمجموعة الثالثة ثم الرابعة ثم الخامسة،..... ثم يليها ثلاثة أعمدة للمجموعة الثامنة ثم عمود المجموعة الأولى ثم الثانية .

تقسم عناصر الفئة (d) إلى ثلاث سلاسل هي:

- ١- السلسلة الانتقالية الأولى و يتتابع فيها امتلاء المستوى الفرعي 3d ، وتشمل العناصر من الإسكانديوم (Sc) حتى الخارصين (Zn)، وتقع في الدورة الرابعة.
- ٢- السلسلة الانتقالية الثانية: و يتتابع فيها امتلاء المستوى الفرعي 4d، وتشمل العناصر من اليوتيريوم (Y) حتى الكاديوم (Cd)، وتقع في الدورة الخامسة.
- ٣- السلسلة الانتقالية الثالثة: و يتتابع فيها امتلاء المستوى الفرعي 5d ، وتشمل العناصر من اللانثانيوم (La) حتى الزئبق (Hg)، وتقع في الدورة السادسة.

ملاحظة : المجموعة الثامنة تحوي على ثلاثة أعمدة متشابهة في الخواص أفقيا أكثر من تشابهها عموديا فقسمت الى ثلاثيات أفقية تسمى باسم أشهر عناصرها :

- ١- ثلاثية الحديد / تشمل الحديد و الكوبلت و النيكل
- ٢- ثلاثية البلاديوم / تشمل الرثينيوم و الروديوم و البلاديوم
- ٣- ثلاثية البلاتين / تشمل الاوزميوم و الاربيديوم و البلاتين

خواص عناصر المجمع d :

- 1- فلزات وتسمى العناصر الإنتقالية
- 2- موصلة جيدة للكهرباء – ذات لمعان بالغ
- 3- جميع مركباتها ملونة. قابلة للتأكسد لأكثر من حالة. تمتلك عوامل محفزة جيدة. تتخذ لوناً فضياً يميل للأزرق عند وضعها بدرجة حرارة الغرفة باستثناء عنصري النحاس والذهب.
- 4- تمتاز بصلابتها عند درجة حرارة الغرفة.
- 5- تتصف بأنها مركبات معقدة أحياناً لها قابلية للطرق والسحب. تعتبر عناصر جيدة للتوصيل الحراري والكهربائي لها درجات انصهار أو غليان عالية.
- 6- أقل نشاط من الفلزات القلوية (مجموعة 1) والفلزات القلوية الأرضية (مجموعة 2) وبعضها قليلة النشاط وتوجد منفردة في الطبيعة مثل بلاديوم , Pd بلاتين , Pt ذهب Au

حالات التأكسد المتعددة لعناصر السلسلة الأولى :

العناصر الإنتقالية ج 2									
حالات التأكسد لعناصر السلسلة الإنتقالية الأولى									
Zn	Cu	Ni	Co	Fe	Mn	Cr	V	Ti	Sc
	1+								
2+	2+	2+	2+	2+	2+	2+	2+	2+	
		3+	3+	3+	3+	3+	3+	3+	3+
			4+	4+	4+	4+	4+	4+	
				5+	5+	5+	5+		
				6+	6+	6+			
					7+				

عدد التأكسد المفضل الاكثر ثباتا

ثالثا / عناصر المجمع f (اللانثيدات و الأكتينيدات)

- الموقع: بين عناصر المجموعة 4 ، 3 في الدورتين السادسة و السابعة.
- ١- اللانثيدات: عناصر تحت المستوى (4 f) و عددها 14 عنصراً لأن 4 f يشبع بعدد 14 إلكترونات و توجد في الدورة السادسة بين La , Hf و تتشابه اللانثيدات مع المجموعة 2 الفلزات القلوية الأرضية في نشاطها الكيميائي
- ٢- الاكتينيدات عناصر تحت المستوى (5 f) و عددها 14 عنصراً لأنه (5 f) يشبع بعدد 14 إلكترونات و توجد في الدورة السابعة بعد عنصر الاكتينوم Ac و هي عناصر مشعة و العناصر الأربعة الأولى منها (من Th حتى Np) تتواجد طبيعياً على الأرض أما بقية عناصر الاكتينيدات عناصر صناعية ثم تركيبها في المختبر.

تدرج الخواص في الجدول الدوري

• أولاً / نصف قطر الذرة

" هو نصف المسافة بين مركزي ذرتين متماثلين في جزئ ثنائي الذرة .
ويعرف طول الرابطة / بالمسافة بين نواتي ذرتين متحدتين في الرابطة التساهمية

تدرج صفة نصف القطر في الجدول

١- في الدورات الأفقية : يقل نصف القطر كلما زاد العدد الذري (كلما اتجهنا يمينا) السبب كلما زادت شحنة النواة الموجبة زادت قوة جذب النواة للإلكترونات التكافؤ ؛مما يسبب نقص قطر الذرة

٢- في المجموعات الرأسية : يزداد نصف قطر الذرة كلما زاد العدد الذري السبب

أ- إضافة مستوي طاقة جديد

ب - تعمل المستويات الممتلئة على حجب تأثير النواة على الإلكترونات الخارجية فيقل التجاذب بينهما

ج - زيادة قوة التنافر بين الإلكترونات

ملاحظات : ١ / تقاس طول الرابطة بحيود الإلكترونات أو الأشعة السينية ووحدة القياس إنجستروم.

٢ / نصف قطر الأيون الموجب أصغر من نصف قطر الذرة (في الفلزات) السبب زيادة الشحنة الموجبة وبالتالي زيادة جذب النواة للإلكترونات.

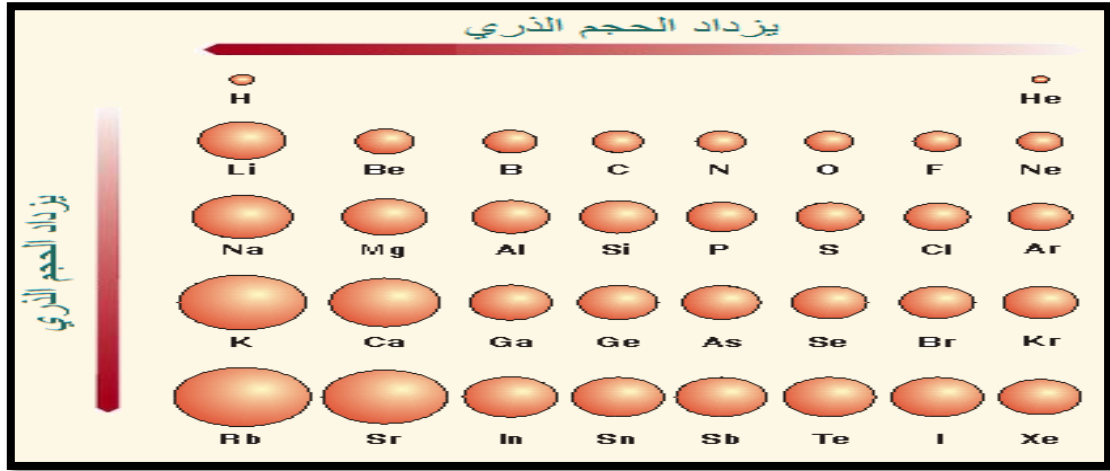
٣ / نصف قطر الأيون السالب أكبر من نصف قطر الذرة (في اللافلزات) السبب زيادة قوة التنافر بزيادة عدد الإلكترونات

مثال محلول إذا كان طول الرابطة في جزئ الهيدروجين يساوي ٠,٦ إنجستروم وطول الرابطة في جزئ كلوريد الهيدروجين تساوي ١,٢٩ إنجستروم أحسب نصف قطر ذرة الكلور ؟

الحل نصف قطر ذرة الهيدروجين = طول الرابطة ÷ ٢ = ٠,٦ ÷ ٢ = ٠,٣ إنجستروم طول الرابطة (H- Cl) = ١,٢٩ إنجستروم

طول الرابطة = نصف قطر الهيدروجين + نصف قطر الكلور

نصف قطر ذرة الكلور = ١,٢٩ - ٠,٣ = ٠,٩٩ إنجستروم



ثانيا / جهد التأين (طاقة التأين)

هو مقدار الطاقة اللازمة لإزالة أو فصل أقل الإلكترونات ارتباطاً بالذرة المفردة ،وهي في الحالة الغازية ، و يعين جهد التأين بالقياسات الطيفية.

تدرج الخاصية في الجدول الدوري

- أ- **في الدورات الأفقية** : تزداد قيم جهد التأين بزيادة العدد الذري. السبب نقص قطر الذرة وزيادة الشحنة الموجبة فتزداد قوي الجذب ،ويصعب فصل الإلكترون.
- ب- **في المجموعات الرأسية** : يقل جهد التأين بزيادة العدد الذري السبب زيادة نصف قطر الذرة لزيادة عدد الأغلفة.

ملاحظات

- ١- هناك جهد تأين أول وجهد تأين ثاني وثالث وهكذا
- ٢- جهد التأين **الأول للغازات الخاملة** كبير جداً إذ يصعب إزالة إلكترون من مستوي طاقة مكتمل
- ٣- جهد التأين الثاني أعلى من جهد التأين الأول وذلك لزيادة شحنة النواة الموجبة أو قد يتسبب في كسر مستوي طاقة مكتمل.

ثالثا / السالبية الكهربائية

وهي متوسط الميل الإلكتروني وجهد التأين للذرة وتعرف السالبية الكهربائية بأنها " قدرة الذرة على جذب إلكترونات الرابطة الكيميائية إليها " تلعب السالبية الكهربائية دوراً في تحديد نوع الرابطة بين ذرتين

تدرج الخاصية في الجدول الدوري

(أ) في الدورات الأفقية : تزداد السالبة الكهربائية بزيادة العدد الذري والسبب نقص نصف الذرة وزيادة شحنة النواة وزيادة قوي الجذب

(ب) في المجموعات الرأسية : تقل السالبة الكهربائية بزيادة العدد الذري (أي كلما اتجهنا لأسفل) بسبب : - زيادة نصف قطر الذرة - تأثير حجب المستويات الممتلئة لقوي جذب النواة - زيادة التنافر بين الإلكترونات الميل الإلكتروني (القابلية الإلكترونية)

• رابعا / تعريف الميل الإلكتروني

هو مقدار الطاقة المنطلقة عندما تكتسب الذرة المفردة الغازية إلكترونًا طاقة

تدرج الخواص في الجدول الدوري

(أ) في الدورات الأفقية : يزيد الميل الإلكتروني بزيادة العدد الذري السبب : صغر قطر الذرة وزيادة الشحنة الموجبة مما يزيد من قوة جذب الإلكترون فتزداد الطاقة المنطلقة .

هناك بعض العناصر تشذ عن هذه القاعدة تكون الذرة أكثر استقراراً إذا كان مستوي الطاقة الفرعي ممتلئاً أو نصف ممتلئ ،

مثل ١- البريليوم $4\text{Be} (1\text{S}^2 2\text{S}^2)$ لامتلاء مستوياته الفرعية.

٢- النيتروجين $7\text{N} (1\text{S}^2 2\text{S}^2 2\text{P}^3)$ المستوي الفرعي 2P نصف ممتلئ.

٣- النيون $10\text{N} (1\text{S}^2 2\text{S}^2 2\text{P}^6)$ جميع المستويات الفرعية ممتلئة.

(ب) في المجموعات الرأسية : يقل الميل الإلكتروني بزيادة العدد الذري (كلما اتجهنا لأسفل) والسبب : - زيادة مستويات الطاقة وزيادة نصف قطر الذرة - حجب المستويات الممتلئة لقوي جذب النواة - زيادة قوي التنافر بين الإلكترونات .

شواذ عن هذه القاعدة رغم أن الكلور أسفل الفلور إلا أن ميله الإلكتروني أكبر والسبب في صغر الميل الإلكتروني للفلور هو صغر نصف قطر الفلور واحتوائه على ٩ إلكترونات لذلك إضافة إلكترون جديد سوف يعاني من تنافر كبير ويصعب إضافة الإلكترون للذرة.

الخلاصة :

يعتمد على نوع الروابط التي تكونها الذرة	نصف قطر الذرة	
يعتمد على كونه أيون موجب فيصغر حجمه أو أيون سالب فيكبر حجمه	نصف قطر الأيون	
الطاقة اللازمة لانتزاع إلكترون من ذرة العنصر في الحالة الغازية	طاقة التأين	
مدى قابلية العنصر على جذب الإلكترونات في الرابطة الكيميائية	الكهروسالبية	
تدرج خواص العناصر في الدورة والمجموعة		
التدرج في المجموعة من أعلى لأسفل	التدرج في الدورة من اليسار لليمين	الخاصية
يزداد لأن عدد مجالات الطاقة الرئيسية يزداد بزيادة العدد الذري	يتناقص لزيادة الشحنة الموجبة للنواة فيزيد من قوة جذب النواة للإلكترونات فيتقلص الحجم	نصف قطر الذرة
تقل لزيادة حجم الذرة وبعد الإلكترون عن النواة مما يقلل الطاقة اللازمة لانتزاع الإلكترون	تزداد لزيادة شحنة نواة كل عنصر مما يزيد في قوة جذب النواة للإلكترونات التكافؤ	طاقة التأين
تقل الكهروسالبية	تزداد باستثناء الغازات النبيلة	الكهروسالبية

خامسا / الخاصية الفلزية واللافلزية

مدرسة عزب العرب ع.م	مقارنة بين الفلزات واللافلزات	إدارة أجا التعليمية
اللافلزات		الفلزات
<ul style="list-style-type: none"> * تتميز باحتواء غلاف تكافؤها - غالباً - على أكثر من ٤ إلكترونات . * تميل إلى اكتساب الإلكترونات أثناء التفاعل الكيميائي مكونة أيونات سالبة الشحنة . * تتميز بصغر أحجامها الذرية وكبر قيم سالبيتها الكهربائية . * تتفاعل مع الأكسجين مكونة أكاسيد حامضية . * لا تتفاعل مع الأحماض المخففة . 		<ul style="list-style-type: none"> * تتميز باحتواء غلاف تكافؤها - غالباً - على أقل من ٤ إلكترونات . * تميل إلى فقد إلكترونات تكافؤها أثناء التفاعل الكيميائي مكونة أيونات موجبة الشحنة . * تتميز بكبر أحجامها الذرية وصغر قيم سالبيتها الكهربائية . * تتفاعل مع الأكسجين مكونة أكاسيد قاعدية . * يتفاعل بعضها مع الأحماض المخففة مكوناً ملح الحمض وغاز الهيدروجين .

الفلزات	اللافلزات
- جميعها صلبة عدا الزئبق	- منها صلب وسائل وغازي
- جيدة التوصيل للحرارة والكهرباء	- رديئة التوصيل للحرارة والكهرباء عدا الكربون
- قابلة للطرق والسحب والتشكيل	- غير قابلة للطرق والسحب والتشكيل
- لها بريق معدني	- ليس لها بريق معدني
- مستواها الأخير به 1-2-3 إلكترونات	- المستوى الأخير به 5-6-7 إلكترونات

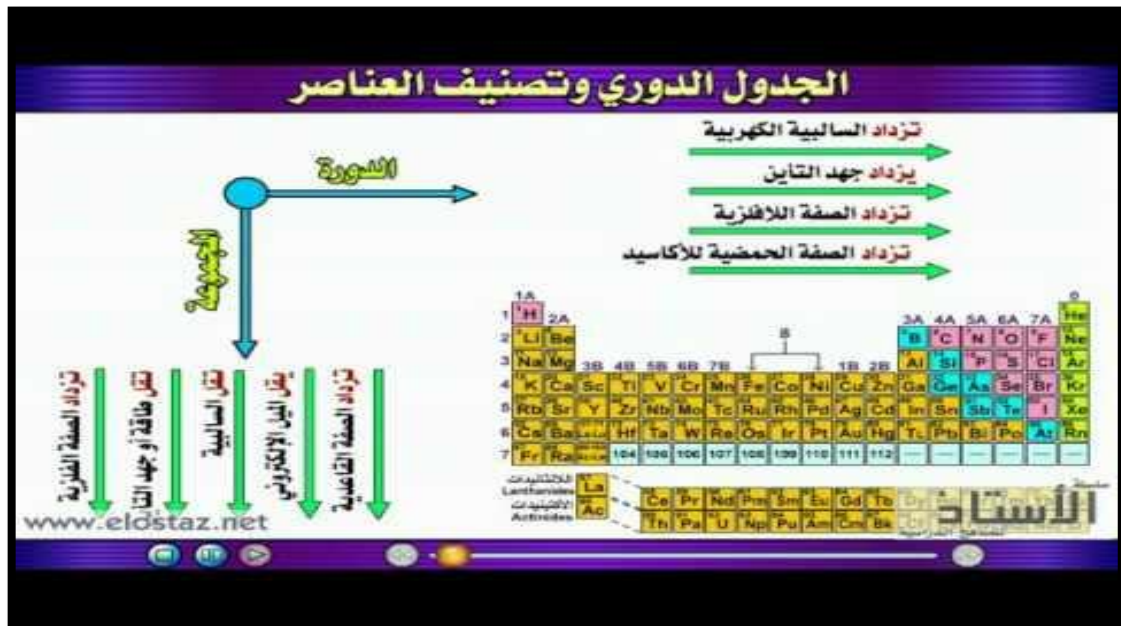
• أشباه الفلزات:

هي عناصر غلاف تكافؤها نصف ممتلئ ، وهي عناصر لها مظهر الفلزات واللافلزات وخواصها وسط بين الفلزات و اللافلزات ، وتستخدم في موصلات الترانزستور والأجهزة الكهربائية

• تدرج الخواص:

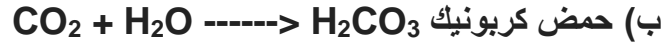
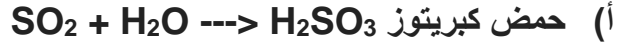
(أ) في الدورات الأفقية بزيادة العدد الذري تقل الصفة الفلزية وتزداد الصفة اللافلزية
 (ب) في المجموعة الرأسية تزداد الصفة الفلزية ، وتقل الصفة اللافلزية كلما هبطنا لأسفل

الخلاصة



سادسا / الخواص الحامضية والقاعدية

١- الأكاسيد الحامضية : تذوب أكاسيد اللافلزات في الماء وتكون أحماضاً



ث) لذلك تسمى الأكاسيد اللافلزية أكاسيد حامضية تتفاعل الأكاسيد الحامضية مع القلويات، وتكون ملحاً وماء $\text{CO}_2 + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$

٢- الأكاسيد القاعدية : هي أكاسيد فلزات وهي تذوب في الماء وتكون القلويات



تتفاعل الأكاسيد القاعدية مع الأحماض وتكون ملح وماء



٣- الأكاسيد المترددة : هي أكاسيد تتفاعل مع الأحماض أو القلويات لتعطي ملحاً وماء

مثل أكسيد الألومنيوم $\text{Sb}_2\text{O}_3 - \text{ZnO} - \text{Al}_2\text{O}_3$

مثال



ملح كلوريد الألومنيوم



ملح ألومينات الصوديوم

• تدرج الصفة في الجدول الدوري

(أ) في الدورات الأفقية : بزيادة العدد الذري تقل الصفة القاعدية وتزداد الصفة الحامضية، وتقع الأكاسيد المترددة في وسط الدورات.

(ب) في المجموعات الرأسية : تزداد كل من الصفة الحامضية والصفة القاعدية بزيادة العدد الذري (أي كلما هبطنا لأسفل) السبب : زيادة نصف قطر الذرة مع ثبات الشحنة يزيد من الخاصية القاعدية بينما تقل قوي جذب النواة، فيسهل ترك الهيدروجين، فتزيد الخاصية الحامضية.

سابعاً / أعداد التأكسد

- ١- التكافؤ : هو عدد ذرات الهيدروجين التي تتحد مع أو تحل محل ذرة واحدة من العنصر.
أو هو عدد الإلكترونات المفردة الموجودة في غلاف التكافؤ. لاحظ أن الإلكترونات المفردة هي ذوحدها التي تدخل في تكوين الرابطة التساهمية.
- ٢- عدد التأكسد : هو عدد يمثل الشحنة الكهربائية (موجبة أو سالبة) التي تبدو على الأيون أو الذرة في المركب ،سواء كان مركباً أيونياً أو تساهمياً.
- ٣- عند حساب عدد التأكسد :
 - (أ) عدد تأكسد العنصر يساوي صفر
 - (ب) عدد تأكسد المجموعة الذرية يساوي الشحنة التي تحملها المجموعة
 - (ج) مجموع أعداد التأكسد لعناصر المركب المتعادل تساوي صفرأ
- ٤- في المركبات الأيونية: - يكون عدد التأكسد مساوياً تكافؤ الأيون - وتكون إشارته موجبة للأيون الموجب - وتكون إشارته سالبة للأيون السالب
- ٥- في المركبات التساهمية : في الجزئ المكون من ذرتين متشابهتين عدد التأكسد لكل منهما = صفر في الجزئ المكون من ذرتين مختلفتين يكون عدد التأكسد سالب للعنصر الأكثر سالبية كهربية والآخر موجب

• تدرج إعداد التأكسد في الجدول الدوري

- ١- عدد التأكسد يساوي رقم المجموعة في العناصر من المجموعة (1A حتى 3 A) ويساوي رقم المجموعة في المجموعات (4A حتى 7A)
مثال : أعداد تأكسد عناصر الدورة الثانية

نلاحظ أن أعلى عدد تأكسد لعنصر يساوي رقم مجموعته عدد تأكسد عناصر المجموعة صفر (الغازات الخاملة) يساوي صفر

النموذج الميكانيكي للذرة

مقدمة

حقق بور نتائج طيبة في تفسير طيف الهيدروجين ، حاول بعض العلماء تعميم النتائج على ذرات أخرى لكن لم ينجحوا إلى أن جاءت النظرية الميكانيكية الموجية .

النظرية الميكانيكية الموجية للذرة

١- توصل العالم دي بروي إلى إن للإلكترون طبيعة موجية بالإضافة إلى طبيعته المادية

٢- توصل العالم شرودنجر إلى معادلة رياضية معتمدا على طبيعة الإلكترون الموجية ، وقد نتج عن حل معادلتها ثلاثة أعداد عرفت بأعداد الكم وهي تصف موقع الإلكترون في الذرة بدلالة ثلاث مواضع هي

أ- مستوى الطاقة الرئيسي

ب- مستوى الطاقة الفرعي

ت- الفلك

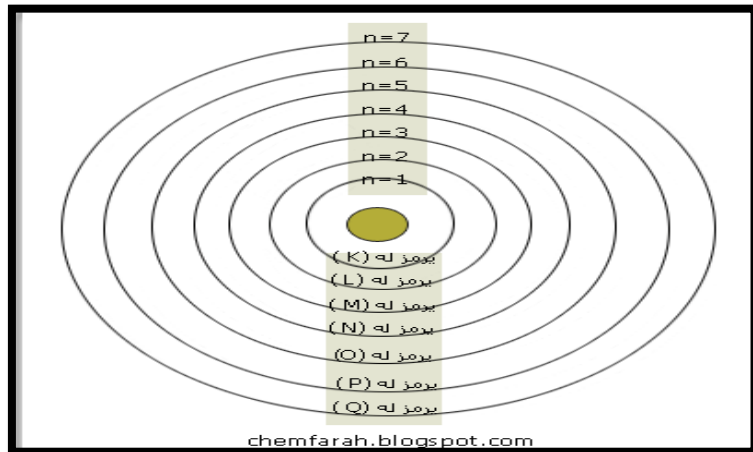
أعداد الكم

"هي أعداد تحدد الملء المداري وطاقتها وأشكالها و اتجاهاتها الفراغية بالنسبة لمحاور الذرة " يلزم لتحديد طاقة الإلكترون في الذرات عديدة الإلكترونات .

معرفة قيم أعداد الكم التي تصفه أربعة أعداد :

أولا : عدد الكم الرئيسي (n) :

هو عدد استخدمه (بور) في تفسير طيف ذرة الهيدروجين ويرمز له بالرمز (n) .



عدد الكم الرئيسي هو : رتبة (رقم) مستويات الطاقة أو الأغلفة الإلكترونية وعددها في أثقل الذرات المعروفة وهي في الحالة المستقرة تساوي سبعة

ويستخدم في تحديد ما يلي :

مستويات الطاقة

طاقة الاوربتالات (المدار أو الفلك الذي يدور فيه الالكترونات)

حجم الاوربتالات (المدار أو الفلك الذي يدور فيه الالكترونات)

كلما زاد حجم عدد الكم الرئيسي زاد حجم الاوربتال كما في الرسم السابقة

كلما كانت طاقة الإلكترون أكبر كانت حركته أكبر كلما يشغل حيز من الفراغ أكبر وبالتالي يعطي حجم أكبر

لكل مستوى طاقة معينة فمثلا K اقل طاقة و Q أعلى طاقة

عدد الكم الرئيسي = n

عدد المستويات الطاقة وهي سبع مستويات في الحالة العادية
n = 1,2,3,4,5,6,7

chemfarah.blogspot.com

حساب : عدد الإلكترونات التي يتشعب بها كل مستوى طاقة معين

عدد الإلكترونات التي يتشعب بها كل مستوى

$$2n^2 =$$

chemfarah.blogspot.com

فالغلاف الأول يتشعب بـ $(2 \times 1^2) = 2$ إلكترون .

والغلاف الثاني يتشعب بـ $(2 \times 2^2) = 8$ إلكترون .

والغلاف الثالث يتشعب بـ $(2 \times 3^2) = 18$ إلكترون .

والغلاف الرابع يتشعب بـ $(2 \times 4^2) = 32$ إلكترون .

قاعدة : عدد الإلكترونات التي يشغل كل مستوى فرعي موضحة بالجدول التالي :

عدد الإلكترونات	المستويات الفرعية
2	s
6	p
10	d
14	f

فالغلاف الأول يتشبع بـ $2 = (2 \times 1^2)$ إلكترون (2) أي يشغل المستوى الفرعي s

والغلاف الثاني يتشبع بـ $8 = (2 \times 2^2)$ إلكترون (6+2) أي يشغل المستوى الفرعي s , p

والغلاف الثالث يتشبع بـ $18 = (2 \times 3^2)$ إلكترون (10 + 6 + 2) . أي يشغل المستوى الفرعي s , p , d

والغلاف الرابع يتشبع بـ $32 = (2 \times 4^2)$ إلكترون (14 + 10 + 6 + 2) . أي يشغل المستوى الفرعي s , p , d , f

لا ينطبق القانون ($2n^2$) على مستويات الطاقة الأعلى من المستوى الرابع (N) ؟

لأن المستوى الرابع يحتوي على (32) إلكترون ،

- الذرة تصبح غير مستقرة إذا زاد عدد إلكترونات أي مستوى عن 32 إلكترون
- لكي ينتقل إلكترون من مستوى طاقة أقل إلى مستوى طاقة أعلى يجب أن يكتسب كمية من الطاقة تسمى بالكم (الكوانتم) وتسمى الذرة في هذه الحالة ذرة مثارة وعندما يفقد هذا الإلكترون هذا الكم (الكوانتم) من الطاقة يعود إلى مستواه الأصلي والذرة تعود لحالتها الطبيعي

ملحوظة عدد الكم الرئيسي دائماً عدد صحيح يأخذ القيم (1، 2، 3، 4،)

ولا يأخذ قيمة الصفر أو قيمة غير صحيحة

لأنه يعبر عن رتبة مستويات الطاقة الرئيسية في الذرة.

ثانياً : عدد الكم الثانوي (l) أو يسمى العدد المداري

ويرجع الفضل في معرفة هذا العدد للعالم (سمرفيلد) عند استخدامه مطياف له قدرة عالية على التحليل، فتبين أن الخط الطيفي الواحد يتكون من عدة خطوط طيفية دقيقة .

إن عدد الكم الثانوي " هو عدد يحدد عدد المستويات الفرعية الموجودة داخل كل مستوى رئيسي

ملحوظة يأخذ قيمة صحيحة تتراوح من الصفر إلى القيمة $(n-1)$.

أي يأخذ عدد الكم الثانوي قيمة كل قيمة من المتتالية:

$l =$ صفر، 1، 2، 3.. إلى $(n-1)$ ، وهي مرتبطة بقيم عدد الكم الرئيسي (n)

مميزات عدد الكم الثانوي :-

- يحدد عدد المستويات الفرعية.
- كل مستوى رئيسي يتكون من عدد مساو لرقمه من المستويات الفرعية
- تأخذ المستويات الفرعية الرموز (s, p, d, f, g, H)

l	0	1	2	3	4	5
Name of orbital	S	p	D	F	G	H

- اختلاف المستويات الفرعية لنفس المستوى الرئيسي اختلافاً بسيطاً في الطاقة $(f > d > p > s)$ وتختلف في الشكل .
- تختلف طاقة المستويات الفرعية تبعاً لبعدها عن النواة $(1s < 2s < 3s < 4s)$
- لا يزيد عدد المستويات الفرعية عن 4 مستويات.

لحساب عدد الكم الثانوي

$$0 \leq l \leq n-1 = \text{عدد الكم الثانوي}$$

حيث (n) يساوي رقم الغلاف

chemfarah.blogspot.com

مثال عدد الكم الثانوي للمستوى أو الغلاف رقم 3 ؟

الإجابة

$$0 \leq l \leq n-1 = \text{عدد الكم الثانوي}$$

حيث (n) يساوي رقم الغلاف

$$0 \leq l \leq 3-1$$

$$0 \leq l \leq 2$$

عدد الكم الثانوي للغلاف 3 = من 0 إلى 2

أي : 0 , 1 , 2

المستويات الفرعية S P d

بالمثل لو طبقنا لإعداد الكم الرئيسي من 1 إلى 4 كما بالجدول التالي

المستويات الفرعية	عدد الكم الثانوي	عدد الكم الرئيسي	
		رمزه	n
S	0	K	1
S, P	1, 0	L	2
S, P, d	2, 1, 0	M	3
S, P, d, F	3, 2, 1, 0	N	4

ثالثاً : عدد الكم المغناطيسي (ml)

أكتشف عدد الكم (المغناطيسي) باستخدام مغناطيس قوى فوجد أن الخط الطيفي الواحد عبارة عن عدد فردي من الخطوط الطيفية

ويتميز بالآتي :

1- يحدد أوربيتالات (المدار أو الفلك الذي يدور فيه الالكترونات)المستويات الفرعية و إتجاهتها الفراغية

2- كل مستوي فرعي يحتوي علي عدد فردي من الاوربيتالات

• المستوي الفرعي s له أوربيتال واحد شكله كروي منتظم

• المستوي الفرعي p له ثلاث أوربيتالات تأخذ شكل كمثريتين متقابلتين بالرأس وتتخذ محاورها الاتجاهات الفراغية الثلاثة

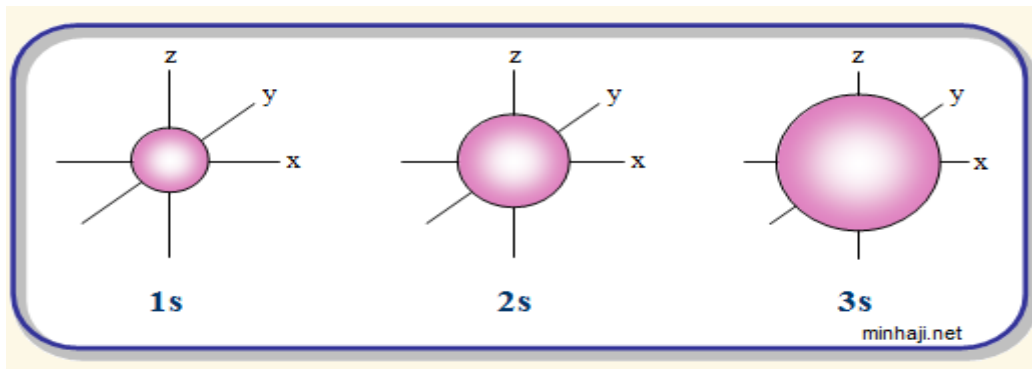
• المستوي الفرعي d له خمس أوربيتالات معقدة الشكل

• المستوي f له سبع أوربيتالات

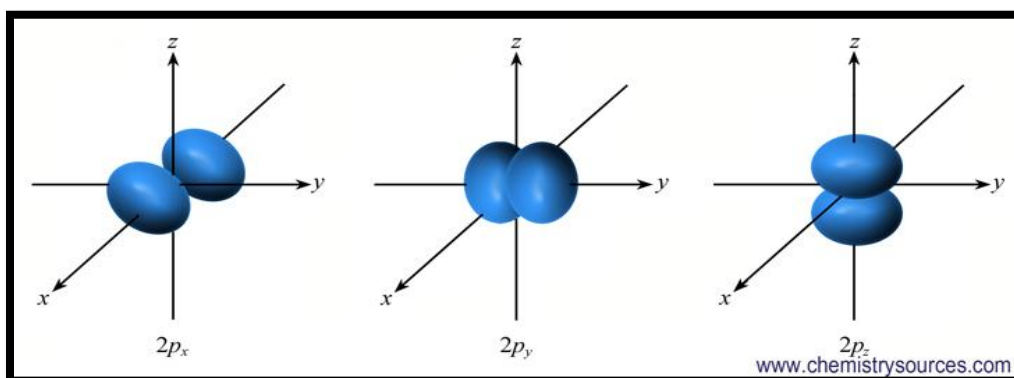
3- أوربيتالات مستوى الطاقة الفرعي الواحد متساوية في الطاقة ومتشابهة في الشكل .

الشكل الفراغي	عدد الأوربيتالات	المستويات الفرعية
كروي متماثل	1	s
كثرتين متقابلتين عند الرأس في نقطة تتعدم عندها الكثافة الإلكترونية	3	p P_x, P_y, P_z
معقدة	5	d
معقدة جداً	7	f

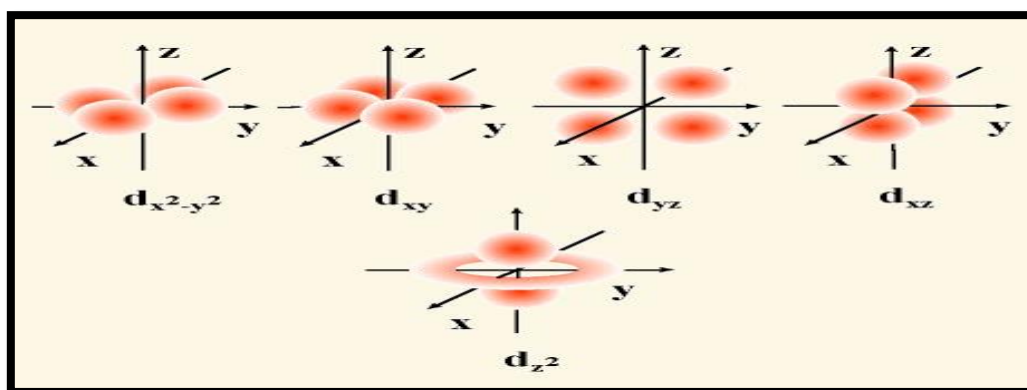
مدار s كروي الشكل



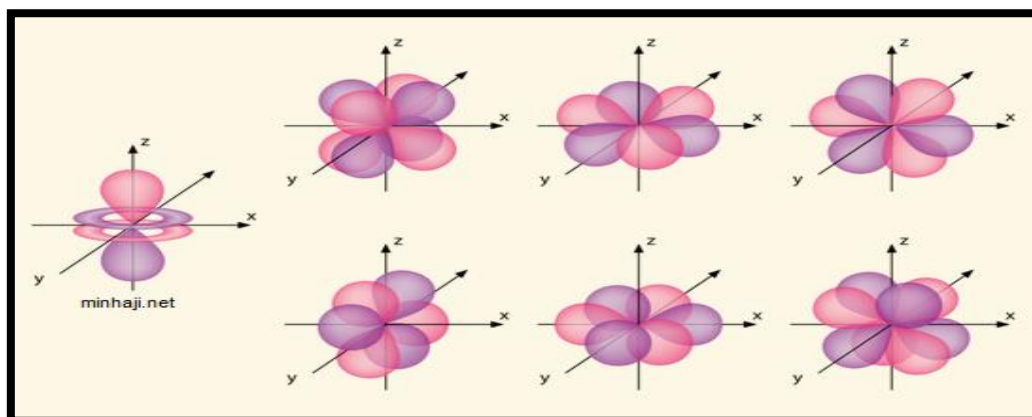
مدار p فصين متقابلين تسمى (اجراس صماء)



مدار d متعدد الفصوص



مدار f معقد الفصوص



• يمكن تحديد عدد الأوربيتالات في مستويات الطاقة الرئيسية وذلك من خلال العلاقة

$$n^2 = \text{عدد الأوربيتالات}$$

chemfarah.blogspot.com

مثال : /1 ما عدد الأوربتال للمستوى الأول ؟

الجواب : عدد الأوربتال $n^2 = 1^2 = 1$ ؛ إذن المستوى الفرعي هو S والشكل كروي .

/2 ما عدد الأوربتال للمستوى الثاني ؟

الجواب : عدد الأوربتال $n^2 = 2^2 = 4$ ؛ إذن المستوى الفرعي واحد S وثلاثة p (p_x, p_y, p_z) والشكل كروي بالنسبة للمستوى S .

• ويمكن أيضا تحديد عدد الاوربتالات بمعرفة عدد الكم الثانوي من خلال قاعدة أخرى :

$$2L+1$$

. حيث يأخذ m_l قيم مابين

عدد الكم المغناطيسي



chemfarah.blogspot.com

مثال : /1 عدد الكم المغناطيسي للمستوى الأول

عدد الكم المغناطيسي



عدد الكم الثانوي = $n-1$ حيث $0 \leq l \leq n-1$
حيث (n) يساوي رقم الغلاف

$$0 \leq l \leq 1-1$$

$$0 \leq l \leq 0$$

عدد الكم الثانوي للغلاف 0

عدد المجالات هو 1 وهو الصفر

عدد الكم المغناطيسي 0 لأنه لا يوجد سالب وموجب للصفر

/2 عدد الكم المغناطيسي للمستوى الثاني

الجواب :

عدد الكم المغناطيسي



عدد الكم الثانوي = $n-1$ حيث $0 \leq l \leq n-1$
حيث (n) يساوي رقم الغلاف

$$0 \leq l \leq 2-1$$

$$0 \leq l \leq 1$$

عدد الكم الثانوي للغلاف 1

عدد المجالات هو 3 وهو الصفر و+1 و-1

عدد الكم المغناطيسي -1 , 0 , +1

ولبقية المستويات بنفس الطريقة

عدد الإلكترونات التي يستوعبها المستويات الفرعية /	عدد المجالات (عدد المدارات) في المستوى الفرعي m_l							المستوى الفرعي	
(2) إلكترون	0							واحد	$S = 0$
(6) إلكترون	-1			0	+1			ثلاثة	$P = 1$
(10) إلكترون	-2		-1	0	+1	+2	خمسة	$D = 2$	
(14) إلكترون	-3	-2	-1	0	+1	+2	+3	سبعة	$f = 3$

ملاحظة مهمة جدا :

قانون لمعرفة المجال الثانوي الأعلى طاقة ($n+L$) ، بينما اذا تساوت قيم المجالات فاننا ننظر الى قيمة عدد الكم الرئيسي .

الجدول التالي يوضح ماسبق

النتائج	القاعدة ($n+L$)	المجالات الثانوية
7	7+0	7S
7	6+1	6P
8	5+3	5f
8	6+2	6d

المجالين ($7s$, $6p$) متساويين ناتجهما = 7 ، لكن يعتبر $7s$ هو الأعلى طاقة .
وبالمثل للمجالين ($5f$, $6d$) متساويين ناتجهما = 8 ، لكن يعتبر $6d$ هو الأعلى طاقة لانه اعلى عدد كم رئيسي .

إذن :

$$6d > 5f > 7s > 6p$$

رابعا / عدد الكم المغزلي (m_s)

هو تحديد اتجاه دوران الإلكترون حول محوره

فيمكن أن يدور الإلكترون حول محوره في اتجاه عقارب الساعة و يمكن أن يكون اتجاه دورانه عكس عقارب الساعة .

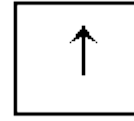
و الإلكترون عبارة عن مغناطيس صغير حيث ينشأ عن غزله حول محوره مجال مغناطيسي " يحدد نوع الحركة المغزلية للإلكترون حول محوره "

فقد تأخذ اتجاه عقارب الساعة (\uparrow) أو عكس اتجاه عقارب الساعة (\downarrow)

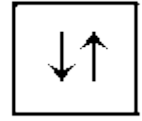
كل أوربيتال (المدار الذري) يتشبع بـ (2) إلكترون كحد أقصى يدور كل منهما حول محوره



فارغ



مشغول
بالإلكترون



مشغول
بالإلكترونين

وذلك أثناء دورانه حول النواة ويمكن تخيل ذلك لو تصورنا دوران الأرض حول نفسها أثناء دورانه حول الشمس .



عدد الكم المغزلي

$+1/2$ و $-1/2$

chemfarah.blogspot.com

علل بالرغم من أن إلكتروني الأوربيتال الواحد يحملان نفس الشحنة السالبة لكنهما لا يتنافران ؟

لأن كل منهما داخل الأوربيتال يدوران عكس بعضهما فإن أحدهما يدور في اتجاه عقارب الساعة

ينشأ عنه مجال مغناطيسي يلاشي المجال المغناطيسي الناشئ من دوران الأخر عكس اتجاه عقارب الساعة .

• العلاقة بين رقم المستوى الرئيسي وعدد المستويات الفرعية و الأوربيتالات وعدد الإلكترونات :

رمز المستوى	رقم المستوى (n)	عدد المستويات الفرعية	عدد الأوربيتالات (n^2) (الأفلاك)	عدد الإلكترونات ($2n^2$)
K	1	1 s	1	2
L	2	2 s , 2p	4=3+1	8
M	3	3s, 3p , 3d	9=5+3+1	18
N	4	4s , 4p , 4d , 4f	16=7+5+3+1	32

ملخص

جدول يبين أعداد الكم			
الرمز	الاسم	القيمة	المعنى الفيزيائي
N	عدد الكم الرئيسي	1,2,3,4.....	١/ يحدد ويرقم المدار الرئيسي للإلكترون وبالتالي طاقته . ٢/ يحدد الحجم الفعلي لمجال الطاقة
L	عدد الكم المداري	0 , 1, 2, → n-1 قاعده: L = n-1	١/ يحدد عدد مستويات تحت الطاقة (الفرعية) ٢/ تحدد شكل المدار الذي يتحرك فيه الإلكترون .
m_l	عدد الكم المغناطيسي	-l → +l قاعده: ml = n² ml = 2L + 1	١/ يحدد عدد الأوربتالات (الأفلاك) ٢/ يحدد توجه (اتجاه) المدار في الفضاء .
m_s	عدد الكم المغزلي	بالنسبة للإلكترون إحدى حالتين +1/2	يحدد الحركة المغزلية للإلكترون واتجاهه (أي حركة الإلكترون حول نفسه)

قواعد التوزيع الإلكتروني للعناصر

ماذا يقصد بترتيب الإلكترونات للعناصر

هو الكيفية التي تتوزع فيها الإلكترونات في مدارات الذرة .

• ويحكم توزيع الإلكترونات في مدارات الذرة عدد من القواعد :

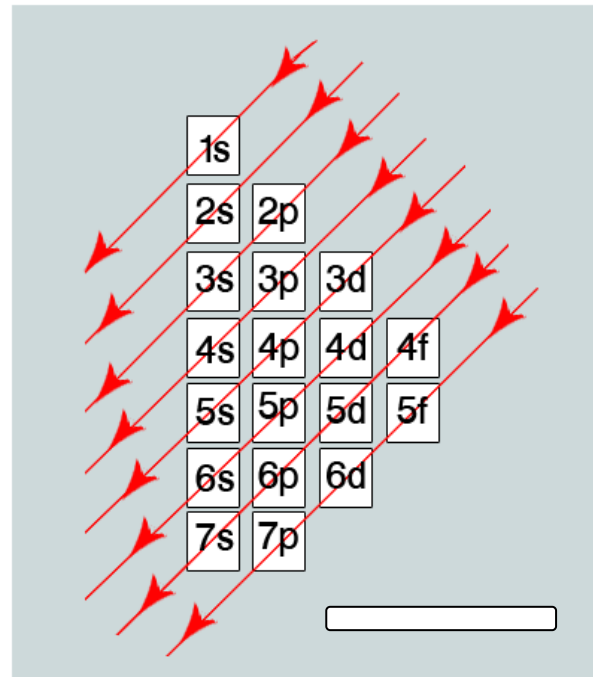
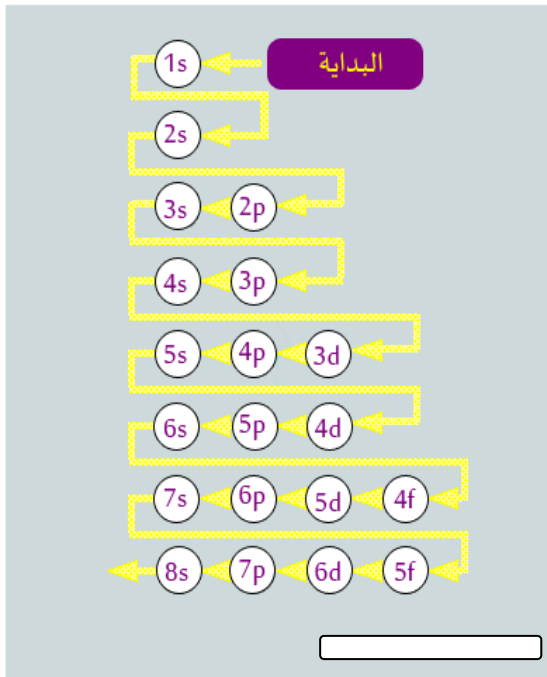
قاعدة أوف باو ، قاعدة هوند ، قاعدة الاستبعاد ل باولي .

أولا : قاعدة أوف باو أو (مبدأ البناء التصاعدي)

تدخل الإلكترونات في مستويات الطاقة الفرعية ذات الطاقة المنخفضة أولا ثم تملأ الأعلى منها بعد ذلك .

ملاحظة : طاقة المدار تزداد بزيادة عدد الكم الرئيسي والتي غالبا ما تكتب n وهو يمثل طاقة المدار ومدى بعده عن النواة.

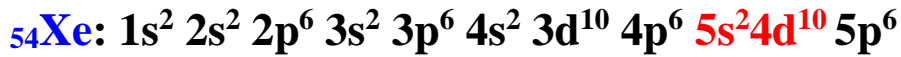
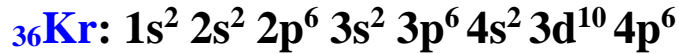
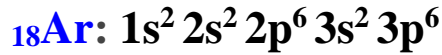
• ويمكن توضيح ترتيب ملء المدارات حسب قاعدة أوف باو من خلال الشكلين التاليين كلاهما صحيحة لكن الاختلاف في التصميم



الشكل السابق يوضح طريقة التوزيع الإلكتروني حيث نبدأ من (1s ثم 2s ثم 2p ثم 3s) وهكذا حيث إن:

المدار S يستوعب عدد 2 إلكترون ، المدار p يستوعب عدد 6 إلكترون ، المدار d يستوعب عدد 10 إلكترون ، المدار f يستوعب عدد 14 إلكترون

مثال التوزيع الإلكتروني للذرات التالية :



ملاحظة من خلال ما سبق وفقا لقاعدة أوف باو

نلاحظ أنه يتم ملء المدار 4s قبل المدار 3d والسبب أن تداخلات المدارات تجعل مدار 3d أعلى في الطاقة من مدار 4s .

استثناءات هناك استثناءات لقاعدة أوف باو .

حالات استقرار المدار أن يكون ممتلئ أو نصف ممتلئ أو فارغ ولهذا نجد بعض الاستثناءات من قاعدة أوف باو ولتوضيح ذلك نأخذ المثال التالي

مثال: النحاس له العدد الذري 29



نلاحظ أنه تم ملأ المدار 3d ومن ثم العودة لمدار 4s .

ثانياً: مبدأ باولي للاستبعاد

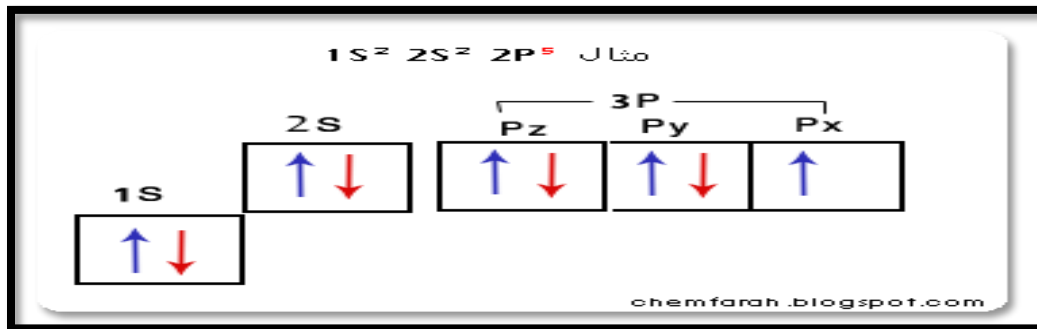
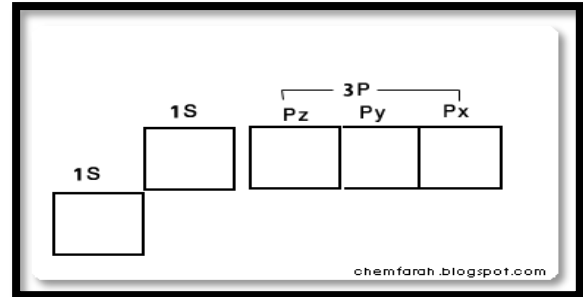
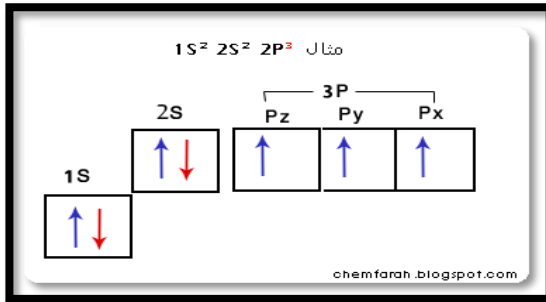
ينص هذا المبدأ على أنه لا يمكن أن تتساوى الأعداد الكمية الأربعة لأي إلكترونين في ذرة واحدة !

فعلى سبيل المثال : لا يمكن لإلكترونين في ذرة واحدة أن يكون لهم ذات أعداد الكم الأربعة؛ فإذا كان n ، l ، و m_l متشابهين بين إلكترونين أو أكثر، فإن m_s يجب أن يكون مختلفاً بمعنى أن كل واحد منهم يدور باتجاه معاكس للآخر، وهكذا

ثالثاً / قاعدة هوند

تميل الإلكترونات أن تكون منفردة في المدار الذري ما لم يكن عددها أكبر من عدد المدارات .

مثال : مدار P يحوي 3 مدارات متساوية في الطاقة هي P_x , P_y , P_z كل منهم يستوعب إلكترونين، فإذا كانت عدد الإلكترونات 3 أو أقل فإنه يتم توزيعها فرادى على المدارات الثلاث وإذا زاد عن الثلاثة فيتم البدء في دمج الإلكترونات.



بعض الأمثلة

		1s	2s	2p	3s	
Li	3	↑↓	↑	□ □ □	□	$1s^2 2s^1$
Be	4	↑↓	↑↓	□ □ □	□	$1s^2 2s^2$
B	5	↑↓	↑↓	↑ □ □	□	$1s^2 2s^2 2p^1$
C	6	↑↓	↑↓	↑ ↑ □	□	$1s^2 2s^2 2p^2$
N	7	↑↓	↑↓	↑ ↑ ↑	□	$1s^2 2s^2 2p^3$
Ne	10	↑↓	↑↓	↑↓ ↑↓ ↑↓	□	$1s^2 2s^2 2p^6$
Na	11	↑↓	↑↓	↑↓ ↑↓ ↑↓	↑	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$

التوزيع الإلكتروني للأيونات/

معنى الأيون الموجب (كاتيون) والأيون السالب (أنيون)

الأيون الموجب = يخسر الكترونات ، أي نطرح من التوزيع الإلكتروني مقدار الشحنة على الأيون
الأيون السالب = يكتسب الكترونات ، أي نزيد على التوزيع الإلكتروني مقدار الشحنة على الأيون

طريقة التوزيع الإلكتروني :-

^{26}Fe $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$

التوزيع الإلكتروني للأيون الموجب

مثال :- $^{20}\text{Ca}^{++}$ $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

نطرح من التوزيع مقدار الشحنة الموجبة

التوزيع الإلكتروني للأيون السالب

$^{16}\text{S}^{--}$

التوزيع الإلكتروني الصحيح لأيون المغنيسيوم $^{2+}_{12}\text{Mg}$

10

- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$ (a)
 $1s^2 2s^2 2p^6$ (b)
 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$ (c)
 $1s^2 2s^2 3s^2 2p^6$ (d)

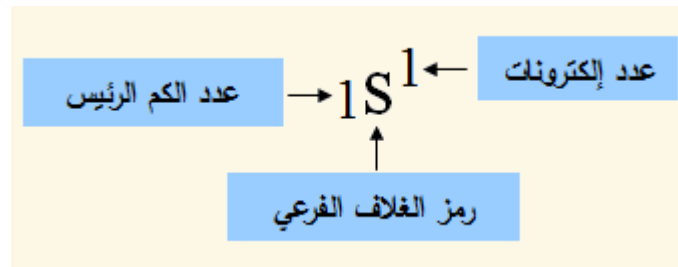
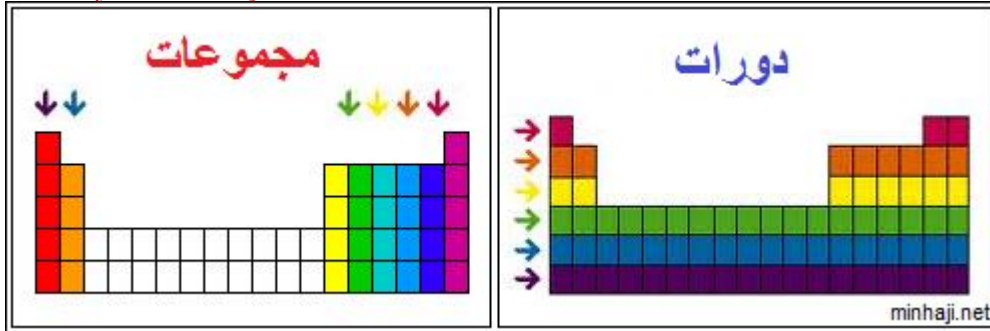
م.

التوزيع الإلكتروني الصحيح لأيون الفوسفور $^{3-}_{15}\text{P}$

8

- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$ (a)
 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ (b)
 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$ (c)
 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^3 3p^2$ (d)

تحديد الدورة والمجموعة والفئة من خلال التوزيع الإلكتروني



أولا / تحديد رقم الدورة للعنصر والفئة :

رقم الدورة لأي عنصر في الجدول = n ، حيث n = رقم آخر مستوي رئيسي وهو أكبر رقم كم رئيسي

أما الفئة فتحدد بأخر مستوى فرعي

١- مثال النيتروجين



اعلي رقم كم = اخر مستوي رئيسي = ٢ اذن هو في الدورة الثانية ، **فئة P**

٢- مثال الكروم



اذن هو في الدورة الرابعة ، **فئة d**

٣- مثال السيريوم



اذن هو في الدورة السادسة ، **فئة S**

ثانيا / تحديد رقم المجموعة في الجدول الدوري : (له عدة حالات)

1 / إذا كان المدار الخارجي **S**

فإن رقم المجموعة = عدد الإلكترونات في المدار **S**

2 / إذا كان المدار الخارجي **S** و **p**

فإن رقم المجموعة = مجموع عدد الإلكترونات في المدار **S** و **p + 10**

3 / إذا كان المدار الخارجي **S** و **d**

فإن رقم المجموعة = مجموع عدد الإلكترونات في المدار **S** و **d**

ملاحظة:

إذا احتوى الغلاف الفرعي **d** على (٤ أو ٩) إلكترونات، تنقل الذرة إلكتروناتاً من الغلاف الفرعي **s** إلى الغلاف الفرعي **d** ليصبح التوزيع الإلكتروني أكثر استقراراً.
انظر كيف ينتهي التركيب الإلكتروني للعناصر الانتقالية الرئيسية في الدورة الرابعة:

8B									
3B	4B	5B	6B	7B				1B	2B
21	22	23	24	25	26	27	28	29	30
Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn
[Ar]4s ² 3d ¹	[Ar]4s ² 3d ²	[Ar]4s ² 3d ³	[Ar]4s ¹ 3d ⁵	[Ar]4s ² 3d ⁵	[Ar]4s ² 3d ⁶	[Ar]4s ² 3d ⁷	[Ar]4s ² 3d ⁸	[Ar]4s ¹ 3d ¹⁰	[Ar]4s ² 3d ¹⁰

ما علاقة التوزيع الالكتروني بالتكافؤ :

الالكترونات التكافؤ هي الالكترونات في المدار الأخير ، فكلما من عناصر المجموعة (1,2,3) فهي تميل إلي فقد الالكترونات في مدارها الأخير لكي تصل إلى التركيب الغاز الخامل (عناصر المجموعة الثامنة) (أي تركيب الثماني المستقر وهو ما يعرف بقاعدة الثمانيات) بينما عناصر المجموعة (5, 6, 7) في تميل إلي اكتساب الالكترونات لكي تستقر بينما عناصر المجموعة (4) فهي قابلة للاكتساب وللفقد لان مدارها شبه ممتلئ

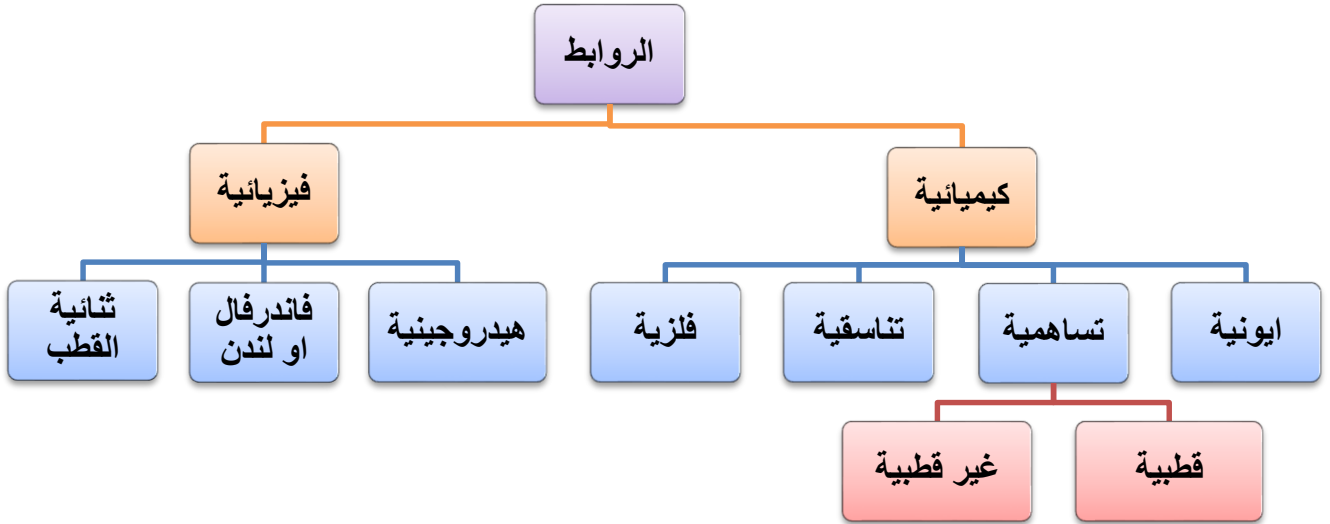
• هذا الشكل يوضح الالكترونات التكافؤ (الالكترونات في المدار الأخير) ومدى قابلية كل ذرة للفقد أو للاكتساب

	1A(1)	2A(2)	3A(13)	4A(14)	5A(15)	6A(16)	7A(17)	8A(18)
	ns^1	ns^2	ns^2np^1	ns^2np^2	ns^2np^3	ns^2np^4	ns^2np^5	ns^2np^6
2	• Li	• Be •	• B •	• C •	• N •	• O •	• F •	• Ne •
3	• Na	• Mg •	• Al •	• Si •	• P •	• S •	• Cl •	• Ar •

minhaji.net

معلومة: يستخدم الغواصين خليط الهليوكس (اوكسجين مخفف بالهليوم) وذلك لمنع الارباك والغثيان الذي يتسبب فيه الاوكسجين الذي يدخل بكمية كبيرة الي الدم بسبب زيادة الضغط تحت سطح الماء حيث ان طاقة التاين للهليوم العالية لا تسمح بالتفاعل الكيميائي مع الدم .

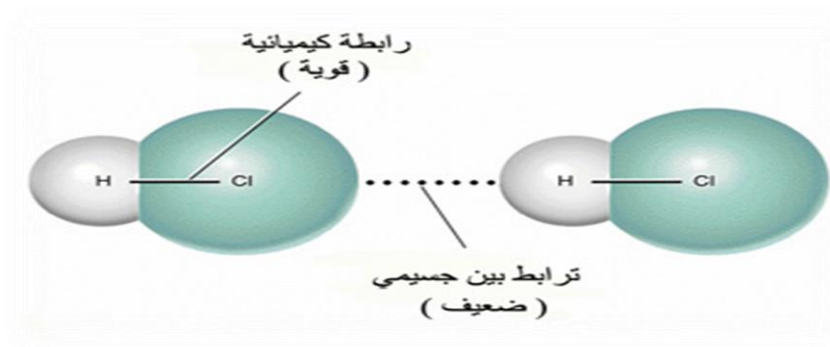
الترباط الكيمياءى



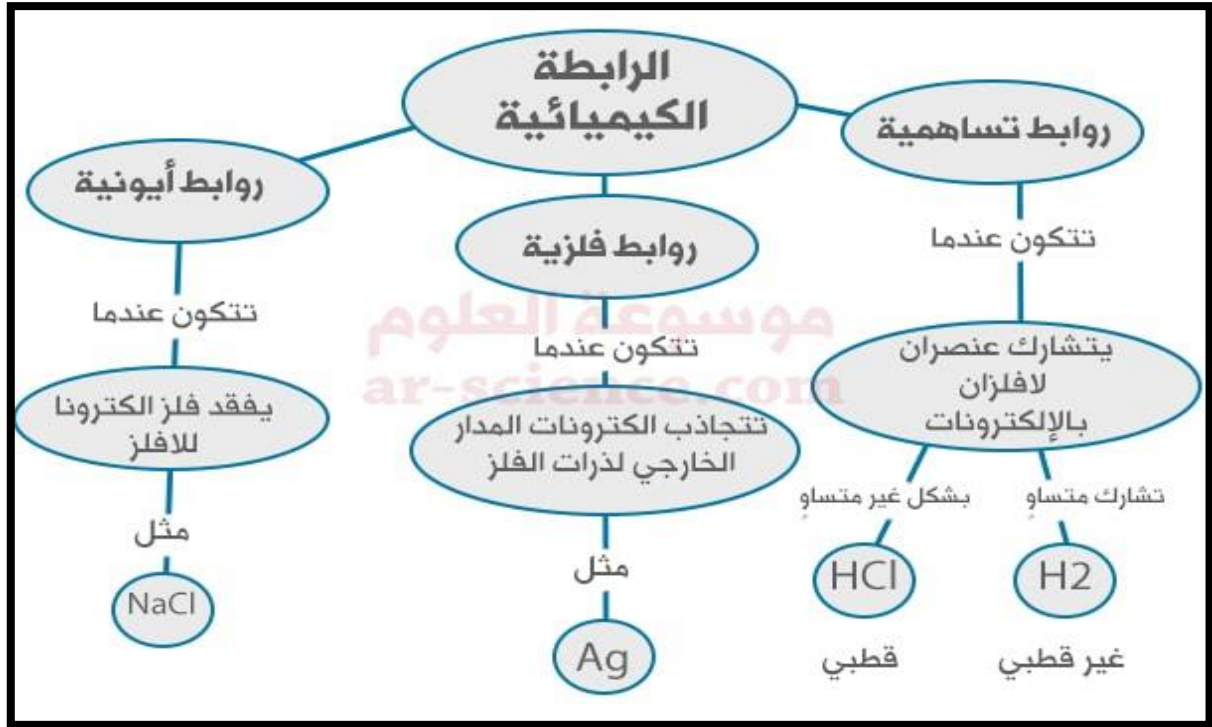
بالتفصىل :

١- الررباط الكىمىاءىة / ررباط قوىة تتكون داخل العزىء

2- الررباط الفىزياىىة / هى ررباط ضعىفة تتكون بىن العزىئات ، ىطلق عىها البىن ءسمىة او البىن ءزىىة ، تحدث ءارء العزىء .



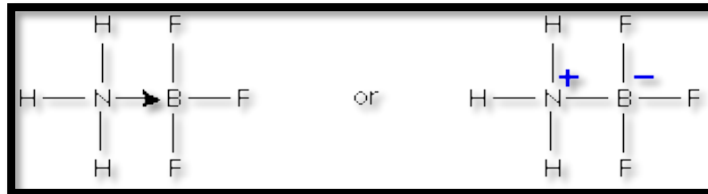
مقارنة بين أنواع الروابط الكيميائية :



٤ / الرابطة التناسقية

عبارة عن **رابطة تساهمية** تساهم فيها إحدى الذرتين بالزوج الإلكتروني الرابط بينما يقتصر دور الذرة الأخرى على المساهمة بمجال فارغ.

مثال : في تفاعل النشادر مع ثالث فلوريد البورون تتكون رابطة تناسقية بين ذرة النيتروجين (المانحة) وذرة البورون (المستقبلة) فيتم تمثيل الرابطة بالسهم للدلالة على الرابطة التناسقية .



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

امثلة اخرى / NH_4 , H_3O , BF_4

مقارنة بين انواع الروابط الكيميائية

الفلزية	التساهمية	الأيونية	
هي الرابطة التي تربط ذرات الفلز بعضها ببعض حيث انها لا تفقد ولا تشارك بالكترونات التكافؤ بل يحدث لها تتداخل في مجالات الطاقة الخارجية مع بعضها البعض مكونة نماذج من الالكترونات الحرة .	هي مساهمة او مشاركة كل ذرة بزوج من الالكترونات أو أكثر لكي تصل إلى التركيب الثماني المستقر .	هي عبارة عن تجاذب قوي بين نوعين مختلفين من الذرات من حيث الفقد والاكساب	تعريفها
فلز + فلز	لا فلز + لا فلز	فلز + لا فلز	تحدث بين
بين الكترولونات التكافؤ الحرة وبين ايونات الفلز الموجبة في حالتها الصلبة	النواة الموجبة والالكترونات المشتركة	الشحنات السالبة والموجبة	أساس التجاذب
تجاذب الكترولوناتاتيكي (كهروساكنة)	تجاذب جانبي	تجاذب كهربي	نوع التجاذب
لا يوجد	غير قطبية	لا يوجد	أنواعها
	* هي التي لا يوجد بينهما فرق في السالبة الكهربائية كبير (اي المتقاربة في الموقع بالجدول الدوري) أقل من 0.5 * وكذلك في الجزينات المتماثلة (ثنائية الذرة) وتسمى بالجزينات النقية		
$Fe \rightarrow Fe^{+2} + 4e^{-}$ هنا تتكون الرابطة الفلزية بين ايونات الفلز الموجبة والالكترونات	Cl_2, O_2, H_2 CCL_4, CO_2 و الالكانات و الالكينات و الالكينات	$Na^+ Cl^-$	مثال عليها
—	ضعيفة القوة 3	متوسطة القوية 2	اقوي أنواع الروابط الكيميائية 1
جيدة التوصيل	غير موصلة لأنها لا تتأين	رديئة لكن محاليلها توصل الكهرباء	توصيلها الكهربى
متغيرة	عالية جدا	عالية نسبيا	درجة الانصهار
متوسطة و قابلة للطرق والسحب (لدنة)	هشة	هشة	المتانة

شكل مركباتها	لها شكل بلوري	ليس لها شكل مستقل	لها شكل بلوري
النموذج	<p>Metallic bond</p> <p>(الترابطين ذرات الفلز)</p>	<p>covalent bond</p> <p>(الرابطه التساهمية)</p>	<p>(قوة ترابطين أيون وأيون)</p> <p>ملح كلوريد الصوديوم</p> <p>sodium (Na) chlorine (Cl)</p> <p>ionic bond</p>

❖ للرابطة الأيونية طاقة تعرف باسم (**طاقة الرابطة الأيونية**) : وهي طاقة وضع ناتجة (سالبة) تعتمد قيمتها على كمية الشحنة المتوفرة بالأيونين وعلى نصف قطر (الحجم الذري) كلٍ منهما .

$$\text{طاقة الرابطة الأيونية} = - \frac{Y}{2r}$$

وللتغلب على طاقة الرابطة الأيونية وكسرها (فصل الأيونين المكونين للرابطة) فإننا نحتاج إلى طاقة (موجبة) تعرف هذه الطاقة باسم طاقة الترتيب البلوري.

وتعرف **طاقة الترتيب البلوري** بأنها الطاقة التي نحتاجها لنحول مركباً بلورياً (أيونياً) في الحالة الصلبة إلى أيونات منفصلة في الحالة الغازية. إذاً فطاقة الترتيب البلوري طاقة مساوية لطاقة الرابطة الأيونية (كحد أدنى) مع اختلاف الإشارة.

$$\text{طاقة الترتيب البلوري} = \frac{Y}{2r}$$

طاقة الشبكة البلورية : هي الطاقة اللازمة لفصل الايونات في 1 مول من المركب الأيوني

العوامل المؤثرة على طاقة الشبكة البلورية:

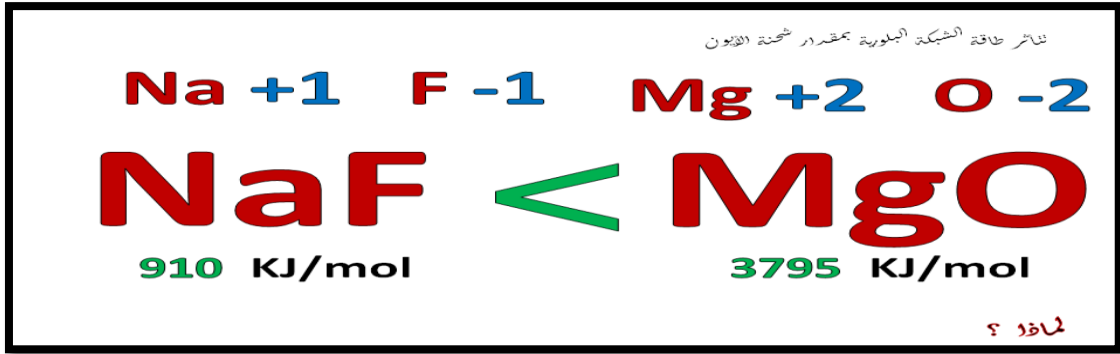
١- أحجام الأيونات المترابطة (كلما صُغر أحجام الأيونات كلما زادت قيمة طاقة الشبكة البلورية)



جاء بقياس
مثال
مشابه له

لان الليثيوم اصغر حجما من البوتاسيوم

٢- مقدار شحنات الأيونات (كلما زاد مقدار الشحنات كلما زادت قيمة طاقة الشبكة البلورية)



لان المغنسيوم شحنة الأيونية اكبر من شحنة الصوديوم الأيونية .

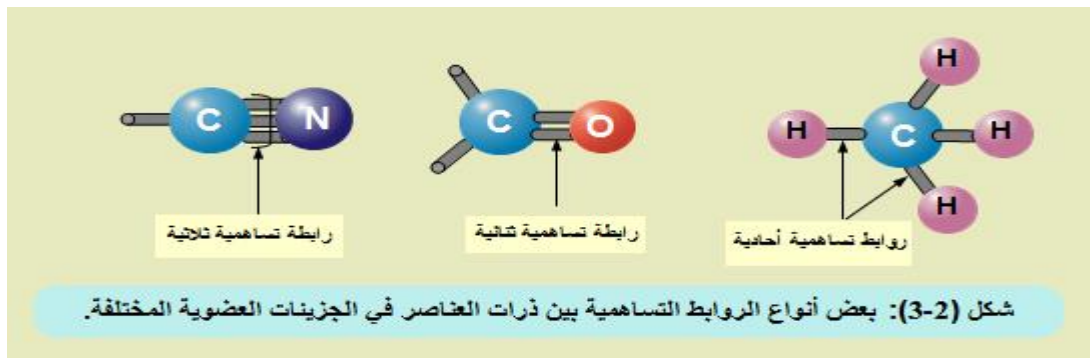
ملاحظات مهمة جدا :

عندما تكون طاقة الشبكة البلورية عالية في مركب فانه ذوبانه اقل

١- طاقة الشبكة البلورية لـ AgF اكبر من AgI بالتالي فان ذوبان AgI اكبر من AgF

• الرابطة التساهمية


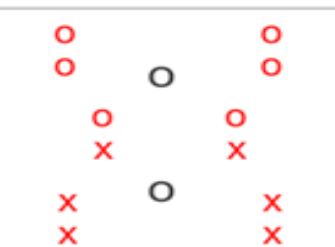
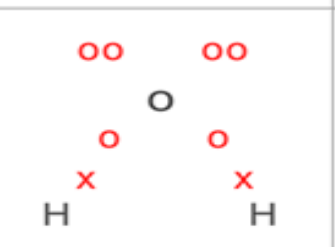
هنالك ثلاث انواع من الروابط التساهمية (أحادية وثنائية وثلاثية)



الإحادية : مثل F—F رابطة تساهمية واحدة , H—O—H رابطتين تساهميتين

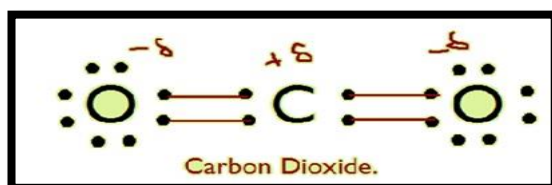
ثلاث روابط تساهمية كما في النشادر $H-N-H$ و أربع روابط حول ذرة الكربون $--C--$

*أما **الثنائية والثلاثية** فتتشأ دائما في الغازات مثل: $(O=O) O_2$ ، $(N \equiv N) N_2$ ، $(O=C=O) CO_2$

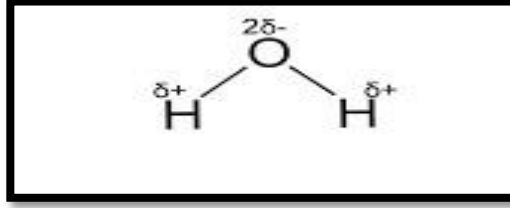
رابطة تساهمية ثلاثية	رابطة تساهمية ثنائية	رابطة تساهمية أحادية	
تتكون المشاركة بثلاثة أزواج من الإلكترونات بين ذرتين	تتكون المشاركة بزوجين من الإلكترونات بين ذرتين	تتكون المشاركة بزوج من الإلكترونات بين ذرتين	تكونها
			مثال
الرابطة الأولى (σ) والرابطتان الثانية والثالثة (π)	الرابطة الأولى (σ) والرابطة الثانية (π)	الروابط جميعها (σ)	احتواؤها على رابطة (σ) ورابطة (π)

ملاحظات :

- 1- كلما **قصر طول الرابطة كانت أقوى** لذلك تعد الرابطة التساهمية الثلاثية أقوى من الثنائية أقوى من الرابطة التساهمية الأحادية
لذلك يحتاج N_2 إلى طاقة أكبر لفكها أكثر من O_2 أكثر من بين H_2O .
- 2- الرابطة عالية القطبية بين $\{ H \}$ وعناصر مجموعة $6A, 7A$.
- 3- **تقل القطبية في الهالوجينات كلما اتجهنا اسفل المجموعة من F إلى I ، إذن يصبح أعلى المركبات القطبية HF واقلها HI في الهالوجينات .**
- 4- لا تعتمد قطبية المركب على الرابطة بل بالعزم الكهربائي ثنائي القطب
- 5- الجزئ الذي له شكل هندسي له عزم كهربائي
- 6- **الرابطة الغير قطبي تنشأ عندما يحدث تشارك متساوي للإلكترونات بين الذرتين**

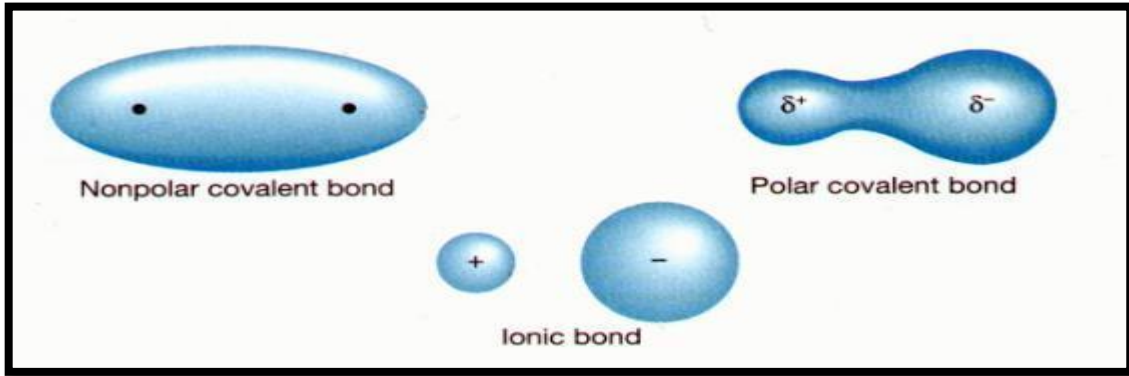


٧- أما عندما يحدث تشارك غير متساوي من الالكترونات فأنه تنشأ الرابعة القطبي



٨- **في المركب القطبي** الكثافة الكترونية تنزاح الى **الذرة الأعلى سالبية** (الايون السالب)، حيث أنها تشد الكترونات الرابطة إليها وتظهر عليه **شحنة جزئية سالبة** وتأخذ الذرة الأخرى **شحنة جزئية موجبة**

٩- بينما في **المركب الغير قطبي** فالكثافة الالكترونية تغطي جميع الذرات بالتساوي وتبقى **الالكترونات** الرابطة بالوسط بين الذرتين .



١٠- توصف الرابطة التساهمية بأنها نقية عندما يكون فرق السالبية الكهربية بين الذرتين يساوي **صفر** (وهذا لا يتحقق إلا في الذرات المتماثلة مثل $Cl_2 - O_2$ )

١١- **مخطط السالبية الكهربية**

تتكون الرابطة الأيونية	رابطة تساهمية قطبية	رابطة تساهمية	تساهمية غيرقطبية
3	1.7	0.5	0.1
0			

مثال : السالبية الكهربية للكلور = 3.0 و للهيدروجين = 2.1 ما نوع الرابطة المتكونة في جزي كلوريد الهيدروجين ؟

الحل / نوجد فرق السالبية $3.0 - 2.1 = 0.9$ إذن من خلال مخطط السالبية فان الرابطة هي رابطة تساهمية قطبية

مثال كم عدد الروابط في المركبات التالية :

1 (NH_4Cl) : الحل / هذا المركب ملح أي به شحنة سالبة وموجبة
إذن به : رابطة واحدة أيونية و ثلاث روابط تساهمية و رابطة واحدة تناسقية
إذن به (٥ روابط) لثلاثة أنواع .
(أي مركب فيه امونيوم هذا يدل على أن لديه تعدد في الروابط وكذلك دليل على رابطة تناسقية)

2) لماذا الصوديوم فلز لين بينما الحديد فلز صلب؟
لان الصوديوم يحتوي علي إلكترون مفرد واحد فقط في غلاف التكافؤ مما يؤدي لضعف الرابطة
الفلزية بينما الحديد به 4 الكترونات مفردة في غلاف التكافؤ مما يؤدي لقوه الرابطة الفلزية
3) لماذا الروابط في جزئ AlCl_3 تساهمية علي الرغم من ان الالومنيوم فلز و الكلور لا فلز ؟
لان فرق السالبية الكهربيه بين الكلور و الالومنيوم اقل من 1.7

4) لماذا درجة انصهار المركبات الايونيه مرتفع؟
لوجود الشبكة البلورية تتطلب طاقه عاليه لكسرها
5) لماذا المركبات الايونيه تذوب في المذيب القطبي فقط ؟
لان المركب الأيوني مشحون و المذيب مشحون مما يؤدي لتبادل الشحنات وتفكك الشبكة البلورية
وحدوث الذوبان

6) لماذا الرابطة في جزئ الكلور تساهميه نقيه ؟
لان فرق السالبية الكهربيه = صفر

معلومات :

- 1- يستعمل ازيد الصوديوم NaN_3 في نفخ أكياس الهواء في السيارات حيث ينتج عن تفككه غاز النيتروجين .
- 2- يستخدم محلول هيدروكسيد الكالسيوم المائي في الاحواض المائية للشعب المرجانية لتزويد الحيوانات ومنها الحلزون والمرجان بعنصر الكالسيوم المهم في بناء لصدافها وأجهزتها الهيكلية بصورة قوية .
- 3- يستخدم كلوريد الكالسيوم اللامائي في المجففات وفي المختبرات لانه يعمل على امتصاص رطوبة الجو .
- 4- للحديد ثلاثة مركبات في الطبيعة هي : البايريت FeS_2 والهيماتيت Fe_2O_3 والسيديرايت FeCO_3 حيث يتواجد الهيماتيت بنسبة اعلى .

النظريات التي فسرت تكوين الرابطة التساهمية:

أولا : النظرية الإلكترونية للتكافؤ (نظرية الثمانيات)

* وضع النظرية " لويس " وكوسل " سنة 1916

* تنص النظرية على:

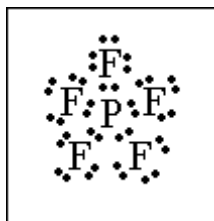
" بخلاف الهيدروجين والليثيوم والبريليوم - تميل ذرات جميع العناصر إلي الوصول إلي التركيب الثماني (تشبه الغاز الخامل) أي حالة الاستقرار، لذلك تشارك الذرة غيرها من الذرات بعدد من الإلكترونات يساوي العدد الذي تحتاجه؛ حتى يكتمل مستواها الأخير بـ 8 إلكترونات

مثال تكوين جزئي الفلور F_2

عيوب النظرية

1 - لم تستطع النظرية تفسير الروابط في بعض المركبات مثل

(جزئ خامس كلوريد الفوسفور) PCl_5 تحاط ذرة الفوسفور بـ 10 إلكترونات وليس ثمانية



(وكذلك جزئ ثالث فلوريد البورون) BF_3 إذ تحاط ذرة البورون بـ 6 إلكترونات وليس 8

2- لم تفسر النظرية بعض خواص الجزيئات مثل الشكل الفراغي - والزوايا بين الروابط

ثانيا : نظرية رابطة التكافؤ

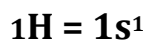
1- بنيت هذه النظرية على أساس ميكانيكا الكم والطبيعة المزدوجة للإلكترون

2-تبقى النظرية على صورة الذرات المفردة

تفسر النظرية تكوين الرابطة التساهمية عن طريق تداخل أوربيتالات أحد الذرتين ،وبه إلكترون مفرد مع أوربيتال به إلكترون مفرد من الذرة الأخرى

مثال: تكوين جزئ فلوريد الهيدروجين

تتم الرابطة بتداخل أوربيتال $1s$ من الهيدروجين (يحتوي على إلكترون مفرد) مع أوربتال $2P_y$ (يحتوي على إلكترون مفرد) من الفلور



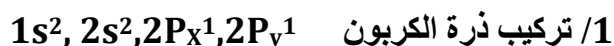
ذرة الفلور:

نلاحظ أن الأوربيتالات الأخرى لا تتداخل لتشبعها بـ 2 إلكترون لكل منها

***تركيب جزئ الميثان:**

-جزئ الميثان CH_4 مكون من ذرة كربون وأربع ذرات هيدروجين

-ترتبط ذرة الكربون مع ذرات الهيدروجين ، عن طريق روابط تساهمية متساوية في الطول والقوة (الطاقة) يأخذ جزئ الميثان شكل الهرم الرباعي ، يفسر ذلك ب :



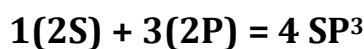
2 / ذرة الكربون بها 2 إلكترون مفرد – و أوربيتال $2P_z$ فارغ

3 / تكتسب الذرة كمية من الطاقة

وتصبح الذرة مثارة وينتقل إلكترون من المستوي

الفرعي $2s$ إلى الأوربيتال الفارغ $2P^2$ ، ويصبح تركيب ذرة الكربون كالآتي:

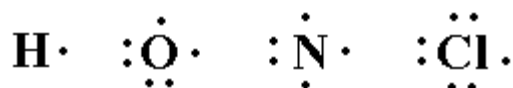
ويصبح لذرة الكربون 4 أوربيتالات ، بكل منها إلكترون واحد ولكنها غير متساوية في الطاقة أو الاتجاه الفراغي لذلك تحدث عملية تهجين بين الأوربيتال $2s$ و الأوربيتالات الثلاثة $2P$ وتنتج أربع أوربيتالات مهجنة متساوية في الطاقة



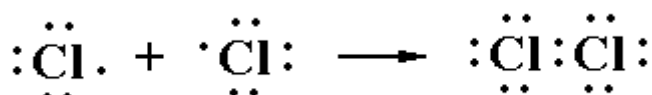
يستعمل فلوريد
الهيدروجين في
الحفر على الزجاج
الخشنة

تراكييب لويس

يمكن تمثيل جزيئات المركبات التساهمية وتوضيح كيفية تكون الروابط فيها عن طريق ما يعرف باسم تركيب لويس ، وفيما يلي سنتعرف على تركيب لويس لبعض الذرات وبعض الجزيئات التساهمية:

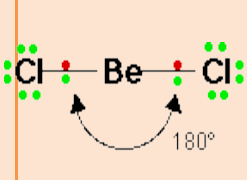
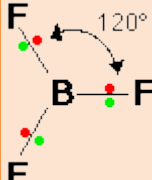
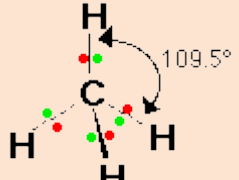
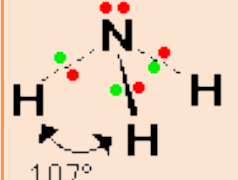
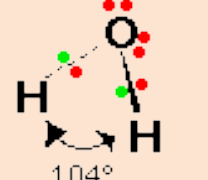
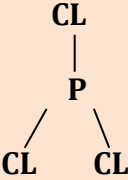
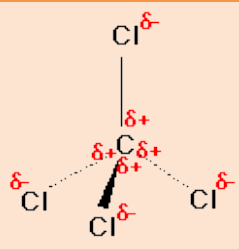
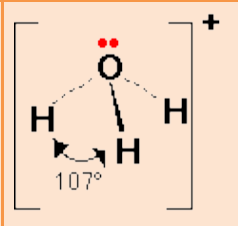
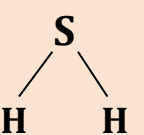


مثال /



يلاحظ من خلال هذه التراكيب أن هناك أزواج الكترونية رابطة (روابط تساهمية) وأزواج الكترونية غير رابطة (أزواج الكترونية حرة).

الأشكال الهندسية للجزيئات التساهمية :

اسم المركب	كلوريد البريليوم	ثالث فلوريد البورون	الميثان	النشادر	الماء
شكلة الفراغي					
مثال مشابه له	ثاني أكسيد الكربون	ثالث كلوريد الفسفور	رابع كلوريد الكربون	ايون الهيدرونيوم	كبريتيد الهيدروجين
شكله الفراغي	CO_2 ، OF_2 $\text{F} - \text{O} - \text{F}$ $\text{O} = \text{C} = \text{O}$	PCL_3 		$\left[\text{H}_3\text{O} \right]^+$ 	H_2S 
شكل الجزيء الفراغي	خطي	مثلث مستو	رباعي الأوجه	هرم ثلاثي القاعدة	زاوي (منحن)
ترتيب أزواج الإلكترونات	خطي	مثلث مستو	هرم رباعي الأوجه	هرم رباعي الأوجه	هرم رباعي الأوجه
نوعه	غير قطبي	غير قطبي	غير قطبي	قطبي	قطبي

ملاحظة : في شكل الهرم الرباعي السطوح أن وجود أزواج الكترونية حرة في الجزيء يؤدي إلى صغر الزوايا بين الروابط وذلك لأن التنافر بين زوج رابط وزوج حر أكبر من التنافر بين زوج رابط وزوج رابط.

فالزاوية في النشادر صغرت عن الميثان وأصبحت تساوي 107 درجة والسبب وجود زوج الكتروني حر على ذرة النيتروجين المركزية. كما أن وجود زوجين غير رابطين (حرين) يؤدي إلى المزيد من التنافر وصغر الرابطة فالزاوية في الماء 5.104 درجة.

يمكن التعرف على مدى قطبية مركب ما عملياً عن طريق قياس ما يعرف باسم (العزم الكهربائي) .

يعرف العزم القطبي بأنه :

قابلية جزيئات المادة للانتظام في مجال كهربائي، فالقيم الكبيرة للعزوم القطبية تشير إلى مواد ذات قطبية عالية .

وهناك عامل آخر مؤثر في قطبية الجزيئات وهو الشكل الهندسي الفراغي، فالمركبات التي تتخذ جزيئاتها أشكالاً هندسية متماثلة مثل خطي أو مثلث متساوي الأضلاع ، تكون غير قطبية حتى ولو كان الفرق في السالبية الكهربية للعناصر المكونة لها كبيراً؛ وذلك لأن محصلة العزم الكهربية في الجزيء المتماثل تساوي صفراً .

معلومة / ان كل مركب قطبي لابد وان يحتوي على روابط قطبية وليس كل مركب غير قطبي لا يحتوي على روابط قطبية

* ما شكل الجزيء وما نوع الرابطة في المركب HI ؟

الشكل خطي و الجزيء قطبي لوجود رابطة قطبية واحدة

س: فسر لماذا المركب هيدريد السيلكون SiH_4 مركب غير قطبي ؟

مركب هيدريد السيلكون مركب غير قطبي وذلك لعدم وجود إلكترونات غير مرتبطة (فهو مع مجموعة الكربون) ، ينشأ الشكل الهندسي رباعي الأوجه فيكون اتجاه القوى متعاكسين ، لان محصله القوي = صفر .

الرابطية الفلزية :

الفلز هو ذلك العنصر الكيميائي الذي يكون أيونات موجبة عندما يفقد الإلكترونات، لكل فلزية شبكة بلورية تترتب فيها ايونات الفلز الموجبة مرتبة بشكل معين وفيما بينها الكترولونات التكافؤ وهذه الالكترولونات تكون سحابة الكترولونية تربط بين ايونات الفلز في الشبكة البلورية ، وجود الالكترولونات حرة بين ذرا الفلز يكسبها خصائص منها :

- 1- خاصية التوصيل الكهربي والحراري
- 2- كلما زادت عدد الكترولونات التكافؤ زادت قوة الرابطية الفلزية وزادت صلابتها وبالتالي تزداد درجة انصهارها
- 3- غير ثابتة كيميائياً: أي أنها تتفاعل مع الأكسجين في الهواء، فمثلاً الحديد تتكون عليه طبقة من الصدأ والفضة تفقد لمعانها مع مرور الوقت.

ملاحظة / ما أقل قوة رابطته فلزيه بين الذرات التالية :

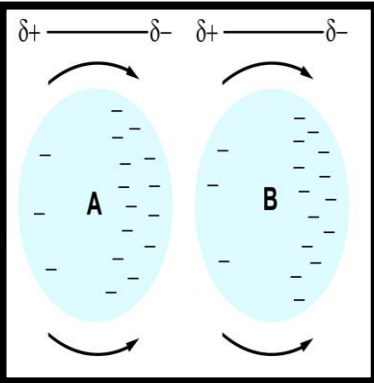
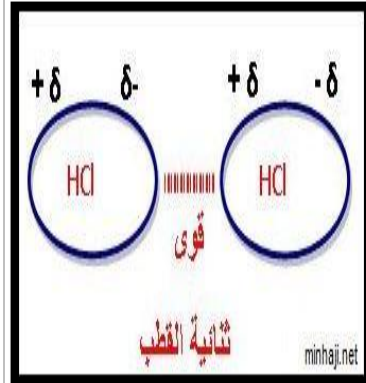
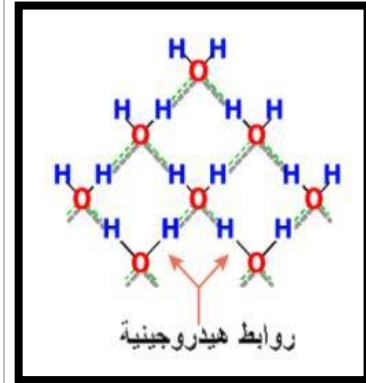
(Na , Cs , Mg , Al)-----> Cs

لكبر حجم الذرة تقل قوة الرابطية الفلزية .

السبائك الفلزية : السبيكة هي خليط من عناصر ذات خواص فلزية فريده
• تصنع اجزاء الدرجات من سبيكة التيتانيوم التي تحوي الالومنيوم بنسبة 3% و الفانديوم بنسبة (2,5 %)

السبائك التجارية		الجدول 3-12
الاسم الشائع	التركيب	الاستعمالات
النيكو	50% Fe, 20% Al, 20% Ni, 10% Co	المغناطيسات
البراس (النحاس الأصفر)	67-90% Cu, 10-33% Zn	السباكة، والأدوات العامة، والإضاءة
البرونز (النحاس الأحمر)	70-95% Cu, 1-25% Zn, 1-18% Sn	الأجراس، الميداليات
الحديد الصلب	96-97% Fe, 3-4% C	القوالب
الذهب - عيار 10 قراريط	42% Au, 12-20% Ag, 37.46% Cu	المجوهرات (الحلي الذهبية)
حبيبات الرصاص	99.8% Pb, 0.2% As	حبيبات الطلقات النارية
الفولاذ المقاوم للصدأ	73-79% Fe, 14-18% Cr, 7-9% Ni	المغاسل، والأدوات
فضة النقاد	92.5% Ag, 7.5% Cu	أدوات المائدة، والحلي

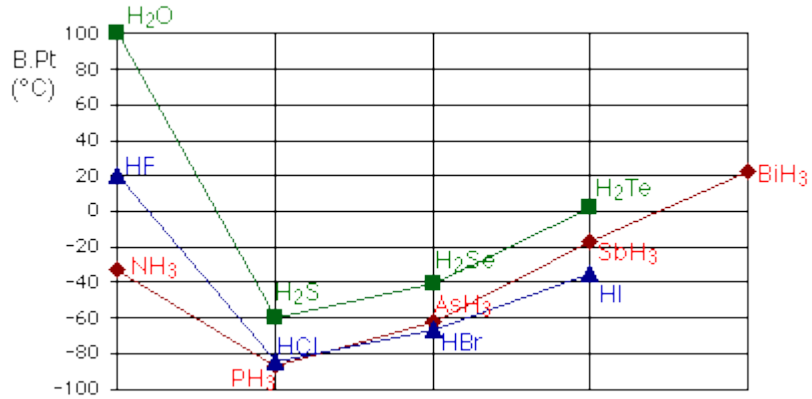
مقارنة بين الروابط الفيزيائية

رابطة قوى التشتت (فاندرفال)	الرابطة ثنائية القطب	الرابطة الهيدروجينية	
هي القوى الضعيفة الناتجة من تولد ثنائية الاقطاب المؤقتة اللحظية .	هي قوى التجاذب بين مناطق مختلفة الشحنة في الجزيئات القطبية	هي القوى التي تربط ذرات الهيدروجين مع ذرات ذات كهروسالبية عالية	تعريفها
في الجزيئات القطبية وغير القطبية الا انها تكتسب اهمية خاصة في الجزيئات الغير قطبية	في الحزيمات ذات القطبية الدائمة والمنخفضة	في الجزيئات ذات القطبية العالية	مكان وجودها
نتيجة استقطاب لحظي ينتج عنه إزاحة مؤقتة في الالكترونات فيتكون ثنائية الأقطاب المؤقتة فيحدث التجاذب	نتيجة استقطاب دائم ، من خلال ترتب الأقطاب الجزيئية المتعكسة الشحنة بحيث يحدث التجاذب بين الأقطاب المختلفة .	تترتب الجزيئات بشكل منتظم بحيث يحدث تجاذب كهربي بين H (ذو الطرف الموجب) في جزي و ذرة ذات كهروسالبية عالية (طرف سالب) في جزي آخر .	طريقة التكوين
قوتها ضعيفة 3	قوتها متوسطة 2	من أقوى الروابط الفيزيائية 1	قوتها
تزداد قوتها بزيادة ثلاث عوامل ١/ زيادة الالكترونات ٢/ زيادة الحجم (فالجزيئات الكبيرة سهلة الاستقطاب والصغيرة العكس) ٣/ زيادة الكتلة المولية .	تزداد بزيادة عزم الازدواج الكلي للجزيء	تزداد قوتها بزيادة سالبية الذرة المرتبطة مع الهيدروجين • $F > O > N > CL$ تقل السالبية	العوامل المؤثرة على قوتها
كلما زادت عدد روابطها ازدادت قوة فتزداد صلابة المركب ودرجة انصهاره	كلما زادت الكتلة المولية يزيد من الروابط ثنائية القطب بالتالي تزداد درجة الغليان	كلما زاد عدد الروابط الهيدروجينية زادت درجة الغليان والانصهار واللزوجة	خواصها
الروابط التي تربط جزيئات الغازات بعضها ببعض مثل الغازات النقية O ₂ , Cl ₂ , *والتي لا يوجد بينهما فرق في السالبية كبير مثل CH ₄ , CO ₂ , .. * الغازات النبيلة He , Ne , , , , ,		في الروابط التي تربط جزيئات الماء بعضها ببعض وفي معظم الهاليدات	مثال
			النموذج

ملاحظة : كل الذرات بينها وبين بعضها تعمل قوي تشتت إلا إذا وجدت أقطاب متعكسة فإنها تعمل ثنائية قطب وكذلك إذا وجدت ذرة هيدروجين مرتبطة مع ذرة ذات كهروسالبية عالية فإنها تعمل رابطة هيدروجينية .

أثر الرابطة الهيدروجينية على خواص المادة

تؤثر الروابط الهيدروجينية على الخواص الطبيعية للمادة ، (فدرجة غليان الماء 100) درجة مئوية ، 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.



فسر سبب تدرج درجات غليان مركبات الهيدروجين مع المجموعة (٥ و ٦ و ٧) ؟
تميز الماء بارتفاع درجة غليانه وذلك لوجود الروابط الهيدروجينية بين جزيئاته، أما بالنسبة لبقية الجزيئات فإن درجات غليانها تزداد بزيادة الكتلة المولية ولكنها جميعاً أقل من درجة غليان الماء، لأن الروابط بين جزيئات كل منها هي ثنائية القطب .
نلاحظ ان / H₂O سائل درجة غليانه ١٠٠ ، H₂S غاز درجة غليانه -٦١ وكلاهما في نفس المجموعة ؟ السبب : الروابط الهيدروجينية في الماء أقوى من الروابط ثنائية القطب في كبريتيد الهيدروجين .

وأيضاً ترجع خاصية التوتر السطحي المميزة في الماء إلى ارتباط جزيئات الماء بروابط هيدروجينية

س/ ما أقوى رابطة بين المركبات التالية ولماذا ؟



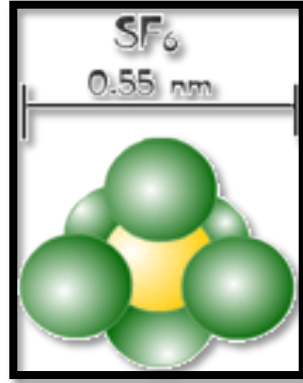
لوجود الرابطة الهيدروجينية بين جزيئاته

قوى فان دير فال أو قوى لندن :

• لقد كان أول من فكر بوجودها وأشار إليها الفيزيائي الدنماركي فان دير فال ، أما العالم الإنجليزي (Fritz London) فرتز لندن فكان أول من أعطى تفسيراً نظرياً لها سنة 1928

- أما الجزيئات التي تعمل فيها قوى فان دير فال وتختلف في شكلها وحجمها فتعتمد درجة غليانها على هذا الأمر وليس على كتلتها المولية والأمثلة التالية توضح ذلك :

• مثال ١ :



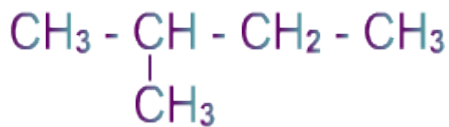
مثال ٢ :

مثال ١ :

النيو بنتان	البنتان النظامي (الخطي)	المقارنة
$\begin{array}{c} \text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3 - \text{C} - \text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3 \end{array}$	CH ₃ CH ₂ CH ₂ CH ₂ CH ₃	صيغة الجزيء
٩,٥	٣٦,١	درجة الغليان
منخفض	عالي	الاستقطاب

SF ₆	C ₁₀ H ₂₂	المقارنة
146	142	الكتلة المولية
منخفض	عالي	الاستقطاب
64 -	174	درجة الغليان

سؤال : كم تتوقع أن تكون درجة غليان الايزو بنتان ؟



الحل : نتوقع أن تكون أكبر من 9.5° س وأصغر من 36.1 س والواقع أنها 27.9 ° س ، لان التفرع اقل من النيوبنتان .

سؤال : رتب الجزيئات F_2 , Br_2 , Cl_2 : حسب تزايد قوى لندن فيها.

الجواب :



اذن : القوة حسب الكتلة المولية فالفلور اصغر ثم الكلور ثم البروم ، ايضا الحالة الفيزيائية لها دور البروم سائل فذلك يدل على ان قوى التشنت فيه اكثر من الكلور والفلور اللذان لهما الحالة الغازية اما اليود فقوى التشنت فيه اكثر من جميع الهالوجينات الاخرى لان حالته الفيزيائية صلبة .

س/ أيهما أعلى درجة غليان؟ ولماذا



لان كتلته المولية أكبر من بقية الجزيئات.

المعيار السادس والسابع

المؤشرات	المعيار
<p>١. يشرح معنى المول، وعدد أفوجادرو، والعلاقة مع الكتل الذرية والجزئية، ويجري التطبيقات الحسابية على المول.</p> <p>٢. يوضح مفهوم المعادلة الكيميائية، ووزن المعادلة، واجراء الحسابات الكيميائية عليها.</p> <p>٣. يوضح أنواع التفاعلات الكيميائية ويعطي أمثلة عليها.</p> <p>٤. يحدد خواص الغازات ويقارن بين الغاز المثالي والحقيقي.</p> <p>٥. يشرح قوانين الغازات ويجري الحسابات الكيميائية المتعلقة بقوانين الغازات.</p>	<p>المعيار: ٦.٧.٣، يلم المعلم بالحسابات الكيميائية والمعادلات الكيميائية وقوانين الغازات.</p>
<p>١. يعرف المحلول ومكوناته، ويعطي أمثلة على أنواع المحاليل من حيث طبيعة المحلول وخواصه وتركيزه.</p> <p>٢. يشرح طرق التعبير المختلفة عن تركيز المحلول، ويجري الحسابات لهذا الغرض.</p> <p>٣. يشرح كيف يحضر محاليل بتركيز مختلفة.</p>	<p>المعيار: ٧.٧.٣، يلم المعلم بكيمياء المحاليل وحساباتها.</p>

١ - مفهوم المول وعدد أفوجادرو

يُعرف المول بأنه الكتلة الذرية أو الجزيئية للمادة مُعَبَّرًا عنها بالجرام.

ويُحسب بالطرق الآتية:

بالنسبة إلى **الكربون** ذو الكتلة الذرية 12. فنقول أن 1 مول من الكربون = 12 **جرام**.

ويُعرف أيضاً بأنه كمية المادة التي تحتوي على نفس عدد الجسيمات التي يحتويها 12 **جرام** من الكربون، ويرمز له بالإنجليزية mol

في حالة **الكربون والحديد والنحاس** تكون الجسيمات عبارة عن **ذرات** .

في أحوال أخرى يمكن أن تكون الجسيمات **جزيئات** كما هو الحال بالنسبة إلى غاز **الأكسجين** حيث يتكون جزيئ الأكسجين من ذرتين، فتكون كتلته الذرية $16 + 16 = 32$ ، وبذلك يكون 1 مول أكسجين = 32 **جرام**.

في حالة **الهيدروجين** يتكون الجزيئ أيضا من ذرتين من الهيدروجين ، وبما أن كتلة ذرة الهيدروجين الذرية = 1 فتكون كتلة جزيئ الهيدروجين المولية = 2 ، ونقول أن الكتلة الهيدروجين للمول الواحد = 2 **جرام**.

عدد الجسيمات (عدد الذرات أو عدد الجزيئات) التي توجد في 1 مول تساوي عدد أفوجادرو .



ويعرف المول : بأنه كمية المادة التي تحتوي على عدد أفوجادرو من أي صنف من الوحدات ذرات أو أيونات أو جزيئات

• حساب كمية المادة

لحساب كمية المادة تستخدم العلاقة الآتية:

$$n = m / M$$

حيث أن:

n هي كمية المادة (المول) ، m هي كتلة ب (الجرام).

M الكتلة المولية (جرام/مول) .

قانون حساب عدد المولات بدلالة الكتلة او عدد الذرات او الجزيئات

$$n \text{ (mol)} = \frac{m \text{ (g)}}{M \text{ (g/mol)}} = \frac{N \text{ (atoms)}}{N_A \text{ (atoms)}}$$

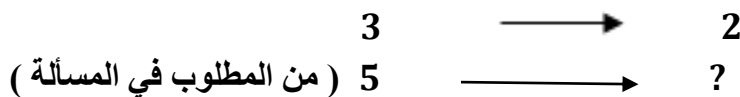
No. of moles (عدد المولات) Mass of element (كتلة العنصر) No. of atoms (عدد الذرات)
 Molar mass (الكتلة المولية) Avogadro's No. (عدد أفوجادرو)

• مثال / احسب عدد مولات الماء الناتجة من تفاعل 3 مول من الهيدروجين مع 2 مول من الاوكسجين .



المعطيات / عدد مولات كلا من الهيدروجين والاكسجين
 المطلوب / عدد مولات الماء
 الحل / ظلما لم يذكر ان نقارن الماء بإحدى المتفاعلات فاننا نحسب مولات المتفاعلات جميعها مع مولات النواتج

حسب معادلة التفاعل فإن : مولات المتفاعلات = (2+1 = 3) ، مولات الماء = 2



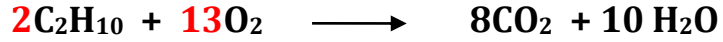
اذن : $3.3 = 3 \div 10 = 2 \times 5 = 3$ تقريبا = 3

إذن عدد مولات الماء = 3 .

تطبيقات حسابية :

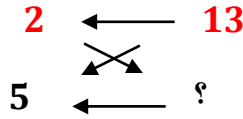
مثال 1 : يستخدم غاز البيوتان في الولاعات التي تستعمل مرة واحدة . ماعدد مولات الاوكسجين التي نحتاج اليها لحرق 5mol من البيوتان في الولاعة لانتاج ثاني اكسيد الكربون والماء ؟

الحل : نكتب اولاً معادلة الاحتراق :



من خلال المعادلة نلاحظ ان :

(وسطين في طرفين)



اذن

$$= 5 \times 13 / 2 = 65/2 = 32.5 \text{ mol O}_2$$

مثال ٢ : احسب مايلي :

(أ) ماعدد مولات (48g) من الكربون .

$$n = m / M = 48 / 12 = 4 \text{ mol} .$$

الحل :

(ب) ما كتلة (3.5 mol) من ثاني اكسيد الكبريت SO_2 .

$$m = n \times M = 3.5 [2(16) + 32] = 3.5 (64) = 224 \text{ g}$$

مثال ٣ : يستخدم صاروخ مزيجاً من الهيدرازين N_2H_4 ورابع اكسيد النيتروجين N_2O_4 وقوداً

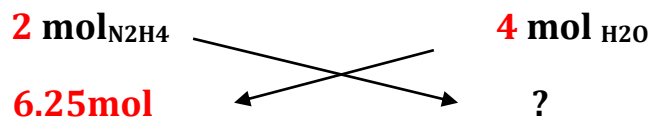


وفقاً للتفاعل الاتي : اذا استخدم 200g من الهيدرازين فما عدد جرامات الماء الناتجة ؟

الحل : طالما اعطانا جرامات الهيدرازين لازم نوجد اولاً مولاته .

$$n_{\text{N}_2\text{H}_4} = m / M = 200 / [4(1) + 2(14)] = 200 / 32 = 6.25 \text{ mol}$$

الان لابد ان نوجد جرامات الماء الناتجة لكن قبلها نوجد عدد المولات من المعادلة :



$$\text{عدد مولات الماء} = 4 \times 6.25 / 2 = 25 / 2 = 12.5 \text{ mol H}_2\text{O}$$

$$m = n \times M = 12.5 \times [2(1) + 16] = 12.5 \times 18 = 225 \text{ g}$$

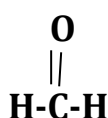
مثال ٣ : إذا علمت ان الكتلة المولية لهيدروكسيد الصوديوم NaOH تساوي ٤٠ مول /جم
فما عدد المولات في ٢٠ جم منه ؟

الحل : عدد المولات = وزن المادة بالجرام ÷ الوزن الجزيئي

$$= 20 \div 40 = 0,5 \text{ مول}$$

مثال ٤ : الصيغة الأولية للفورمالدهيد هي صيغة الجزيئية نفسها . فكم جراما يوجد في ٢ مول من الفورمالدهيد ؟

الحل : أولا نحسب الوزن الجزيئي للفورمالدهيد ذات الصيغة



الوزن الجزيئي = ١ + ١٢ + ١ + ١٦ = ٣٠ جم /مول

المطلوب : الوزن بالجرام = الوزن الجزيئي × عدد المولات = ٢ × ٣٠ = ٦٠ جم

مثال ٥ : ما عدد مولات ٩ جم من الماء علما ان الكتلة الذرية لكلا من الاوكسجين والهيدروجين هي (١٦ ، ١) على التوالي ؟

الحل : أولا لازم نحسب الكتلة الجزيئية للماء (الوزن الجزيئي) = (١ × ٢) + ١٦ = ١٨ جم / مول

عدد المولات = ٩ ÷ ١٨ = ٠,٥ مول

مثال ٦ : ما عدد جزيئات ٠,٣ مول من غاز ثاني أكسيد الكربون ؟

الحل : عدد الجزيئات = عدد المولات × عدد أفوجادرو

$$= 0,3 \times (6,02 \times 10^{23})$$

$$= 1,806 \times 10^{23}$$

(نضرب كل الأطراف ثم نحسب الفاصله تكون بعد كم . راح تكون بعد ثلاث ارقام ، اذن نحسب من اليمين ثلاث ارقام ثم نوضع الفاصله)

مثال ٧: ما عدد مولات $3,01 \times 10^{23}$ جزئ من ثاني أكسيد الكربون؟

الحل: عدد المولات = عدد الجزيئات ÷ عدد أفوجادرو

$$0,5 \text{ مول} = \frac{10^{23} \times 3,01}{10^{23} \times 6,02} =$$

(عند القسمة نحذف الفواصل من الجهتين فعند القسمة نلاحظ ان المقسوم اصغر من المقسوم عليه لذلك نرفع فاصلة ونضيف له صفر ثم نكمل إجراءات القسمة)

مثال ٨: ما عدد جزيئات ١٦ جم من ثاني أكسيد الكبريت SO_2 ($S=32$ ، $O=16$)

الحل: الحل سيتم على خطوتين

أولا / نجيب عدد المولات = وزن المادة ÷ الوزن الجزيئي

$$0,25 \text{ مول} = 64 \div 16 = (32 + 16 \times 2) \div 16 =$$

ثانيا / نطبق قانون أفوجادرو

عدد الجزيئات = عدد المولات × عدد أفوجادرو

$$1,5 \times 10^{23} = (6,02 \times 10^{23}) \times 0,25 =$$

$$1,5 \times 10^{23} = \text{تقريبا}$$

المعادلة الكيميائية:

فالمعادلة الكيميائية ما هي إلا وصف موجز ودقيق للتفاعل الكيميائي.

مثال :

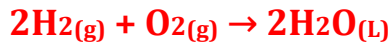


المعادلة الكيميائية تتألف من طرفين، تماماً كالمعادلة الرياضية، طرفت أيسر يحوي المواد المتفاعلة (متفاعلات) وهي في مثالنا السابق غازي الهيدروجين H_2 والأكسجين O_2 ، وطرف أيمن يحوي المواد الناتجة (نواتج) وهو الماء H_2O

في الحقيقة يمكن أن تستخدم المعادلة الكيميائية أيضاً في وصف عمليات التفكك والتأين، كتفكك الأملاح وتأيّن بعض المواد في الماء.

ونظراً لأنّ المادة يمكن أن توجد في حالة من ثلاث حالات، غاز وسائل وصلب، فإنّه من المناسب جداً توضيح حالة المواد المشتركة في التفاعل الكيميائي سواءً كانت ضمن المواد المتفاعلة أم المواد الناتجة، عن طريق حروف صغيرة أتفق عليها تُكتب أسفل الرمز أو الصيغة للدلالة على حالة المادة في التفاعل الكيميائي.

فالحرف (g) يشير إلى الحالة الغازية، والحرف (L) يشير إلى الحالة السائلة النقية، والحرف (s) يشير إلى الحالة الصلبة، وفي الحقيقة هناك حالة رابعة يجب أخذها في الاعتبار في التفاعلات الكيميائية وهي "المحلول المائي" الذي يُشار إليه بالحرفين (aq)



أسس كتابة المعادلة الكيميائية الموزونة :

- 1 / معرفة المواد المتفاعلة والمواد الناتجة، وهذا يتأتى من خلال التجربة العملية.
- 2 / معرفة رموز العناصر وصيغ المركبات.
- 3 / معرفة كيفية وزن المعادلة الكيميائية كما مرّ بنا سابقاً.

باستعراض هذه الأسس نجد أنّ نقطة ارتكاز كتابة المعادلة الكيميائية الموزونة هي الإلمام بطريقة كتابة صيغ المركبات والمواد الكيميائية المختلفة، لذلك من الضروري أن نتعرّف على كيفية كتابة هذه الصيغ.

رموز العناصر وصيغ المركبات:

الفرق بين الرموز والصيغ، فالرموز طريقة لتمثيل ذرات العناصر، أما الصيغ فهي طريقة لتمثيل جزيئات المواد سواءً كانت عناصر أم مركبات. وإليك أمثلة لرموز وصيغ بعض العناصر والمركبات المشهورة التي يتطلب معرفتها وحفظها بشكلٍ جيد:

رمزه	العنصر	رمزه	العنصر	رمزه	العنصر
N	النيتروجين	O	الأكسجين	H	الهيدروجين
F	الفلور	Cl	الكلور	C	الكربون
K	البوتاسيوم	Na	الصوديوم	He	الهيليوم
Ne	النيون	Ca	الكالسيوم	Mg	المغنسيوم
P	الفسفور	Si	السليكون	Al	الألومنيوم
Fe	الحديد	Br	البروم	S	الكبريت
Au	الذهب	Ag	الفضة	Cu	النحاس
I	اليود	Hg	الزئبق	Pb	الرصاص

لاحظ أنّ بعض العناصر توجد في الحالة العنصرية النقية على شكل ذرات كالفلزات والغازات النادرة، وبعضها يوجد على شكل جزيئات ثنائية الذرة كالهيدروجين والأكسجين والكلور. والجدول التالي يبين بعض العناصر المشهورة المكونة من جزيئات ثنائية الذرة:

صيغته	المركب
H ₂ O	الماء
NaCl	كلوريد الصوديوم
NH ₃	النشادر
CH ₄	الميثان
CO	أول أكسيد الكربون
CO ₂	ثاني أكسيد الكربون
SiO ₂	أكسيد السليكون

حالته	صيغته	العنصر
غاز	H ₂	الهيدروجين
غاز	O ₂	الأكسجين
غاز	N ₂	النيتروجين
غاز	Cl ₂	الكلور
سائل	Br ₂	البروم
صلب	I ₂	اليود

مثال 1

طريقة كتابة الصيغة الكيميائية لبروميد البوتاسيوم..

[طريقة كتابة صيغة مركب بروميد البوتاسيوم]

K^+ بوتاسيوم	Br^- بروميد	١- نكتب رموز أو صيغ الأيونات
K^+ ١+	Br^- ١-	٢- نكتب عدد الشحنات لكل أيون
١	١	٣- نبادل عدد الشحنات
(نضع الرقم ١ بعد البوتاسيوم)	(نضع الرقم ١ بعد البروم)	
KBr لاحظ أن العدد ١ لا يكتب		٤- نكتب الصيغة الكيميائية

www.Bytocom.com بيت معلّمي الكيمياء

مثال 2

طريقة كتابة الصيغة الكيميائية لكوريد الكالسيوم..

[طريقة كتابة صيغة مركب كلوريد الكالسيوم]

Ca^{2+} كالسيوم	Cl^- كلوريد	١- نكتب رموز الأيونات
Ca^{2+} ٢+	Cl^- ١-	٢- نكتب عدد الشحنات لكل أيون
١	٢	٣- نبادل عدد الشحنات
(نضع الرقم ١ بعد الكالسيوم)	(نضع الرقم ٢ بعد الكلور)	
$CaCl_2$ لاحظ أن العدد ١ لا يكتب		٤- نكتب الصيغة الكيميائية

www.Bytocom.com بيت معلّمي الكيمياء

مثال 3

طريقة كتابة الصيغة الكيميائية لفلوريد الألومنيوم..

[طريقة كتابة صيغة مركب فلوريد الألومنيوم]

Al^{3+} ألومنيوم	F^{-} فلوريد	١- نكتب رموز الأيونات
Al^{3+} ٣+	F^{-} ١-	٢- نكتب عدد الشحنات لكل أيون
Al^{3+} ٣	F^{-} ١	٣- نبادل عدد الشحنات
AlF_3 (لاحظ أن العدد ١ لا يكتب)		٤- نكتب الصيغة الكيميائية

www.Bytocom.com بيت معلّم الكيمياء

مثال 4

طريقة كتابة الصيغة الكيميائية لكبريتات الباريوم..

[طريقة كتابة صيغة مركب كبريتات الأمونيوم]

NH_4^{+} أمونيوم	SO_4^{2-} كبريتات	١- نكتب رموز أو صيغ الأيونات
NH_4^{+} ١+	SO_4^{2-} ٢-	٢- نكتب عدد الشحنات لكل أيون
NH_4^{+} ٢	SO_4^{2-} ١	٣- نبادل عدد الشحنات
$(NH_4)_2 SO_4$ (لاحظ أن العدد ١ لا يكتب)		٤- نكتب الصيغة الكيميائية

www.Bytocom.com بيت معلّم الكيمياء

مثال 5

طريقة كتابة الصيغة الكيميائية لفوسفات المغنسيوم..

[طريقة كتابة صيغة مركب فوسفات المغنسيوم]

1- نكتب رموز الأيونات

Mg^{2+} PO_4^{3-}
مغنسيوم فوسفات

2- نكتب عدد الشحنات لكل أيون

Mg^{2+} PO_4^{3-}
 $2+$ $3-$

3- نبادل عدد الشحنات

3 2
(نضع الرقم 3 بعد المغنسيوم) (نضع الرقم 2 بعد الفوسفات)

4- نكتب الصيغة الكيميائية

$Mg_3(PO_4)_2$

www.Bytocom.com بيت معلمى الكيمياء

بعض الأيونات الموجبة والأيونات السالبة التي نحتاجها عند كتابة الصيغ الكيميائية للمركبات

الأيونات الموجبة		
H^+	Ba^{2+}	Ni^{2+}
Na^+	Cd^{2+}	Sr^{2+}
Li^+	Ca^{2+}	Sn^{2+}
K^+	Co^{2+}	Zn^{2+}
Rb^+	Cu^{2+}	Pt^{2+}
Cs^+	Fe^{2+}	Al^{3+}
Cu^+	Pb^{2+}	Cr^{3+}
Ag^+	Mg^{2+}	Fe^{3+}
Au^+	Mn^{2+}	Au^{3+}
NH_4^+	Hg^{2+}	Sn^{4+}
Hg_2^{2+}	Pb^{4+}	Pt^{4+}

الأيونات السالبة		
OH^-	ClO_3^-	$C_2H_3O_2^-$
Cl^-	ClO_2^-	HCO_3^-
F^-	NO_3^-	HSO_4^-
Br^-	NO_2^-	HSO_3^-
H^-	O^{2-}	MnO_4^-
OCl^-	S^{2-}	CrO_4^{2-}
SCN^-	CO_3^{2-}	$Cr_2O_7^{2-}$
OCN^-	SO_4^{2-}	$C_2O_4^{2-}$
CN^-	SO_3^{2-}	$S_2O_8^{2-}$
IO_3^-	PO_4^{3-}	$S_4O_6^{2-}$
ClO_4^-		$S_2O_3^{2-}$

٣- تصنيف التفاعلات الكيميائية

أنواع التفاعلات الكيميائية ؛

أولاً ؛ التكوين
ثانياً ؛ الاحتراق
ثالثاً ؛ التفكك
رابعاً ؛ الإحلال

كما قد تندرج بعض التفاعلات تحت أكثر من نوع من هذه الأنواع :

تفاعلات التكوين ؛ هو تفاعل كيميائي تتحد فيه مادتان أو أكثر لتكوين مادة واحدة ، ويمكن تمثيله ب المعادلة العامة الآتية ؛



تفاعلات الاحتراق ؛ يمكن أن يصنف تفاعل التكوين بين الأكسجين و ثاني أكسيد الكبريت على أنه تفاعل احتراق أيضاً.

تفاعلات التفكك ؛ هو تفاعل يتفكك فيه مركب واحد لإنتاج عنصرين أو أكثر أو مركبات جديدة. ولهذا فإن تفاعلات التفكك هي عكس تفاعلات التكوين . ويمكن تمثيلها بالمعادلة العامة التالية



تفاعلات الإحلال ؛ هناك الكثير من التفاعلات التي تتضمن إحلال عنصر محل عنصر آخر في مركب ، و تسمى هذه التفاعلات تفاعلات الإحلال. **وهناك نوعان منهما ،**

أولاً ؛ الإحلال البسيط

ثانياً ؛ الإحلال المزدوج

تفاعل الإحلال البسيط هو ؛ تفاعل تحل فيه ذرات عنصر محل ذرات عنصر آخر في مركب ويمكن تمثيله ب المعادلة العامة التالية ؛



تفاعل الإحلال المزدوج هو ؛ التفاعل الذي يتم فيه تبادل الأيونات بين مركبين و يمكن تمثيله ب المعادلة التالية ؛



إحدى المميزات الأساسية لتفاعلات الإحلال المزدوج هي نوع الناتج المتكون عندما يحدث التفاعل فجميع هذه التفاعلات تنتج ماء أو راسبا أو غازاً.

فالراسب هو ؛ المادة الصلبة التي تنتج خلال تفاعل كيميائي في محلول ما.

الخطوات الأساسية لكتابة المعادلات الكيميائية الموزونة لتفاعلات الإحلال المزدوج

الخطوات	مثال
1. اكتب الصيغ الكيميائية للمتفاعلات في المعادلة الكيميائية.	$Al(NO_3)_3 + H_2SO_4$
2. عيّن الأيونات الموجبة والسالبة في كل مركب.	Al^{3+} و NO_3^- في $Al(NO_3)_3$ H^+ و SO_4^{2-} في H_2SO_4
3. زاوج بين كل أيون موجب والأيون السالب في المركب الآخر.	SO_4^{2-} يتزاوج مع Al^{3+} NO_3^- يتزاوج مع H^+
4. اكتب الصيغ الكيميائية للنواتج مستخدمًا الأزواج في الخطوة 3.	$Al_2(SO_4)_3$ HNO_3
5. اكتب المعادلة الكيميائية الموزونة لتفاعل الإحلال المزدوج.	$Al(NO_3)_3(aq) + H_2SO_4(aq) \rightarrow Al_2(SO_4)_3(s) + HNO_3(aq)$
	$2Al(NO_3)_3(aq) + 3H_2SO_4(aq) \rightarrow Al_2(SO_4)_3(s) + 6HNO_3(aq)$

النواتج المتوقعة لبعض التفاعلات الكيميائية :

نوع التفاعل	المواد المتفاعلة	النواتج المتوقعة	المعادلة العامة
التكوين	• مادتان أو أكثر	• مركب واحد	$A + B \rightarrow AB$
الاحتراق	• فلز و أكسجين • لافلز و أكسجين • مركب و أكسجين	• أكسيد الفلز • أكسيد اللافلز • أكسيدان أو أكثر	$A + O_2 \rightarrow AO$
التفكك	مركب واحد	عنصران أو أكثر و/ أو مركبات أخرى	$AB \rightarrow A + B$
الإحلال البسيط	فلز ومركب لافلز ومركب	مركب جديد والفلز المستعاض عنه مركب جديد واللافلز المستعاض عنه	$A + BX \rightarrow AX + B$
الإحلال المزدوج	مركبان	مركبان مختلفان، أحدهما صلب، أو ماء، أو غاز.	$AX + BY \rightarrow AY + BX$

كيمياء الغازات

المادة في الحالة الغازية تكون على ما يلي:

أ - عنصراً منفرداً مثل معظم اللا فلزات كالنيتروجين والأكسجين والهيدروجين وبعض الهالوجينات مثل (الكلور والفلور) وكبعض الغازات النبيلة مثل الهيليوم..

ب - مركباً من عنصرين أو أكثر مثل معظم مركبات اللا فلزات مع بعضها كثنائي أكسيد الكربون وثنائي أكسيد الكبريت أو ثالث أكسيد الكبريت وثنائي أكسيد النيتروجين وغيرها بالإضافة إلى بعض المركبات الهيدروكربونية الغازية مثل غاز الميثان والإيثان ...

خواص الغازات

1 / تتحرك جزيئات العناصر والمركبات الغازية حركة عشوائية ، وتصطدم مع بعضها ، وقد تتبادل الطاقة فيها بينها..

2 / تتواجد في مسافات كبيرة من بعضها البعض..

3 / طاقتها الحركية كبيرة وكثافتها قليلة والتي تتناسب تناسب طردي مع ازدياد درجات الحرارة..

4 / عامل انضغاطها كبير بالمقارنة بالحالتين السائلة والصلبة ..

وهذه الخاصية لها فوائد عديدة ومنها عند استعمال إطارات العربات التي تنتفخ بضغط الهواء من داخلها .. ويكون الهواء خليطاً من غازات تسلك فيزيائياً بنفس طريقة الأكسجين النقي أو النيتروجين النقي أو أي مادة غازية أخرى .. ويمكن لحجم هواء مقداره مرتين أو ثلاثة مرات من حجم الإطار أن يدفع إلى داخله تحت ضغط .. وإذا ثقب الإطار فإن الهواء الفائض سيدفع للخارج ويميز هذا السلوك جميع الغازات ..

5 / تتمتع بصفة التميع عند ارتفاع الضغط إلى مستويات عالية جداً وإن كان متفاوتاً تبعاً لنوع العنصر أو المركب الغازي ..

ويمكن تقسيم العناصر الغازية والمركبات الغازية على أساس قوى التجاذب بين الجزيئات والحجم الذي يشغله الغاز إلى نوعين:-

أ- الغازات المثالية ولها قوانين خاصة بها..

ب - الغازات الحقيقية والتي لا تنطبق عليها قوانين الغازات المثالية ..

سلوك الغاز الحقيقي قد يقترب من سلوك الغاز المثالي عندما ينخفض الضغط إلى مقدار صغير جداً أو عندما ترتفع درجة الحرارة بمقدار كبير أو بكليهما معاً ..

وبالتالي يمكن دراسة سلوك أي غاز ووصفه عن طريق ثلاث متغيرات وهي الحجم ، درجة الحرارة ، الضغط..

(1) الحجم..

حجم أي مادة هو عبارة عن الحيز الذي تشغله تلك المادة ... فبالنسبة للغازات يكون حجم الغاز هو نفسه مثل حجم الوعاء الموجود فيه ..

(2) درجة الحرارة ..

التدرج العالمي لقياس درجة الحرارة هو تدرج مطلق بمعنى أنه يبدأ من الصفر المطلق .. أن الصفر المطلق هو أدنى مدى لدرجة الحرارة ويُسمى هذا التدرج بتدرج كالفن وتستعمل تدرجات أخرى لدرجات الحرارة مثل التدرج السيليزيوس أو السنتيجراي وكذلك التدرج الفهرنهيي ..

(3) الضغط ..

يتغير الضغط الجوي تبعاً للارتفاع عن مستوى سطح البحر .. ويُعرّف الضغط الجوي القياسي بأنه الضغط الذي يحمل عموداً من زئبق ارتفاعه 760 ملم عند صفر درجة مئوية عند مستوى سطح البحر ..

:::كيفية قياس ضغط الغاز:::

يمكن استخدام جهاز المانومتر لقياس ضغوط الغازات شرط أن لا يتعدى واحداً من الضغط الجوي ..

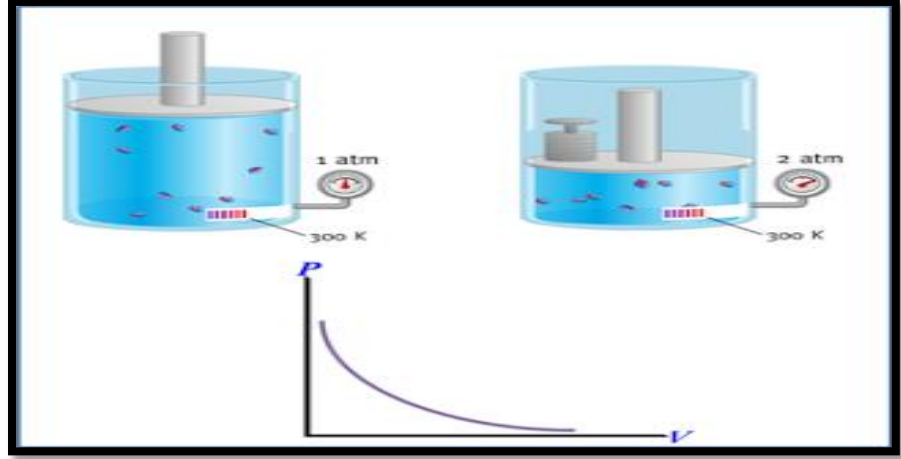
:::جهاز المانومتر..

يتكون المانومتر من أنبوب على شكل حرف U يتصل أحد طرفيه بالإتاء المراد قياس ضغط الغاز به بينما يتصل الطرف الآخر بالجو .. ويوضع زئبق داخل الأنبوب لكي يملأ نصف ارتفاع كل من الطرفين ويقاس ضغط الغاز داخل الإتاء بالفرق بين ارتفاع الزئبق في طرفي الأنبوب مضافاً إليه الضغط الجوي ..

وأستعمال المانومتر يكون للضغوط الصغيرة نسبياً أما في الضغوط العالية فيمكن قياسها بصفيحة رقيقة من معدن يتمدد تحت ضغط الغاز وهذا التمدد يحرك مؤشر يتحرك على لوحة ذات تدرج تمت معايرته لقياس الضغوط العالية ..

... "*" ~ "*" ~ "*" ...

1- قانون بويل "العلاقة بين حجم الغاز و الضغط:"



لا يخلو قياس من قوانين
الغازات والرسوم البيانية
والعلاقات والمسائل كل
سنة يتكرر هذا الدرس

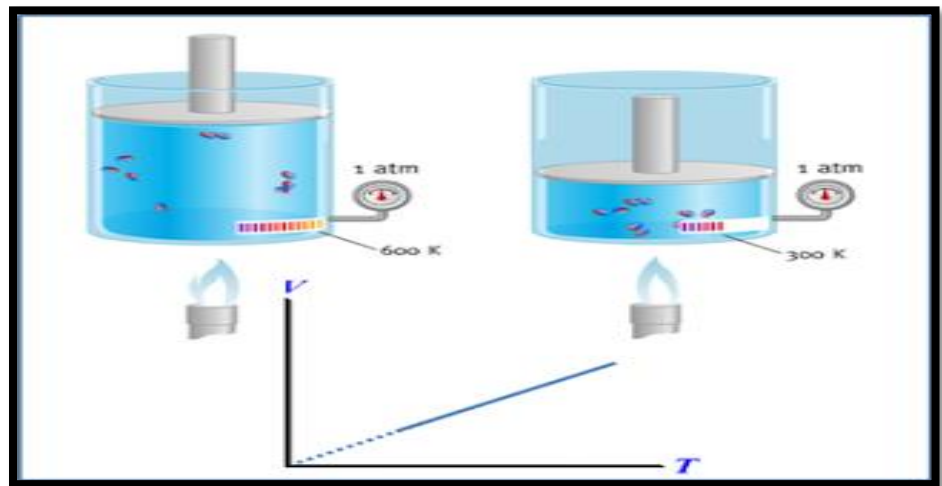
"إن حجم كمية من الغاز يتناسب عكساً مع الضغط عند درجة حرارة ثابتة"

$$V \sim 1/P \quad : \quad P.V = k \quad : \quad \text{أي أن}$$

وعند تغير ضغط الغاز والحجم فقط من قيم بدائية إلى قيم نهائية :

$$P_1.V_1 = P_2.V_2$$

2- قانون شارل "العلاقة بين الحجم و درجة الحرارة:"



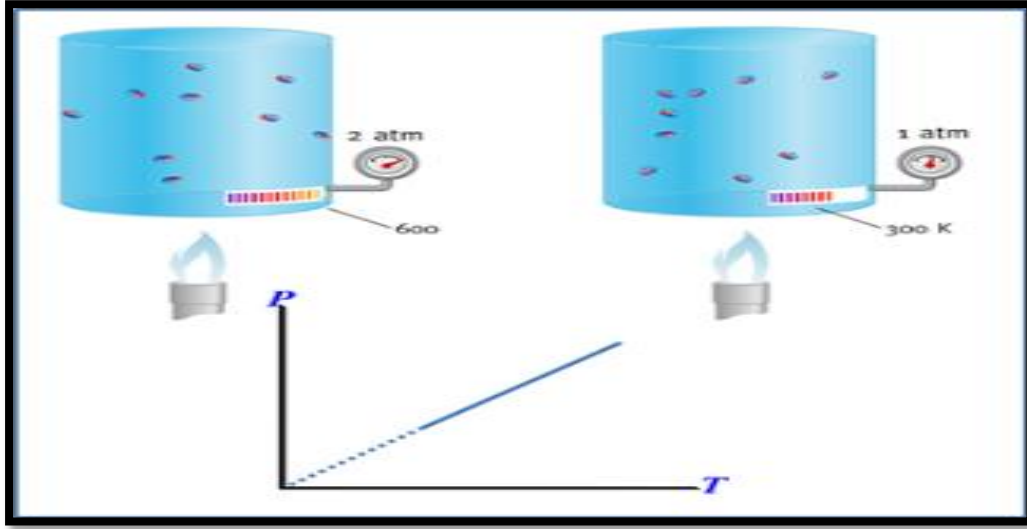
"إن حجم كمية من الغاز يتناسب طردياً مع درجة الحرارة المطلقة تحت ضغط ثابت "

$$V \sim T \quad : \quad V = k.T \quad : \quad \text{أي أن}$$

وعند تغير حجم الغاز و درجة الحرارة فقط من قيم بدائية إلى قيم نهائية :

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

3- قانون جاي - لوساك "العلاقة بين الضغط و درجة الحرارة:"



"إن ضغط كمية من الغاز يتناسب طردياً مع درجة الحرارة المطلقة تحت حجم ثابت "

$$P \sim T \quad : \quad P = k.T \quad : \quad \text{أي أن}$$

وعند تغير ضغط الغاز و درجة الحرارة المطلقة فقط من قيم بدائية إلى قيم نهائية :

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$$

4- القانون العام للغازات "العلاقة بين الحجم والضغط ودرجة الحرارة"

بدمج القوانين الثلاثة الأخيرة نجد أن من أجل كمية معينة من الغاز :

$$P \cdot V / T = k$$

أي عند تغير الضغط والحجم و درجة الحرارة المطلقة فقط من قيم بدائية لقيم نهائية يكون:

$$\frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{P_2 \cdot V_2}{T_2}$$

ملاحظات

- 1- قيم الضغط والحجم في طرفي معادلة أي من قوانين الغازات يجب أن تكون بنفس الوحدة .
- 2- درجة الحرارة يجب أن تقاس بوحدة الكلفن في قوانين الغازات
- 3- للتحويل من الدرجة المئوية إلى الدرجة المطلقة : $T = (t \text{ } ^\circ\text{C} + 273) \text{K}$
- 4- توضح معاملات المعادلة الكيميائية الموزونة اعداد المولات وكذلك اعداد الحجوم .
- 5- في المسائل اذا اعطانا كمية الغاز فهي تعنى (الكتلة أو عدد المولات)

تمرين: اذا كان حجم كمية من غاز ما تحت ضغط 110 kPa ودرجة حرارة 30 °C يساوي 2.00 L وارتفعت درجة الحرارة الى 80.0 °C وزاد الضغط واصبح 440 KPa فما مقدار الحجم الجديد ؟

المعطيات : $P_1 = 110 \text{ KPa}$, $P_2 = 440 \text{ KPa}$

$V_1 = 2 \text{ L}$, $V_2 = ?$

$T_1 = 30 + 273 = 303 \text{ K}$, $T_2 = 80 + 273 = 353 \text{ K}$

الحل :

لايجاد V_2 وسطين في طرفين

$$\frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{P_2 \cdot V_2}{T_2}$$

$$V_2 = \frac{P_1 \cdot V_1 \cdot T_2}{P_2 \cdot T_1}$$

$$V_2 = 110 (2)(353) / 440(303) = 0.58 \text{ L}$$

الخلاصة :

القانون	العوامل الثابتة	العوامل المتغيرة	نوع العلاقة	العلاقة في صورتها الرياضية
قانون بويل	*درجة الحرارة *كمية الغاز	*الحجم *الضغط	عكسية	$P_1V_1=P_2V_2$
قانون شارل	*كمية الغاز *الضغط	*الحجم *درجة الحرارة	طردية	$V_1/t_1=V_2/T_2$
قانون جاي لوساك	*الحجم *كمية الغاز	*الضغط *درجة الحرارة	طردية	$T_1/p_1=T_2/p_2$
قانون العام للغازات	*كمية الغاز	*الضغط *الحجم *درجة الحرارة	(عكسية) مع الضغط والحجم (طردية) مع درجة الحرارة	$P_1V_1/T_1=P_2V_2/T_2$

علاقات المول في التفاعلات الغازية وحساباتها ..

إذا اشترك غاز في تفاعل ما وأردنا حساب الكميات المتفاعلة وجدنا أنه يعتمد على أساسين:

الأول : يعتمد على علاقات حجوم الغازات بأوزان المواد المتفاعلة معها..

الثاني : يعتمد على حساب حجوم الغازات من حجوم غازات متفاعلة معها...

...!!!*!!*!!*!!!...

وينص على أن: الضغط الكلي لمزيج غازي يساوي مجموع الضغوط الجزئية المستقلة التي يحدثها كل غاز وحسب العلاقة التالية ..

$$P_{total} = p_1 + p_2 + \dots + p_n$$

حيث ان : p_1, p_2, \dots, p_n يمثل الضغط الجزئي لكل غاز في المخلوط

...!!*!!قانون جراهام لنفاذ الغازات وانتشارها!!*!!...

ينص قانون غراهام أن معدل تدفق غاز ما يتناسب عكساً مع الجذر التربيعي للكتلة المولية له، أي إذا كانت الكتلة المولية لغاز أ أكبر بأربع مرات من غاز آخر ب، فإن معدل تدفق أ خلال فتحة صغيرة سيكون نصف معدل تدفق ب.

$$\frac{\text{Rate}_1}{\text{Rate}_2} = \sqrt{\frac{M_2}{M_1}}$$

حيث ان :

Rate1 معدل تدفق الغاز A ، Rate2 معدل تدفق الغاز B

M₂ الكتلة المولية للغاز B ، M₁ الكتلة المولية للغاز A

"~"~"~" الانحراف عن قوانين الغازات "~"~"~"

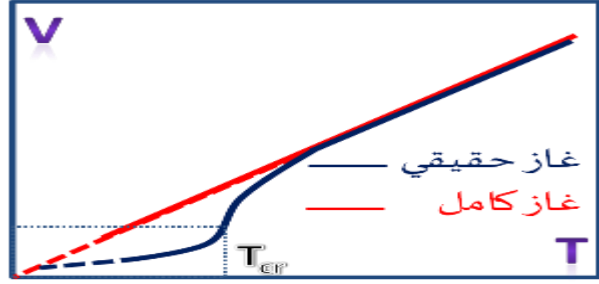
في الغاز المثالي : 1) هو غاز ذو جزيئات نقطية - أي ذات حجم مهمل أمام الحجم الذي يشغله الغاز -
و أنها جزيئات لا يوجد بينها تأثير متبادل - أي لا وجود لقوى تنافر أو تجاذب بينها -ولكن ...وجد
عملياً أن الغازات بصورة عامة لا تنطبق عليها قوانين الغازات الكاملة بشكل دائم وتعاني شذوذاً
"انحرافاً" عن هذه القوانين .

اذن الغاز الحقيقي لا يخضع خضوعاً تاماً لفروض النظرية الحركية الجزيئية للغازات .
و بهذا يعرف الغاز الحقيقي بأنه : غاز لجزيئاته حجماً معتبراً و بينها قوى تأثير متبادل معتبرة
ملاحظة : نقصد بالمقدار المعتبر أنه مقدار صغير ولكنه غير مهمل .

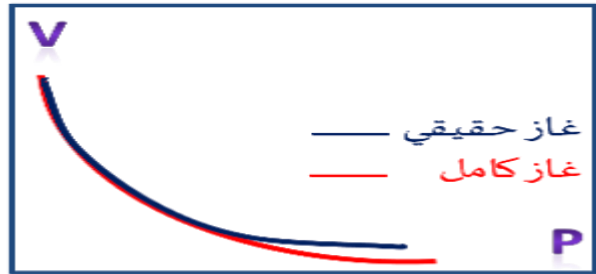
***توضيح شذوذ الغاز الحقيقي عن السلوك المثالي :**

- الشذوذ عن قانون شارل :

و الذي يوضح العلاقة بين الحجم ودرجة الحرارة عند ثبات الضغط :



- لاحظ أن الغاز الحقيقي **يتقلص بشكل أكبر في حال التبريد..**
- لأنه في درجات الحرارة المنخفضة تتناقص سرعة الجزيئات الغازية فيكون لقوى التجاذب تأثير أكبر مما يؤدي لتقارب الجزيئات بشكل أكبر .
- **الشذوذ عن قانون بويل :** والذي يوضح علاقة الحجم بالضغط عند ثبات درجة الحرارة :

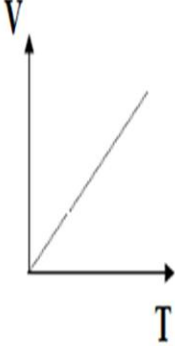
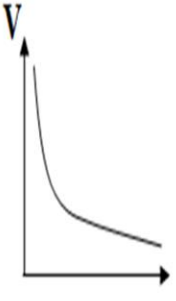
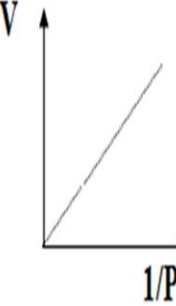
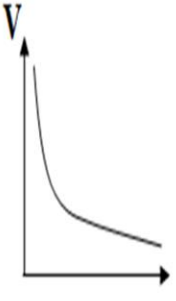
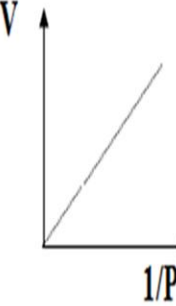


- لاحظ أن الغاز الحقيقي يكون تقلصه **نتيجة زيادة الضغط** يكون أقل في حال الضغوط المرتفعة
- و ذلك بأن حجم جزيئات الغاز يقاوم الانضغاط عند تقارب هذه الجزيئات حيث يزداد تأثير قوى التنافر ما بين الجزيئات .

سؤال هل تنطبق قوانين الغاز المثالي على الغازات الحقيقية ؟ أو متى تكون يسلك الغاز الحقيقي سلوكاً مثالياً ؟

- يسلك الغاز الحقيقي سلوكاً مثالياً بشكل مقبول وذلك عند :
 - أ- درجات الحرارة المرتفعة مقارنةً بدرجة الحرارة الحرجة للغاز.
 - ب- الضغوط غير المرتفعة من رتبة عدة أجواء .
- **درجة الحرارة الحرجة :** هي درجة الحرارة التي لا يمكن تسهيل الغاز فوقها مهما كان الضغط المطبق .
- **شروط تسهيل الغاز :** نستطيع تسهيل الغاز بأن نحقق الشرطين :
 - 1- التبريد الشديد إلى ما دون درجة الحرارة الحرجة حتى تقلل من سرعة حركة الجزيئات بشكل كبير .
 - 2- تطبيق ضغط مرتفع جداً حتى تتقارب جزيئات الغاز .

قوانين الغازات

القانون العام للغازات	قانون دالتون للضغوط الجزئية	مبدأ أفوجادرو : تحت الظروف	قانون شارل : عند ثبوت الضغط فإن	قانون بويل : عند ثبوت درجة الحرارة فإن				
$\frac{P_1 \times V_1}{T_1} = \frac{P_2 \times V_2}{T_2}$ <p>المعادلة العامة للغازات</p> $P.V = n.R.T$ <p>ملاحظات :</p> <p>1- P الضغط ويجب ان يكون atm</p> <p>2- V حجم الغاز ويجب ان يكون بالتر L</p> <p>3- n عدد المولات mol</p> <p>4- R الثابت العام للغازات = (0.082)</p> <p>5- T درجة الحرارة المطلقة K</p>	<p>الضغط الكلي لخليط من الغازات لا يتفاعل مع بعضها يساوي مجموع الضغوط الجزئية لمكونات الخليط .</p> $P_T = P_1 + P_2 + P_3 + \dots$ <p>الضغط الجزئي: الضغط الذي يحدثه احد مكونات خليط من الغازات على جدران نفس الوعاء كما لو كان بمفرده تحت نفس الظروف</p> <table border="1"> <tr> <td>P_a</td> <td>$=$</td> <td>$n_a \cdot$</td> <td>$\frac{R.T}{V}$</td> </tr> </table>	P_a	$=$	$n_a \cdot$	$\frac{R.T}{V}$	<p>نفسها من الضغط ودرجة الحرارة تحتوي الحجوم المتساوية من الغازات المختلفة على العدد نفسه من الجزيئات</p> <p>قانون أفوجادرو : عند ثبوت الضغط ودرجة الحرارة فإن حجم الغاز يتناسب طرديا مع عدد مولات الغاز الموجودة في هذا الحجم</p> $V \propto n$ $V/n = K$ $V_1/n_1 = V_2/n_2$ <p>الحجم المولي : الحجم الذي يشغله المول الواحد من الغاز في الظروف القياسية من الضغط ودرجة الحرارة = 22.4 لترا</p> $V_{S.T.P} = n \times 22.4$	<p>حجم كمية معينة من الغاز يتناسب طرديا مع درجة حرارته المطلقة</p> $V \propto T$ $V/T = K$ $V_1/T_1 = V_2/T_2$  <p>قانون جاي لوساك : عند ثبوت الحجم فإن ضغط كمية معينة من الغاز يتناسب طرديا مع درجة حرارته المطلقة</p> $P \propto T$ $P/T = K$ $P_1/T_1 = P_2/T_2$  	<p>الحرارة فإن حجم كمية معينة من الغاز يتناسب عكسيا مع ضغط الغاز</p> $V \propto 1/P$ $P.V = K$ $P_1 V_1 = P_2 V_2$  
P_a	$=$	$n_a \cdot$	$\frac{R.T}{V}$					

تذكر : **الضغط** : هو القوة المؤثرة على وحدة المساحة . والوحدة الدولية له هي الباسكال ويستخدم الضغط الجوي حيث $1 \text{ atm} = 76 \text{ cmHg} = 760 \text{ mmHg} = 760 \text{ torr}$

الحجم : مقدار ما يشغله الجسم من حيز في الفراغ . والوحدة الدولية له m^3 ويستخدم اللتر = $1000 \text{ سم}^3 = 1000 \text{ مل}$

درجة الحرارة : تعبير عن حالة الجسم من حيث البرودة والسخونة والوحدة الدولية الكلفن K حيث $(T \text{ K} = t^\circ \text{C} + 273)$

الصفر المطلق : درجة الحرارة التي يتلاشى عندها حجم الغاز نظريا . (وتعادل $0 \text{ K} = -273^\circ \text{C}$)

الغاز المثالي : غاز افتراضي يتبع في سلوكه معادلة الغاز المثالي تحت كل الظروف من الضغط ودرجة الحرارة دون حيود .

ملاحظات : قيم الثابت R تتغير بتغير الضغط :

وحدات R	قيم R
L.atm / mol . K	0.0821
L. kPa / mol . K	8.314
L . mmHg / mol .K	62.4

قانون يربط بين الكتلة المولية والكثافة في الغاز المثالي :

$$PV = nRT \quad , \quad n = m/M \quad , \quad PV = \frac{m}{M} RT$$

اذن تصبح العلاقة على النحو التالي :

$$M = \frac{mRT}{PV} \quad , \quad D = m/V \quad , \quad M = \frac{DRT}{P} \quad , \quad D = \frac{MP}{RT}$$

معلومات مهمة :

- 1- يستخدم غاز ثاني أكسيد الكربون في طفاية الحريق حيث يحل محل الأوكسجين لانه لا يشتعل وله تاثيره كمبرد نتيجة تمدده بسرعة أثناء إطلاقه .
- 2- كثافة غاز ثاني اوكسيد الكربون اكبر من كثافة الهواء .
- 3- يتحول غاز النيتروجين الى سائل عند درجة حرارة (-196 °C) حيث يستطيع حفظ العينات البيولوجية ومنها أنسجة الجسم لإجراء البحوث و الإجراءات الطبية .
- 4- يستخدم البروبان كوقود للطبخ .
- 5- تعد الامونيا مادة أساسية لإنتاج الأسمدة الغنية بالنيتروجين مما يؤدي الى تحسين مستوي التربة للزراعة

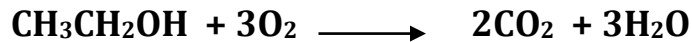
مسائل تطبيقية :

مسألة ١ / إذا كانت الكتلة المولية للامونيا هي 36.0 g/mol والكتلة المولية لكلوريد الهيدروجين 144 g/mol فاحسب نسبة معدل انتشارهما :

الحل : نطبق قانون جرهام للانتشار الغازات

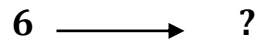
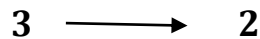
$$\frac{\text{معدل انتشار NH}_3}{\text{معدل انتشار HCL}} = \frac{\text{Rate1}}{\text{Rate2}} = \sqrt{\frac{M_2}{M_1}} = \sqrt{\frac{144}{36}} = \sqrt{4} = 2$$

مسألة ٢ / يحترق الايثانول ليكون غاز ثاني اوكسيد الكربون وبخار الماء وفقا للمعادلة الكيميائية الموزونة الاتية :



ما حجم غاز ثاني اوكسيد الكربون الناتج اذا استخدم 6L من غاز الاوكسجين في التفاعل ؟

الحل : من معاملات المعادلة نلاحظ ان النسبة الحجمية لغاز O_2 الى CO_2



وسطين في طرفين فيصير : $4\text{L} = 3 \div 12 = 3 \div (2 \times 6)$

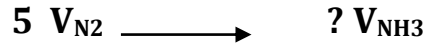
مسألة ٣ : تحضر الامونيا من غاز الهيدروجين وغاز النيتروجين وفق المعادلة :



إذا تفاعل 5.00 L من غاز النيتروجين تماما مع غاز الهيدروجين عند ضغط 3.00 atm ودرجة حرارة 298 K فما كمية الامونيا (g) التي تنتج عن التفاعل ؟

المعطيات : $V_{\text{N}_2} = 5 \text{ L}$, $P = 3 \text{ atm}$, $T = 298 \text{ K}$, $m_{\text{NH}_3} = ?$

من المعادلة نوجد حجم الامونيا بالمقارنة مع النيتروجين :



وسطين في طرفين لايجاد حجم الامونيا $V_{\text{NH}_3} : 10 \text{ L} = 1 \div 5 \times 2$

المطلوب كتلة الامونيا نستطيع ايجادها من خلال تطبيق قانون الغازات العام مع ملاحظة اخذ حجم الامونيا وليس حجم النيتروجين :

$$PV = \frac{m}{M} RT$$

اذن تصبح العلاقة : $m_{\text{NH}_3} = P \cdot V_{\text{NH}_3} \cdot M_{\text{NH}_3} / RT$

كتلة غاز الامونيا $m = (298 \times 0,082) \div (14 + 1 \times 3) \times 10 \times 3 =$

$21 \text{ g} =$ تقريبا $20,8 \text{ g} = 24,5 \div (17 \times 30) =$

مثال ٤ : اذا كان حجم الاوكسجين ٢٢,٤ لتر ودرجة حرارته صفر منوي وثابت الغاز ٠,٠٨٢ فما ضغط ٣٢ جم من الاوكسجين (O₂) .

الحل : $p \times V = n \times R \times T$

كل المعاملات لها قيم عدا عدد المولات

عدد المولات $n = \text{وزن المادة} \div \text{الوزن الجزيئي} = 32 \div (16 \times 2) = 1$ مول

درجة الحرارة بالكلفن = صفر + ٢٧٣ = ٢٧٣ كلفن

بعدها تطبيق مباشر بالقانون :

$$0,082 \times 273 \times 1 = 22,4 \times P$$

$$22,4 = 22,4 \times P$$

$$1 = 22,4 \div 22,4 = P$$

مثال ٥ : ما حجم ١٦ جم من الاوكسجين عند الظروف المعيارية ؟

الحل : حجم الغاز باللتر = عدد المولات $\times 22,4$

عدد المولات = $16 \div 32 = 0,5$ مول

اذن حجم غاز الاوكسجين عند الظروف المعيارية = $22,4 \times 0,5 = 11,2$ لتر

ملاحظة (الظروف المعيارية هي ١ ضغط جوي وصفر منوي)

الكيمياء التحليلية

المحاليل

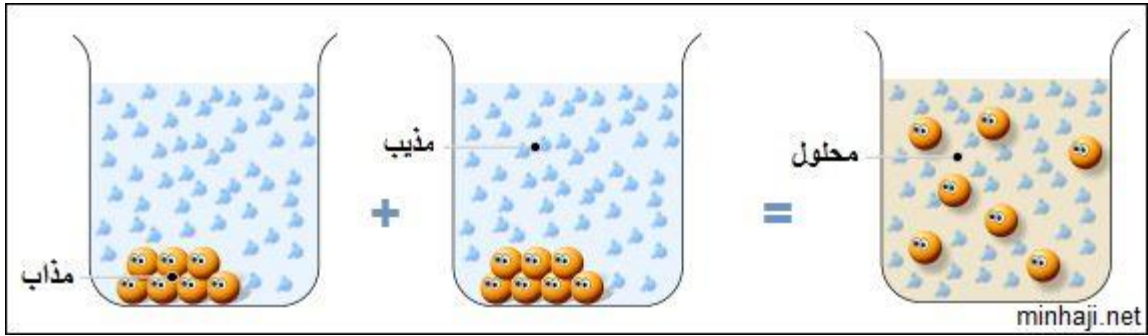
عند إذابة مقدار ملعقة من السكر (مذاب) في كأس ماء (مذيب) يتكون ما يعرف بالمحلول، ويكون توزيع جزيئات المادة المذابة في المحلول توزيعاً منتظماً (متجانساً)

تعريفات

المذاب: المادة الموجودة في المحلول بنسبة أقل .

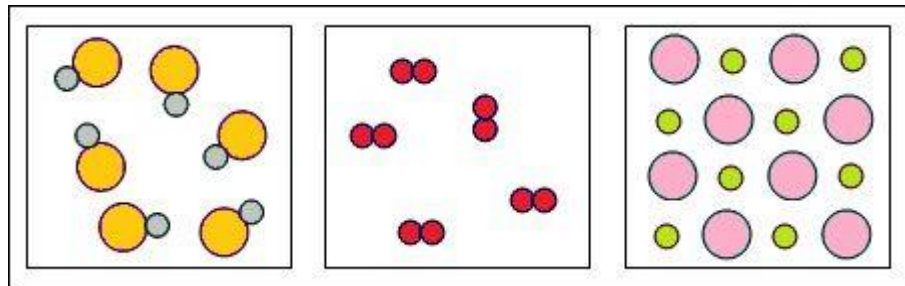
المذيب: المادة الموجودة في المحلول بنسبة أعلى .

المحلول: مزيج متجانس يتألف من مذيب ومذاب، ويكون توزيع المذاب فيه منتظماً.



أشهر أنواع المحاليل هي المحاليل المائية، ويكون فيها الماء مذيباً دائماً بغض النظر عن نسبته في المحلول.

سؤال / يُمثل الشكل التالي نماذج لمكونات عددٍ من المواد. صنّف هذه المواد إلى: عنصر، مركب، محلول.



الجواب: محلول ، عنصر ، مركب

تصنيف المحاليل

تصنف المحاليل تبعاً للحالة الفيزيائية للمذيب إلى ثلاثة أنواع:

1- محاليل سائلة.

2- محاليل صلبة.

3- محاليل غازية.

الجدول التالي يمثل أنواع المحاليل والأمثلة على كل نوع.

حالة المحلول	حالة المذاب	حالة المذيب	أمثلة
سائل	غاز	سائل	الأكسجين في الماء
	سائل	سائل	الكحول الإيثيلي في الماء
	صلب	سائل	السكر في الماء
غاز	غاز	غاز	الأكسجين في الهواء
	سائل	غاز	قطرات الماء في الجو
	صلب	غاز	حبيبات الغبار في الهواء
صلب	غاز	صلب	الهيدروجين في البلاديوم
	سائل	صلب	الزئبق في الفضة (مملغم الاسنان) .
	صلب	صلب	السبائك الفلزية كال فولاذ

لاحظ من الجدول أن حالة المذيب تكون شبيهة بحالة المحلول.

أنواع المحاليل

(أ) بالنسبة لحجم الذرات أو الجزيئات للمادة المذابة :

(1) **محاليل حقيقية** : وهي المحاليل التي تمر من ورقه الترشيح بسهولة مثل كلوريد الصوديوم **ويعد مخلوطا متجانسا . مثل الأحجار الكريمة والسبائك وماء البحر والفولاذ محاليل متجانسة .**

(2) **محاليل معلقة** : وهي المحاليل التي يمكن أن نرى المادة المذابة عالقة بالمحلول بالعين المجردة ولا تمر من ورقة الترشيح وتترسب بالترويق إذا تركت فترة دون تحريك ومثالها الرمل في الماء . **ويعد مخلوطا غير متجانس مثل ماء الوحل ، والغبار في الهواء**

(3) **محاليل غروية** : وهي محاليل التي لا يمكن فصلها بالترشيح او بالترويق يتكون من جسيمات متوسطة الحجم تتراوح اقطارها ما بين 1nm و 1000nm **ويعد مخلوطا غير متجانس .مثل الحليب**

ب) بالنسبة لتركيز المذاب في المحلول

(1) **محاليل مشبعة** : وهي المحاليل التي تكون فيها عدد الجزيئات الذائبة مساو لعدد الجزيئات المترسبة أي إن المحلول يكون في حالة اتزان مع الجزيئات الغير ذائبة عند درجة حرارة معينة

(2) **محاليل غير مشبعة** : وهي المحاليل التي تكون فيها كمية المذاب أقل منها في حالة المحلول المشبع أي إن للمذيب القدرة على إذابة كمية أخرى من المذاب

(3) **محاليل فوق مشبعة** : وهي المحاليل التي تكون فيها كمية المذاب أكبر منها في حالة المحلول المشبع

ويختص

(محلول مشبع)	عدد الجزيئات الذائبة = عدد الجزيئات المترسبة
(محلول فوق مشبع)	عدد الجزيئات الذائبة < عدد الجزيئات المترسبة
(محلول غير مشبع)	عدد الجزيئات الذائبة > عدد الجزيئات المترسبة

ملاحظة :

١- يعتبر العالم الاسكتلندي روبرت براون اول من لاحظ الحركة العشوائية لحبوب اللقاح المتناثرة في الماء **فاسمى تلك الحركة ب (الحركة البراونية)** وتعرف ب حركة عشوائية لجسيمات المذاب في المخاليط الغروية السائلة ، وهي تمنع جسيمات المذاب من الترسيب في المخلو ط .

٢- تعمل جسيمات المذاب في المخلو ط الغروي على تشتيت الضوء وكذلك المخاليط المعلقة الا ان المحاليل الحقيقية لا تعمل عل تشتيت الضوء **تسمى هذه الظاهرة بتاثير تندال** . وتعرف بانها : تشتيت الضوء بفعل جسيمات المذاب في المخلو ط الغروي والمعلق .

طرق فصل المخاليط غير المتجانسة

يطبق عملياً عدة طرائق لفصل مكونات المخلو ط غير المتجانس، وهي:



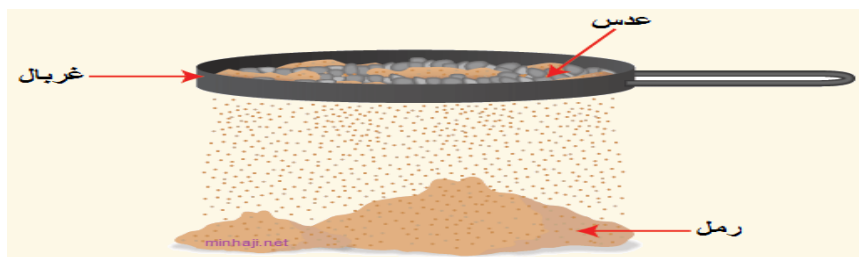
طرق فصل مكونات المخاليط غير المتجانسة الصلبة

أولاً: الالتقاط باليد

وتستخدم لفصل مكونات المخلو ط كبيرة الحجم، كفصل مكونات المكسرات، وفصل خليط الحصى وحبوب الحمص.

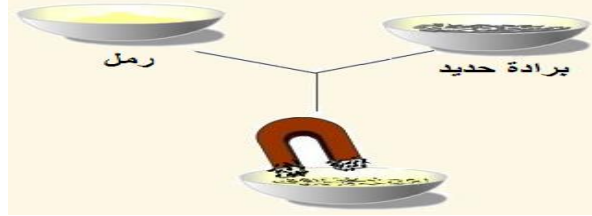
ثانياً: الغربة

وتستخدم لفصل مكونات المخلو ط الأصغر حجماً، كفصل حبوب العدس عن الرمل.



ثالثاً: الفصل بالمغناطيس

وتستخدم لفصل مكونات المخلوط إذا كان أحد المكونات يجذب للمغناطيس، كفصل الرمل عن برادة الحديد.



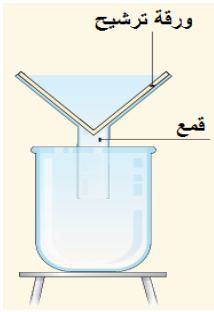
طرق فصل مكونات المخاليط غير المتجانسة إذا كان أحد مكوناته سائلاً

أولاً: الترويق

وتستخدم لفصل مادة صلبة غير ذائبة في الماء، كفصل مسحوق الطباشير عن الماء حيث يترك الخليط مدة من الزمن فيترسب مسحوق الطباشير في أسفل الوعاء.

ثانياً: الترشيح

وتستخدم لفصل مادة صلبة غير ذائبة في الماء عن الماء فصلاً تاماً، كفصل مسحوق الطباشير عن الماء بسكب الخليط داخل قمع به ورقة ترشيح مسامية، فتسمح ورقة الترشيح للماء بالمرور، وتحجز مسحوق الطباشير فوق ورقة الترشيح.



طرق فصل المخاليط المتجانسة (المحاليل)

يطبق عملياً عدة طرائق لفصل مكونات المخلوط المتجانس، وهي:

أولاً: التبخير

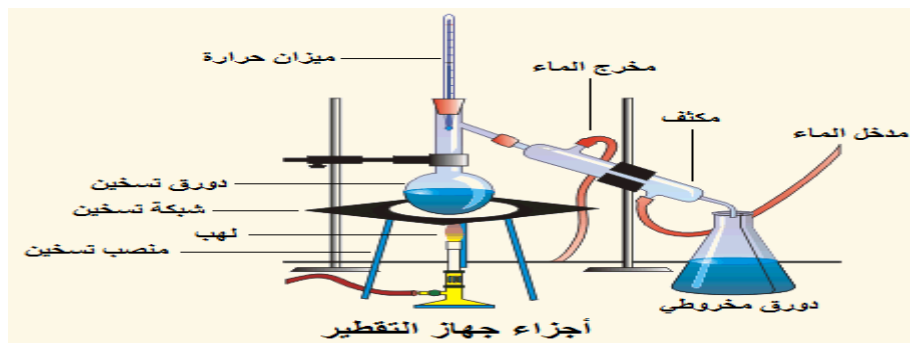
وتستخدم لفصل مادة ذائبة في الماء كملح الطعام عن الماء، وتتم بتسخين محلول الملح فيتبخر الماء ويبقى الملح في الدورق.

أهمية طريقة التبخير

تستخدم طريقة التبخير في الحصول على الأملاح من مياه البحر الميت، حيث يضخ الماء في أحواض مكشوفة معرضة لأشعة الشمس تُسمى الملاحات، فتنفصل الأملاح بعد فترة.

ثانياً: التقطير

وتستخدم لفصل مادة ذائبة في الماء كملح الطعام عن الماء كلاً على حده، وتتم بتسخين محلول الملح في جهاز التقطير، وتكثيف البخار عن طريق تبريده، فنحصل على الماء في دورق، ويبقى الملح في دورق التسخين.



باختصار / يستخدم لفصل معظم المخاليط المتجانسة، من خلال الاعتماد على اختلاف درجات الغليان للمواد، حيث يسخن المخلوط وتغلي المادة التي درجة غليانها أقل أولاً، ثم تتحول إلى بخار وتتكاثف بالتبريد ويتم تجميعها على شكل سائل في إناء مناسب.

أهمية طريقة التقطير

تستخدم طريقة التقطير في الحصول على الماء الصالح للشرب من مياه البحار والمحيطات، كما يحصل في بعض بلدان الخليج العربي، وتُعرف هذه الطريقة بتحلية مياه البحر.

ثالثاً : الطريقة الكروماتوجرافيا:

تعرف باسم التحليل الاستشرابي (او عملية فصل الألوان) تتم باستخدام ورق الكروماتوجرافيا، وتستخدم لفصل مكونات المخلوط بناءً على قابلية انجذاب كل مادة من مواد المخلوط (الطور المتحرك ، والذي يتكون عادةً من مادة سائلة أو غازية) إلى سطح المادة الأخرى (الطور الثابت، الذي يتكون عادةً من مادة صلبة)، وبشكل عام تبدأ المادة ذات قوى التماسك الأقل بالتباعد أولاً، ثم تليها المادة ذات قوى التماسك الأكبر.

معلومة / يفصل الحبر باستخدام الطريقة الكروماتوجرافية .

رابعاً : التبلور

عملية البلورة : تستخدم للحصول على مادة صلبة ونقية من المحلول، من خلال إضافة أكبر قدر ممكن من المادة المذابة إلى المحلول، ثم تعريض المحلول للحرارة حتى يتبخر السائل ويزداد تركيز المادة المذابة وترسبها على شكل بلورات

خامساً / التسامي: تستخدم لفصل الخليط المكون من مادتين صلبتين، تملك إحداها القدرة على التسامي والتبخر دون أن تنصهر أي من دون أن تمر بالحالة السائلة.

• طرق التعبير عن كمية المذاب والمذيب في المحلول

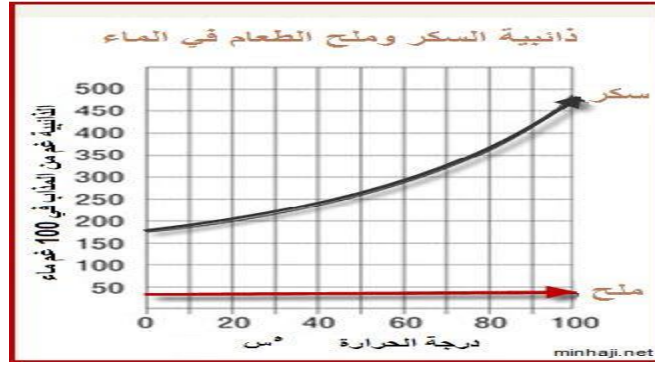
1- التركيز. 2- الذائبية.

الذوبانية:

الذوبانية تعني مدى قابلية المذاب للذوبان في مذيب معين.

الذوبانية: هي كتلة المذاب بالجرام التي تذوب في 100 g من المذيب لتكوين محلول مشبع عند الظروف القياسية.

هل تتساوى المواد في الذائبية؟ لا تذوب المواد في الماء بالنسبة نفسها، فهناك مواد أكثر ذوباناً من مواد أخرى، فمثلاً تذوب كميات أكبر من السكر في الماء من كمية ملح الطعام.



العوامل التي تؤثر على الذوبانية:

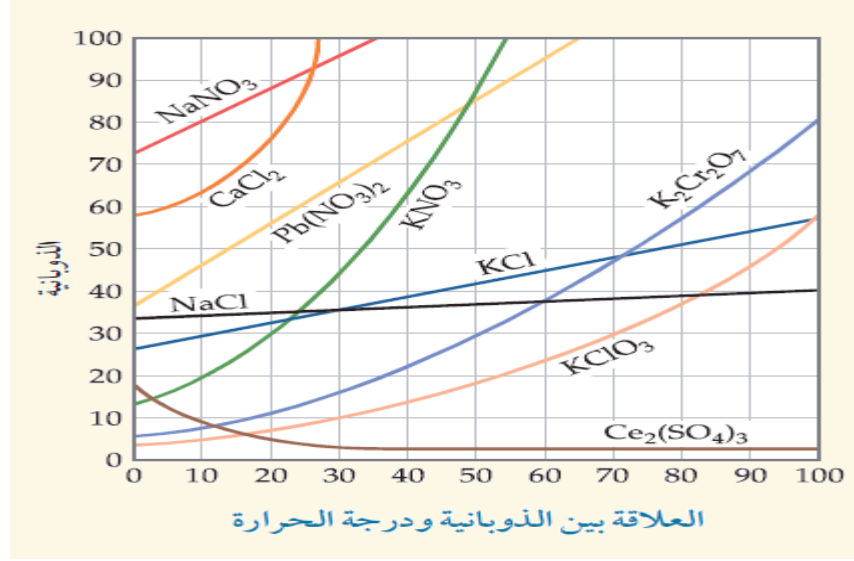
1- طبيعة المذاب والمذيب.

الذوبانية في الكحول الإيثيلي g/100g عند درجة (20°C)	الذوبانية في الماء g/100g عند درجة (20°C)	الملح
3.8	192	نترات الأمونيوم NH_4NO_3
47.6	6.5	كلوريد الزئبق HgCl_2

نلاحظ من الجدول : تذوب نترات الأمونيوم وكلوريد الزئبق في الماء لأنهما مركبان أيونيان، إلا أن ذوبانية كلوريد الزئبق أقل في الماء لأنه أقل قطبية من نترات الأمونيوم، وتكون ذوبانيته أكبر في الكحول الإيثيلي الأقل قطبية من الماء.

٢- درجة الحرارة.

انظر إلى منحنى العلاقة بين الذوبانية ودرجة الحرارة لبعض الملاح ولاحظ ما يلي:



مهم فهم هذا
الجدول
جاء مرة بقياس

- أ- تزداد ذوبانية معظم الأملاح بزيادة درجة الحرارة مثل نترات البوتاسيوم.
- ب- يكون تأثير درجة الحرارة على ذوبانية بعض الأملاح ضعيفاً مثل كلوريد الصوديوم.
- ج- تقل ذائبية بعض الأملاح بزيادة درجة الحرارة مثل ملح كبريتات السيزيوم.

العوامل المؤثرة في ذائبية المواد الصلبة في الماء

- 1- نوع المذاب: تغيير مادة المذاب يُغيّر من الذائبية.
- 2- درجة الحرارة: زيادة درجة الحرارة تزيد من ذائبية المواد الصلبة في الماء.

ذائبية الغازات في الماء

تتأثر ذائبية الغازات في الماء بتأثير ثلاثة عوامل هي:

- 1- طبيعة الغاز.
- 2- درجة الحرارة: فبزيادة درجة الحرارة تقل ذائبية الغاز في الماء.
- 3- الضغط الواقع على الغاز: فبزيادة الضغط على الغاز تزداد ذائبية في الماء.

قانون هنري ينص على : ان ذائبية (s) الغاز في سائل عند درجة حرارة معينة تتناسب طرديا مع ضغط الغاز (p) الموجود فوق السائل .

ويمثل بالمعادلة التالية :

$$\frac{S_1}{P_1} = \frac{S_2}{P_2}$$

مسألة : اذا ذاب 0.85 من غاز ما عند ضغط مقداره 4.0 atm في 1.0 L من الماء عند درجة حرارة 25 C فكم يذاب منه في 1.0 L عند ضغط مقداره 1.0 atm ودرجة الحرارة نفسها ؟

المعطيات : $S_1 = 0.85 \text{ g/L}$, $P_1 = 4 \text{ atm}$, $P_2 = 1 \text{ atm}$
المطلوب : $S_2 = ?$

الحل : $S_1 / P_1 = S_2 / P_2$

$$S_2 = S_1 \times P_2 / P_1 = 0.85 (1) / 4 = 0.21 \text{ g/L}$$

تركيز المحلول:

يعبر عن النسبة بين كمية المذاب وحجم المحلول.

$$\text{تركيز} = \frac{\text{كمية المذاب}}{\text{حجم المحلول}}$$

ويمكن التعبير عن تركيز المحاليل بإحدى الطرق الآتية :

1- طريقة النسبة المئوية % (V/V - W/W - W/V) :

(أ) النسبة المئوية الوزنية W/W : عدد جرامات المذاب في 100 مللتر من المحلول

(محلول مائي تركيزه مثلاً 2% وزناً؛ هذا يعني أن كتلة المذاب 2 جرام في 100 مللتر من المحلول) . يمكن تعيين النسبة المئوية بالوزن للمادة المذابة B في وزن معين من المذيب A كالاتي :

$$\text{النسبة المئوية للمذاب بالكتلة} = \frac{\text{كتلة المذاب (غ)}}{\text{كتلة المحلول (غ)}} \times 100 \%$$

بصورة أخرى :

$$w t \% \text{ of } B = \left(\frac{W_B}{W_A + W_B} \right) \times 100$$



محلول هيدروكسيد الصوديوم NaOH تركيزه ١٠%.
ماذا تعني لك هذه النسبة؟

مثال
١

الحل:

تعني أن كتلة هيدروكسيد الصوديوم 10% من كتلة المحلول.

أي أن كل (100) غ من المحلول يتكون من:

NaOH	١٠ غ
ماء	٩٠ غ

ولتحضير هذا المحلول يذاب 10 غ من هيدروكسيد الصوديوم في 90 غ من الماء.

احسب النسبة المئوية بالكتلة لهيدروكسيد الصوديوم في محلول تم تحضيره
بإذابة (٤) غ من NaOH في (٤٦) غ ماء.

مثال
٢

الحل:

كتلة المذاب = ٤ غ. كتلة المذيب = ٤٦ غ.

كتلة المحلول = ٤٦ + ٤ = ٥٠ غ

$$\% ١٠٠ \times \frac{\text{كتلة المذاب (غ)}}{\text{كتلة المحلول (غ)}} = \text{النسبة المئوية للمذاب بالكتلة}$$

$$\% ١٠٠ \times \frac{٤}{٥٠} = \text{النسبة المئوية للمذاب بالكتلة}$$

$$\% ٨ = \text{النسبة المئوية للمذاب بالكتلة}$$

ما كتلة كلوريد الصوديوم اللازمة لتحضير ٢٥٠ غ من محلول تركيزه ٢٠% بالكتلة؟

مثال
٣

الحل:

كتلة المذاب = ؟ غ . كتلة المحلول = ٢٥٠ غ .

النسبة المئوية للمذاب بالكتلة = ٢٠%

$$\text{النسبة المئوية الكتلية للمذاب} = \frac{\text{كتلة المذاب (غ)}}{\text{كتلة المحلول (غ)}} \times 100\%$$

$$20\% = \frac{\text{كتلة المذاب (غ)}}{250} \times 100\%$$

$$\text{كتلة المذاب (غ)} = 50 \text{ غ}$$

أي يجب إذابة ٥٠ غ من NaCl في ٢٠٠ غ ماء لكي تصبح كتلة المحلول ٢٥٠ غ بتركيز ٢٠% بالكتلة .

(ب) النسبة المئوية الحجمية V/V : هي عبارة عن حجم المذاب في 100 مللتر من المحلول

محلول مائي تركيزه مثلاً 3% حجماً؛ هذا يعني أن حجم المذاب يساوي 3 مللتر مذابة في 100 مللتر من المحلول ، يمكن تعيين النسبة المئوية بالحجم للمادة المذابة B كما يلي :

$$\text{Volume \% of } B = \frac{V_B}{V_{Total}} \times 100$$

مثال : احسب تركيز محلول يتألف من 12 مللتر من الايثانول في 100 مللتر من المحلول.

الحل ببساطه نقسم حجم المذاب على حجم المحلول.

$$\frac{12 \text{ mL alcohol}}{100 \text{ mL Solution}} \times 100 = 12 \text{ v/v \% alcohol}$$

سؤال / يباع في الصيدليات كحول طبي في عبوات كتب عليها تركيز ٧٦ % .

أ. ماذا تعني لك النسبة المثبتة على العبوة؟

ب. احسب حجم الكحول في المحلول المعبأ في العبوة تركيزه ٧٦% .

الحل

أ. تعني النسبة المثبتة على العبوة أن كل ١٠٠ مل من المحلول تحتوي على ٧٦ مل كحول و ٣٤ مل ماء

ب. حجم الكحول = النسبة المئوية بالحجم × حجم المحلول = مل ٢٦٠ × ٧٦% = ١٩٧.٦ مل كحول

2- المولارية ... Molarity :

هي عدد مولات المذاب في 1000 مللتر من المحلول.

المولارية = عدد مولات المادة المذابة / 1000 مللتر من المحلول ،

ويمكن حساب عدد مولات المذاب بالقانون التالي:

عدد المولات = وزن المادة المذابة بالجرام/الوزن الجزيئي للمادة المذابة.

معلومة مرة
مهمة في
التحويلات .

$$\text{dm}^3 = \text{L}$$

$$\text{cm}^3 = \text{mL}$$

$$\frac{\text{عدد مولات المادة المذابة}}{\text{حجم المذيب باللتر (نيسم)}} = \text{المولارية}$$

مثال (1):

حُضِرَ محلول بإذابة (4,39 جم) من كلوريد الصوديوم NaCl في كمية من الماء للحصول على محلول حجمه ٢٥٠ مل. احسب تركيز NaCl بالمول/لتر.

الحل:
نحول كتلة NaCl إلى مولات:

$$\text{عدد مولات NaCl} = \frac{\text{كتلة الجزيء}}{\text{الكتلة المولية}} = \frac{4.39 \text{ غ}}{58.5 \text{ غ/مول}} = 0.075 \text{ مول}$$

نحسب التركيز المولاري:

$$[\text{NaCl}] = \frac{\text{عدد المولات}}{\text{الحجم}} = \frac{0.075 \text{ مول}}{0.25 \text{ لتر}} = 0.3 \text{ مول/لتر}$$

3- العيارية ... Normality

ويرمز لها بالرمز N وهي عبارة عن عدد الجرامات المكافئة من المادة المذابة في لتر من المحلول .

لحساب الوزن المكافئ للمواد الكيميائية على الشكل التالي :

أ- الوزن المكافئ للحموض يساوي الوزن الجزيئي للحمض مقسوما على عدد ذرات الهيدروجين الحمضية .

أمثلة:

$$\text{H}_2 \text{SO}_4 / 2 = 98 / 2 = 49 \text{ g} \quad \text{الوزن المكافئ لحمض الكبريت}$$

$$\text{H}_3 \text{PO}_4 / 3 = 98 / 3 = 32.67 \text{ g} \quad \text{الوزن المكافئ لحمض الفوسفور}$$

$$\text{CH}_3 \text{COOH} / 1 = 60 / 1 = 60 \text{ g} \quad \text{الوزن المكافئ لحمض الخل}$$

ب- الوزن المكافئ للقواعد يساوي الوزن الجزيئي للقاعدة مقسوما على عدد ذرات الهيدروكسيل .

$$\text{مثال : الوزن المكافئ لهيدروكسيد الكالسيوم } \text{Ca (OH)}_2 / 2 = 74 / 2 = 37 \text{ g}$$

ج- الوزن المكافئ لأملاح يساوي الوزن الجزيئي للملح مقسوما على عدد ذرات المعدن ضرب تكافؤ هذا المعدن .

$$\text{مثال : الوزن المكافئ لكبريتات الألمنيوم } \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 / 2 \times 3 = 342 / 6 = 57$$

5- المولالية .. Molality

هي عبارة عن نسبة عدد مولات المذاب إلى 1000 جرام من المذيب.

$$\text{المولالية} = \text{عدد مولات المذاب} / 1000 \text{ جم من المذيب}$$

وعدد المولات تُحسب بنفس الطريقة السابقة .

$$\text{المولالية} = \frac{\text{عدد مولات المادة المذابة } (n_B)}{\text{وزن المذيب } (W_A) \text{ بالكيلو جرام}}$$

وحدة المولالية : مولال او (مول / كيلوجرام)

ويتمز لها بالرمز m مائلا تميزا لها عن رمز الكتلة .

مثال : احسب مولالية محلول محضر من إذابة 5.85 جرام من كلوريد الصوديوم في 500 جرام من الماء.

الحل : نوجد أولاً عدد مولات الملح

عدد المولات = الوزن بالجرام / الوزن الجزيئي.

$$\text{عدد مولات الملح} = 5.85 / 58,5 = 0.1 \text{ مول}$$

$$\text{المولالية} = 0.1 / 0.5 = 0.2 \text{ مولال.}$$

6- الكسر المولي Mole fraction

ويُرمز له بالرمز x ويعرف الكسر المولي x لأي مكونة في المحلول بأنه عدد مولات تلك المكونة مقسوماً على عدد المولات الكلية لجميع مكونات المحلول . إذا افترضنا أن n_A مول من مذاب A ، وأن n_B مول من مذاب B قد أذيبت في n_C مول من المذيب C فإن الكسر المولي لكل من هذه المكونات الثلاث يُعبر عنه كما يلي:

$$\frac{n_A}{n_A + n_B + n_C} = x_A = A \text{ الكسر المولي للمكونة } A$$
$$\frac{n_B}{n_A + n_B + n_C} = x_B = B \text{ الكسر المولي للمكونة } B$$
$$\frac{n_C}{n_A + n_B + n_C} = x_C = C \text{ الكسر المولي للمكونة } C$$

يلاحظ أن مجموع الكسور المولية للمكونات يساوي الوحدة

$$x_A + x_B + x_C = 1$$

مثال : احسب الكسر المولي لمكونات محلول حمض الآزوت ذو التركيز 10 L

$$n_{H_2O} = 1000/18 = 55.55 \quad \text{عدد جزيئات الماء}$$

$$n_{HNO_3} = 10 \quad \text{عدد جزيئات حمض الآزوت}$$

$$X_{HNO_3} = \frac{10}{10 + 55.5} = 0.153$$

$$X_{H_2O} = \frac{55.55}{10 + 55.55} = 0.847$$

التخفيف Diluting

وفيه تتم إضافة المزيد من المذيب الى محلول ذي تركيز معين وبالتالي فإن تركيز المحلول يقل بسبب زيادة الحجم. إلا أن كمية المذاب تظل كما هي قبل وبعد التخفيف، وبالتالي فعدد المولات قبل التخفيف يساوي عدد المولات بعد التخفيف. ونعلم أن عدد المولات يحسب من حاصل ضرب التركيز بالمولية (M) في حجم المحلول باللتر أو بالمللتر.

القانون :

$$\frac{M_1 V_1}{\text{قبل التخفيف}} = \frac{M_2 V_2}{\text{بعد التخفيف}}$$

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).

أو بصورة أخرى

$$C_1 \times V_1 = C_2 \times V_2$$

مثال (1):

احسب [NaOH] في محلول تم تحضيره بإضافة 150 مل من الماء المقطر إلى محلول NaOH حجمه 100 مل وتركيزه 0.2 مول / لتر .

الحل:

$$C_1 = 0.2 \text{ مول / لتر} , \quad C_2 = ?$$

$$C_1 = 100 \text{ مل} , \quad C_2 = 100 \text{ مل} + 150 \text{ مل} = 250 \text{ مل} .$$

$$C_1 \times V_1 = C_2 \times V_2$$

$$100 \times 0.2 = 250 \times C_2$$

$$C_2 = 0.08 \text{ مول / لتر} .$$

مثال (2):

احسب حجم حمض الكبريت (VI) المركز (18 مول/لتر) الذي يلزم لتحضير محلول مخفف للحمض حجمه 250 مل وتركيزه 1.8 مول/لتر.

الحل:

$$ح 1 = ؟ , ح 2 = 250 \text{ مل.}$$

$$ت 1 = 18 \text{ مول/لتر.} , ت 2 = 1.8 \text{ مول/لتر.}$$

$$ح 1 \times ت 1 = ح 2 \times ت 2$$

$$ح 1 \times 18 = ح 2 \times 1.8$$

$$ح 1 = 25 \text{ مل.}$$

أي خذ بالماصة 25 مل من الحمض المركز وأضفه للماء في دورق حجمي، وأكمل الحجم إلى 250 مل.

مثال (3):

احتاج طالب في إحدى التجارب إلى محلول من KOH حجمه 300 مل وتركيزه 0.1 مول/لتر، فإذا كان لديه محلول مركز من KOH تركيزه 6 مول/لتر، فكم مللترًا يلزم من المحلول المركز للحصول على المحلول المطلوب؟

الحل:

$$ت 1 = 6 \text{ مول/لتر} , ت 2 = 0.1 \text{ مول/لتر}$$

$$ح 1 = ؟ , ح 2 = 300 \text{ مل.}$$

$$ح 1 \times ت 1 = ح 2 \times ت 2$$

$$ح 1 \times 6 = ح 2 \times 0.1$$

$$ح 1 = 5 \text{ مل.}$$

أي خذ 5 مل من المحلول المركز، وضعها في دورق حجمي سعته 300 مل، وأكمل الحجم بالماء المقطر.

معلومة / المحلول القياسي : محلول معروف التركيز يستعمل لمعايرة محلول مجهول التركيز .

المحلول المركز : محلول يحوي كمية كبيرة من المذاب .

تطبيقات على القوانين السابقة:

س1) احسب النسبة المئوية الكتلية للمذاب في محلول تم تحضيره بإضافة ٤ جم من ملح الطعام .. إلى ٦ جم من الماء؟؟

المعطيات : كتلة المادة المذابة = ٤ جم . كتلة المادة المذيبة = ٦ جم.
الحل : كتلة المحلول = كتلة المذاب + كتلة المذيب.
 $6 + 4 = 10$ جم

النسبة المئوية الكتلية = كتلة المذاب (جم) / كتلة المحلول (جم) $\times 100$
 $40\% = 100 \times (4 \div 10) =$

س2) كم جراماً من حمض النيتروجين HNO_3 يحتويها لتر واحد من محلول الحمض المائي الذي تكون فيه النسبة المئوية الكتلية للمذاب ٩٦,٤ % ، إذا علمت أن كثافة المحلول 1,65 جم / مل؟؟

المعطيات : حجم المحلول = لتر = ١٠٠٠ مل ، النسبة المئوية الكتلية للمذاب = 69,4 %
كتلة المذاب = ؟؟

الحل : كتلة المحلول = كثافة المحلول \times الحجم

$$1650 = 1000 \times 1,65 \text{ جم}$$

النسبة المئوية الكتلية (الوزنية) = كتلة المادة المذابة بالجرام / كتلة المحلول بالجرام $\times 100$
 $69,4 = \frac{\text{كتلة المذاب بالجرام}}{1650} \times 100$

بضرب الطرفين في الوسطين

$$69,4 \times 1650 = \text{كتلة المذاب} \times 100$$

$$\text{كتلة المذاب بالجرام} = \frac{69,4 \times 1650}{100} = 1145,1 \text{ جم.}$$

س3) أذيب ٢١,٩ جم من حمض الكلور HCl في ٢٥٠ جم من الماء احسب المولالية لمحلول ذلك الحمض إذا علمت أن الكتل الذرية $H = 1$, $Cl = 35,5$ ؟

المعطيات : كتلة المادة المذابة = ٢١,٩ جم ، كتلة المذيب = ٢٥٠ جم

الحل : عدد المولات = وزن المادة المذابة بالجرام / الكتلة الجزيئية ← (1)

(لا بد من حساب الكتلة الجزيئية للمذاب HCl)

$$\text{الكتلة الجزيئية لحمض HCl} = (1 \times 1) + (1 \times 35,5) = 36,5$$

نعوض في القانون رقم (1) عدد المولات $21,9 \div 36,5 = 0,6$ مول

المولالية = عدد مولات المادة المذابة / كتلة المذيب بالجرام $\times 1000$

$$= (250 \div 0,6) \times 1000 = 2,4 \text{ مولال}$$

س4) احسب المولالية لمحلول يحتوي على 15 جم من هيدروكسيد الصوديوم NaOH في 800 ملل من المحلول إذا علمت أن الكتل الذرية ($Na = 23$,, $O = 16$,, $H = 1$) :

المعطيات / كتلة المادة المذابة = ١٥ جم ، حجم المحلول = ٨٠٠ ملل

الحل : الكتلة الجزيئية للمذاب (NaOH) = $(1 \times 1) + (1 \times 16) + (23 \times 1) = 40$

عدد المولات = وزن المادة المذابة بالجرام / الكتلة الجزيئية

$$= 15 \div 40 = 0,375 \text{ مول}$$

المولالية = عدد مولات المادة المذابة / حجم المحلول بالمليتر $\times 1000$

$$= (800 \div 0,375) \times 1000 = 0,469 \text{ مولال}$$

س 5) محلول مائي من كرومات البوتاسيوم $K_2Cr_2O_7$ تركيزه 0.25 مولار. احسب الحجم اللازم أخذه من المحلول المركز للحصول على 250 ملل من المحلول ذو تركيز 0.01 مولار؟؟

$$\begin{aligned} \text{المعطيات : } 1 \text{ ت} &= 0.25 \text{ مولار} & , & \quad 2 \text{ ت} = 0.01 \text{ مولار} \\ 1 \text{ ح} &= \text{؟؟} & , & \quad 2 \text{ ح} = 250 \text{ ملل} \end{aligned}$$

بتطبيق قانون التخفيف:

$$1 \text{ ت} \times 1 \text{ ح} = 2 \text{ ت} \times 2 \text{ ح}$$

$$0.01 \times 250 = 0.25 \times 1 \text{ ح}$$

$$10 = \frac{0.01 \times 250}{0.25} = 1 \text{ ح}$$

● المردود النظري والفعلي

- **النظري /** هو اكبر كمية من المادة الناتجة يمكن الحصول عليها من كميات معينة من المواد المتفاعلة ويحسب بالاعتماد على المعادلة الكيميائية الموزونة .
- **الفعلي /** هو كمية المادة الناتجة التي يتم الحصول عليها عمليا من التفاعل
- **النسبة المئوية للمردود = (نسبة المردود الفعلي / نسبة المردود النظري) × 100**
- ان نسبة المردود المئوية المرتفعة مهمة في تقليل تكلفة كل مادة ناتجة عن العمليات الكيميائية .

● معلومات إضافية /

- ١- الضغط هو القوة على وحدة المساحة
- ٢- وحدته باسكال وتعادل N/m^2
- ٣- البارومتر وحدة قياس الضغط الجوي اما المانومتر وحدة قياس ضغط غاز محصور
- ٤- يغلي السائل عندما يصبح ضغطه البخاري مساويا للضغط الجوي
- ٥- كمية الضغط الإضافي الناتج عن إنتقال جزيئات الماء الى المحلول المركز هو الضغط الاسموزي
- ٦- الضغط البخاري هو الضغط الواقع على جدران وعاء مغلق وتحديثه جزيئات السائل المتحولة الى غاز .
- ٧- الضغط البخاري ينقص بزيادة عدد جسيمات المذاب في المذيب

٨- تأثير المواد المتأينة في الضغط البخاري يعتمد على عدد الايونات الناتجة من التآين

مثلا : تأثير ١ مول من NaCl اقل من تأثير ١ مول من $ALCL_3$ لأن :

NaCl / يعطينا عند تفككه ايونين فقط CL^- , Na^+ .

$ALCL_3$ / يعطينا اربع ايونات هي واحد من AL^+ ، وثلاثة من CL^- .

٩- عند ذوبان مادة غير متطايرة في المحلول ينخفض الضغط البخاري وترتفع درجة الغليان .

خواص المحاليل

للمحاليل خواص تسمى الخواص الجامعة أو الخواص الترابطية ، وهي الخواص التي تعتمد على عدد دقائق (جزيئات المذاب) ، ولا تعتمد على طبيعة المذاب .

وهذه الخواص هي:

- أ / الارتفاع في درجة الغليان .
ب / الانخفاض في درجة التجمد.
ج / انخفاض الضغط البخاري للمذيب.
د / حدوث ظاهرة الضغط الأسموزي.

وكمثال على الخواص الجمعية وتأثيرها على خواص المحاليل:

الماء النقي يغلي على درجة 100° س ويتجمد على درجة صفر° س. ولكن عند وضع مادة غير متطايرة وغير أيونية في الماء مثل السكر تزداد درجة الغليان وتقل درجة التجمد.

أ. الارتفاع في درجة الغليان:

عند إذابة 1 مول من السكر (342 غ) في 1 كغ من الماء يغلي عند 100.52° س. عند إذابة 1 مول من اليوريا (60 غ) في 1 كغ من الماء يغلي عند 100.52° س . وهذا يعني أن درجة الغليان تعتمد على عدد دقائق المذاب وليس طبيعته. وقد وجد أن الارتفاع في درجة الغليان يتناسب طردياً مع تركيز المذاب . معبراً عنه بوحدة المولالية.

الارتفاع في درجة الغليان يتناسب طردياً مع تركيز المحلول بالمولالية

الارتفاع في درجة الغليان = ثابت × تركيز المحلول المولالي

$$\Delta \text{ غ} = \text{كغ} \times \text{م}$$

حيث:

كع : ثابت الارتفاع في درجة غليان المذيب عند إذابة 1 مول من المذاب في 1 كغ من المذيب. ويقاس بوحدة ُس . كغ / مول.

قوانين اخرى مهمة

❖ الارتفاع في درجة الغليان = ثابت الارتفاع × المولالية

❖ درجة الغليان المحلول = الارتفاع في درجة الغليان للمحلول + درجة غليان المذيب

2-انخفاض درجة تجمد المحلول:-

عند وضع كأسين في مجلد الثلجة لفترة زمنية احدهما يحتوي على ماء نقي و الاخر يحتوي على محلول ملحي **نلاحظ بأن الماء النقي قد تجمد بصور اسرع من المحلول .** **السبب هو :-** لان المحلول يتكون من دقائق المذيب التي تقوم بالاحاطة بدقائق المذاب و تمنع تحولها الى بلورات و تمنع تجمدها عند درجة الحرارة التي يتجمد عندها الماء النقي فيتم تبريد المحلول الى درجة حرارة اقل فيتجمد و بذلك تنخفض درجة تجمد المحلول

من التطبيقات العملية لظاهرة الانخفاض في درجة التجمد:-

- 1- تقوم البلاد التي تتعرض لسقوط كميات كبيرة من الثلوج في ايام الشتاء الى رش كميات كبيرة من الملح على الثلج المتراكم
- 2- يضيف سائقوا السيارات الى مبرد السيارة مادة ضد التجمد تمنع تجمد الماء داخل السيارة.
- 3- وكذلك يضاف كلوريد الصوديوم الي الجليد عند صنع الايس كريم لمنع تقليل درجة تجمدة

قوانين اخرى مهمة :

التغير في درجة التجمد = التركيز المولالي × ثابت التجمد

درجة تجمد المحلول = درجة تجمد المذيب – درجة تجمد المحلول

ملاحظة :

- 1- درجة تجمد المحلول **دائما اقل** من درجة تجمد المذيب النقي
- 2- الانخفاض في درجة التجمد يعتمد على تركيز المحلول
(كلما **زاد** عدد جسيمات المذاب في المحلول **زاد** الانخفاض في درجة التجمد)
- 3- لاحظ ان معادلات الارتفاع في درجة الغليان والانخفاض في درجة التجمد تحدد مولالية المواد غير المتأينة (المركبات التساهمية) . اما في حالة المواد المتأينة (الايونية) فيجب استعمال المولالية الفعالة (

$$\text{المولالية الفعالة } m = \text{تركيز المادة المتأينة} \times \text{عدد الايونات المتفككة}$$

مسائل تطبيقية :

سؤال 1: يستعمل كلوريد الصوديوم NaCl عادة لمنع تكون الجليد على الطرق . ما درجتا غليان وتجمد محلول مائي من كلوريد الصوديوم تركيزه 0.029m ؟

$$\text{علما بان : } k_b = 0.512 \text{ } ^\circ\text{C/m} \text{ ، } k_f = 1.89 \text{ } ^\circ\text{C/m}$$

المعطيات : المولالية : 0.029m ، علما من المسألة ان المحلول ايني

$$\text{الحل : } \text{نحسب المولالية الفعالة } m = 0.029 \times 2 = 0.058 \text{ m}$$

نحسب الارتفاع في درجة الغليان T_b = ثابت الارتفاع k_b × المولالية الفعالة m

$$= 0.058 \times 0.512 = \underline{0.030 \text{ } ^\circ\text{C}}$$

ونحسب الانخفاض في درجة التجمد T_f = ثابت الانخفاض K_f × المولالية الفعالة

$$= 0.058 \times 1.89 = \underline{0.11 \text{ } ^\circ\text{C}}$$

المطلوب درجة الغليان بعد الارتفاع ودرجة التجمد بعد الانخفاض للمحلول :

T_b درجة الغليان = الارتفاع في درجة الغليان + درجة غليان المذيب النقي

$$= 100 + 0.030 = \underline{100.030 \text{ } ^\circ\text{C}}$$

T_f درجة التجمد = درجة تجمد المذيب - الانخفاض في درجة تجمد المحلول

$$= 0.00 - 0.11 = \underline{-0.11 \text{ } ^\circ\text{C}}$$

سؤال ٢: ما درجتا التجمد والغليان لمحلول كلوريد الكالسيوم CaCl_2 تركيزه 0.16 m ؟ إذا علمت ان درجة الغليان $= 100.25 \text{ }^\circ\text{C}$ ، ودرجة التجمد $= -0.89 \text{ }^\circ\text{C}$.

نفس الطريقة السابقة الا انه يتم حساب المولالية الفعالة بالطريقة التالية :

$$\text{المولالية الفعالة} = 3 \times 0.16 = 0.48 \text{ m} \quad (\text{والبقية نفس الخطوات})$$

3- انخفاض الضغط البخاري للمحلول:-

التبخر:- هو تحول المادة من حالة السيولة الى الحالة الغازية بوجود طاقة حركية (طاقة التبخر) **طاقة التبخر:-** وهي طاقة كافية تعتمد على قوى التجاذب بين جزيئات السائل و درجة الحرارة. تحدث عملية التبخر على السطح وليس في الداخل حيث ان جزيئات السائل تمتلك طاقة حركية تصعد الى اعلى السائل ثم تعود للسائل

سؤال:- هل يمكن ان تعود جزيئات البخار الى السائل مرة اخرى؟؟

الجواب :- نعم عندما تفقد طاقة عن طريق التبريد فتقترب الجزيئات من بعضها تسمى هذه العملية (التكاثف)

الاتزان الديناميكي -: هو الحالة التي تتساوى فيها سرعة التبخر مع سرعة التكاثف عند ثبوت درجة الحرارة؟
الضغط البخاري -: هو الضغط الناتج عن جزيئات البخار المحصورة فب وعاء مغلق في حالة اتزان و عند درجة حرارة ثابتة.

الضغط البخاري = الكسر المولي للمذيب * الضغط البخاري للمذيب النقي

4- الضغط الاسموزي:-

قسم العلماء الاغشية من حيث قدرتها على تمرير دقائق المذاب والمذيب الى ثلاثة اقسام:-

1- اغشية غير منفذة:- وهي الاغشية التي لا تسمح بمرور دقائق المذيب او المذاب من خلالها مثل الزجاج

2- الاغشية المنفذة:- وهي الاغشية التي تسمح بمرور دقائق المذيب و المذاب من خلال مساماتها مثل ورق الترشيح

3- الاغشية شبه المنفذة:- وهي التي تحتوي على مسامات صغيرة تسمح فقط لدقائق المذيب بالمرور من خلالها مثل ورق السيلوفان

الظاهرة الاسموزية:- وهي الظاهرة التي تسمح لجزيئات المذيب فقط بالمرور من المحلول المخفف الى المحلول المركز عبر غشاء شبه منفذ بحيث يتساوى التركيز على جانبي الغشاء عند درجة حرارة معينة.

الضغط الاسموزي = ثابت الغاز العام X المولارية X الحرارة المطلقة (كلفن)

للتحويل من سيلسيوس الى كلفن يتم اضافة 273 الى درجة الحرارة

ثابت الغاز العام + 0.0821 جول.لتر/ كلفن.مول

المعيار الثامن والتاسع

المؤشرات	المعيار
<p>١. يوضح معنى سرعة التفاعل، ويشرح العوامل عليها ويجري الحسابات المتعلقة بها</p> <p>٢. يشرح ونظرية التصادم، ويرسم منحنيات مسار التفاعل بدلالة الطاقة.</p> <p>٣. يبين مفهوم طاقة التنشيط، ودور المادة الحافزة في التفاعل الكيميائي، ويذكر أنواع المحفزات.</p> <p>٤. يوضح مفهوم الكيمياء الحرارية والمحتوى الحراري للتفاعل وحساباته.</p> <p>٥. يشرح مفهوم الاتزان الكيميائي، وثابت الاتزان، والعوامل المؤثرة عليهما، ويجري الحسابات المرتبطة بهما.</p>	<p>المعيار: ٣ .٧ .٨، يعرف المعلم الكيمياء الحركية والحرارية ومفهوم الاتزان الكيميائي.</p>
<p>١. يعرف مفهوم الحمض والقاعدة، ويوضح طرق الكشف عن الأحماض والقواعد.</p> <p>٢. يشرح نظريات الحمض والقاعدة مستخدماً المعادلات الكيميائية.</p> <p>٣. يذكر أمثلة للأنواع المختلفة من الأحماض والقواعد ويقارن بين قوتها.</p> <p>٤. يشرح مفهوم الأس الهيدروجيني، ويجري الحسابات المتعلقة بالأحماض والقواعد والأملاح.</p>	<p>المعيار: ٣ .٧ .٩، يشرح المعلم الأحماض والقواعد.</p>

أولاً : سرعة التفاعل والعوامل المؤثرة فيها

سرعة التفاعل هو مقياس لمقدار التغير في كمية إحدى المواد المتفاعلة أو الناتجة في التغير الزمن.
وحدة : (mol/L.S)

العوامل المؤثرة على سرعة التفاعل

١. تركيز المواد المتفاعلة

زيادة التركيز غالباً ما تؤدي لزيادة في سرعة التفاعلات الكيميائية وزيادة الضغط – في الحالة الغازية – تزيد من سرعة التفاعل .. لأن زيادة الضغط يعمل على تقليل حجم الغاز وبالتالي زيادة عدد جزيئات الغاز في وحدة الحجم (زيادة تركيزه)

٢. طبيعة المواد المتفاعلة

إن سرعة تفاعل المواد المتفاعلة على شكل مساحيق أكبر من تفاعلها وهي على شكل بلورات .. وذلك لأن المواد المتفاعلة على شكل مساحيق يكون لها مساحة سطح أكبر منها وهي على شكل بلورات مما يزيد من سرعة التفاعل.

٣. درجة الحرارة

كلما زادت درجة حرارة التفاعل تزداد سرعة التفاعل .. وهناك عدة تطبيقات هامة في حياتنا اليومية .. وهي:

✚ حفظ الأطعمة في مبرد ... وذلك لضبط التفاعلات التي تحدث للأطعمة وتسبب تحللها وبالتالي فسادها

✚ حفظ الدواء في درجة الحرارة التي تنصح بها الشركة الصانعة .. وذلك حتى لا تحدث تفاعلات غير مرغوبة فيها حيث أن رفع درجة الحرارة يزيد من سرعة حركة الدقائق المكونة للمواد المتفاعلة وبالتالي احتمالية تفاعلها مع بعضها البعض

كما أنه لوحظ أن خفض درجة الحرارة يقلل من سرعة التفاعل وزيادتها تزيد من سرعة التفاعل .. سواء كانت طاردة أم ماصة للحرارة.

٤ - مساحة السطح

الزيادة في ذلك يؤدي الى زيادة سرعة التفاعل

٥ - المحفزات والمثبطات (السموم)

تزيد المحفزات لزيادة سرعة التفاعل كعمل الإنزيمات في جسم الانسان بينما هنالك مواد تؤدي الى ابطاء التفاعل تعرف بالمثبطات (ويطلق عليها السموم احيانا)

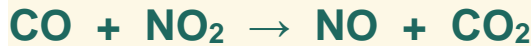
تعد المواد
الحافظة من
المثبطات

قياس سرعة التفاعل

تقاس سرعة التفاعلات الكيميائية بتحديد سرعة اختفاء إحدى المواد المتفاعلة، أو سرعة تكوّن إحدى المواد الناتجة. وبشكل عام نقول:

$$\text{معدل سرعة التفاعل} = \frac{\text{التغير في كمية إحدى المواد المتفاعلة أو الناتجة}}{\text{التغير في الزمن}}$$

سؤال: انظر إلى الجدول أدناه والمتعلق بالتفاعل التالي، ثم أجب عن السؤال الذي يليه:



[NO]	[CO]	الزمن (ثانية)
صفر	٠,١	صفر
٠,٠٤	٠,٠٦	١٠

احسب معدل سرعة:

1. تكوّن NO في الفترة الزمنية من بداية التفاعل إلى الزمن (10 ث).

$$\begin{aligned} \text{معدل سرعة تكون NO} &= \frac{[\text{NO}] \Delta}{\Delta t} \\ &= \frac{0,04 - 0}{10 - 0} \\ &= 0,004 \text{ مول/لتر.ثانية} \end{aligned}$$

2. استهلاك CO في الفترة الزمنية من بداية التفاعل إلى الزمن (10 ث).

$$\begin{aligned} \text{معدل سرعة استهلاك CO} &= \frac{[\text{CO}] \Delta}{\Delta t} \\ &= \frac{(0,1 - 0,06)}{10 - 0} \\ &= 0,004 \text{ مول/لتر.ثانية} \end{aligned}$$

3. إنتاج CO₂ في الفترة الزمنية نفسها.

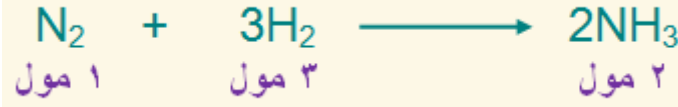


بما أن عدد مولات CO₂ = عدد مولات NO₂ = عدد مولات CO

إذاً: معدل سرعة إنتاج CO₂ تساوي 0.004 مول / لتر . ث

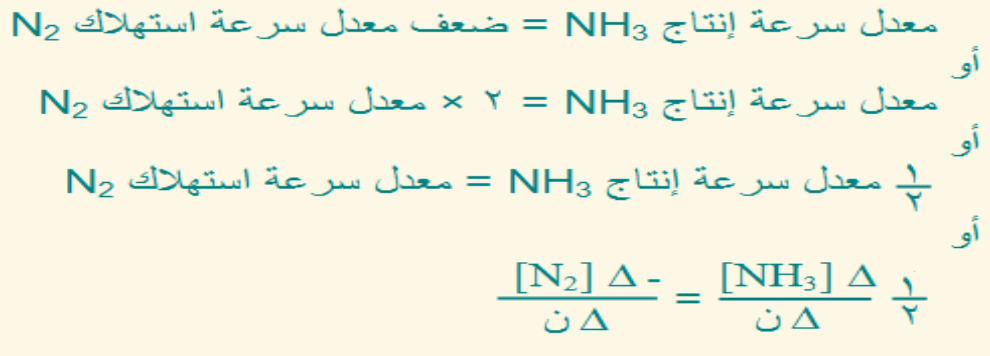
أثر عدد المولات في سرعة الاستهلاك والإنتاج

ما العلاقة بين القيم المقاسة لسرعة التفاعل باستخدام التغير في تراكيز المواد المختلفة في التفاعل؟
لمعرفة ذلك، انظر إلى التفاعل التالي:

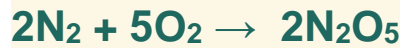


تعني المعادلة أن:

إنتاج (2) مول من NH_3 يتطلب استهلاك (1) مول من N_2 ، واستهلاك (3) مول من H_2 .
فلو أردنا مثلاً أن نجد العلاقة بين معدل سرعة استهلاك N_2 ومعدل سرعة إنتاج NH_3 نقول:



مثال (1): جد العلاقة بين معدل سرعة استهلاك O_2 ، ومعدل سرعة إنتاج N_2O_5 في المعادلة الموزونة التالية:



الحل:

نضرب معدل سرعة استهلاك O_2 في مقلوب عدد مولاته (خمس)، ونضرب معدل سرعة إنتاج N_2O_5 في مقلوب عدد مولاته (نصف):

$$\frac{1}{4} \text{ معدل سرعة استهلاك } O_2 = \frac{1}{5} \text{ معدل سرعة إنتاج } N_2O_5$$

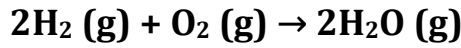
أو

$$\frac{5}{4} \text{ معدل سرعة استهلاك } O_2 = \text{معدل سرعة إنتاج } N_2O_5$$

أو

$$\frac{2}{5} \text{ معدل سرعة إنتاج } N_2O_5 = \text{معدل سرعة استهلاك } O_2$$

مثال اخر / يتفاعل الهيدروجين مع الأكسجين وفق المعادلة الموزونة التالية:



ما العلاقة بين سرعة اختفاء O_2 وسرعة تكوّن H_2O ؟

الجواب /

$$\text{سرعة اختفاء } O_2 = \frac{1}{2} \text{ سرعة تكوّن } H_2O$$

ملاحظات

١- سرعة التفاعل تتناقص باستمرار مع استهلاك المواد المتفاعلة.

١- تكون سرعة التفاعل أكبر ما يمكن في بداية التفاعل، أي عند الزمن صفر (السرعة الابتدائية).

٢- السرعة اللحظية: سرعة التفاعل عند زمن محدد.

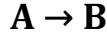
٣- السرعة الابتدائية: سرعة التفاعل لحظة بداية التفاعل، أو سرعة التفاعل اللحظية عند الزمن

صفر، وتكون فيها سرعة التفاعل أعلى ما يمكن، لأن تراكيز المتفاعلات أعلى ما يمكن.

قانون سرعة التفاعل ورتبة التفاعل

وجد عملياً أن سرعة التفاعل **تناسب طردياً** مع تراكيز المواد المتفاعلة مرفوعة لقوى معينة تمثل رتبة التفاعل

التفاعل العام التالي يمثل تحلل المادة A :



$$\text{سرعة التفاعل} \propto [A]^x$$

حيث x هي رتبة التفاعل بالنسبة إلى المادة A، ويمكن أن تكون قيمتها صفراً، 1، 2، 3 أو قيمة كسرية، ويتم تعيين قيمتها عملياً.

وتعبر رتبة التفاعل عن العلاقة بين تضاعف تركيز المادة وتضاعف سرعة التفاعل.

رتبة التفاعل	تضاعف التركيز	تضاعف السرعة
0	مرتان	تبقى ثابتة
	3 مرات	تبقى ثابتة
1	مرتان	مرتان
	3 مرات	3 مرات
2	مرتان	4 مرات
	3 مرات	9 مرات

مهم جداً فهم
الجدول

ويمكن تحديد رتبة التفاعل من العلاقة:

$$\text{تضاعف التركيز} (x) = \text{تضاعف السرعة}$$

x : رتبة التفاعل بالنسبة لإحدى المواد المتفاعلة.

سؤال مهم جداً

كم تبلغ رتبة التفاعل للمادة Z في تفاعل ما إذا تضاعف تركيزها:

1- (3) مرات، وتضاعفت السرعة (3) مرات.

تتكرر دائماً
أسئلة من هذا
النوع

الحل: بتطبيق القانون السابق } 3 = ؟ 3 (أعطتنا نفس الرقم إذن هي اوس واحد) إذن رتبة التفاعل هي 1

2- مرتان، وتضاعفت السرعة (٨) مرات.

الحل: { ٢ = ٨ } يعني ان ٢ مرفوع للاوس ٣ أي مضروب بنفسه ثلاث مرات لتعطينا الناتج ٨ . إذن رتبة التفاعل هي ٣

3- (٤) مرات، وتضاعفت السرعة مرتان.

الحل: { ٤ = ٤ } لكن المطلوب ليس أربعه إنما نصفها إذن نرفعها للاوس نصف ٤ = ٢ ، إذن رتبة التفاعل هي ٠,٥

3- (٧) مرات، وبقيت السرعة ثابتة.

الحل: طالما السرعة ثابتة فإن التفاعل من الرتبة صفر

وبالعودة للعلاقة:

$$x[A] \propto \text{سرعة التفاعل}$$

وبتحويل العلاقة السابقة إلى مساواة نحصل على العلاقة التالية:

$$x[A] k = \text{سرعة التفاعل}$$

k : ثابت سرعة التفاعل ، وتختلف وحدته باختلاف رتبة التفاعل .

وتتأثر قيمة k بدرجة الحرارة، فكلما زادت درجة الحرارة زادت قيمة k .

ويمكن التعبير عن القانون العام لسرعة التفاعل إذا اشتمل التفاعل على أكثر من مادة متفاعلة على النحو التالي:



$$y[B] x[A] \propto \text{سرعة التفاعل}$$

وبتحويل العلاقة السابقة إلى مساواة نحصل على العلاقة التالية :

$$y[B] x[A] k = \text{سرعة التفاعل}$$

حيث:

x : رتبة التفاعل بالنسبة للمادة A .

y : رتبة التفاعل بالنسبة للمادة B .

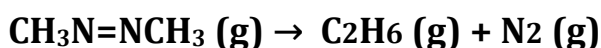
ويسمى المجموع (y + x) بالرتبة الكلية للتفاعل أو رتبة التفاعل.

مثال / في تفاعل ما ، تغير تركيز إحدى المواد المتفاعلة من (٠,٥٥ مول/لتر) إلى (٠,٠٨٥ مول/لتر) في دقيقة ونصف. احسب معدل سرعة التفاعل لهذه المادة.

الحل /

$$\text{معدل سرعة التفاعل} = \frac{\text{التغير في التركيز}}{\text{التغير في الزمن}}$$
$$= \frac{(0,55 - 0,085)}{1,5} = 0,31 \text{ مول/لتر} \cdot \text{دقيقة}$$

مثال اخر / يتحلل مركب آزوميثان ($\text{CH}_3\text{N}=\text{NCH}_3$) وفق المعادلة التالية:



فإذا كان تركيز $\text{CH}_3\text{N}=\text{NCH}_3$ 1.5×10^{-2} مول/لتر في بداية التفاعل، وكان تركيزه 1.29×10^{-2} مول/لتر بعد 10 دقائق، جد معدل السرعة لهذا التفاعل.

الحل /

$$\text{معدل سرعة التفاعل} = \frac{\text{التغير في التركيز}}{\text{التغير في الزمن}}$$
$$= \frac{(1,5 \times 10^{-2} - 1,29 \times 10^{-2})}{10} = 0,21 \times 10^{-3} \text{ مول/لتر} \cdot \text{د}$$

تعيين رتبة التفاعل لمادة واحدة من المتفاعلات

مثال / الجدول التالي يمثل تغير التركيز للتفاعل:



في تجربتين مختلفتين عند درجة حرارة 45° س:

رقم التجربة	تركيز N_2O_5 الابتدائي (مول / لتر)	السرعة الابتدائية لتحلل N_2O_5 (مول / لتر . ث)
١	٠.٦	٣×١٠^{-٦}
٢	١.٢	٦×١٠^{-٦}

اجيب عن الاسئلة التالية

1- احسب رتبة التفاعل ؟

لاحظ من الجدول أن تضاعف تركيز N_2O_5 مرتان أدى إلى تضاعف السرعة مرتين، فالتفاعل في هذه الحالة من الرتبة الأولى

2- إذا تضاعف $[\text{N}_2\text{O}_5]$ أربع مرات، فكم تتضاعف سرعة التفاعل؟

بما أن التفاعل من الرتبة الأولى، لذا فإن مضاعفة $[\text{N}_2\text{O}_5]$ أربع مرات سيضاعف سرعة التفاعل أربع مرات .

تعيين رتبة التفاعل لأكثر من مادة متفاعلة

مثال:

يتفاعل NO_2 مع HCl في الحالة الغازية حسب المعادلة الموزونة التالية:



وقد جمعت البيانات المدونة في الجدول التالي عند درجة 25° س، والتي تمثل السرعة الابتدائية عند تراكيز مختلفة من HCl , NO_2 .

رقم التجربة	$[\text{NO}_2]$	$[\text{HCl}]$	السرعة الابتدائية (مول/لتر . ثانية)
١	٠.٣٠	٠.٣٠	١.٤×١٠^{-٢}
٢	٠.٦٠	٠.٣٠	٢.٨×١٠^{-٢}
٣	٠.٣٠	٠.٦٠	٢.٨×١٠^{-٢}

- 1- جد رتبة التفاعل بالنسبة للمادة NO_2 2- جد رتبة التفاعل بالنسبة للمادة HCl .
 3- ما رتبة التفاعل الكلية؟ 4- اكتب قانون سرعة التفاعل.

الحل:

1. لإيجاد رتبة التفاعل بالنسبة للمادة NO_2 نلاحظ أن $[\text{HCl}]$ ثابتاً في التجربتين (1 ، 2)، وأن مضاعفة $[\text{NO}_2]$ مرتين أدى إلى مضاعفة سرعة التفاعل مرتين، أي أن التفاعل بالنسبة لـ NO_2 هو من الرتبة الأولى.
2. لإيجاد رتبة التفاعل بالنسبة للمادة HCl نلاحظ أن $[\text{NO}_2]$ ثابتاً في التجربتين (1 ، 3)، وأن مضاعفة $[\text{HCl}]$ مرتين أدى إلى مضاعفة سرعة التفاعل مرتين، أي أن التفاعل بالنسبة لـ HCl هو من الرتبة الأولى.
3. رتبة التفاعل الكلية تساوي مجموع رتبتي تفاعل المادتين المتفاعلتين = 2 ، لذلك يوصف التفاعل بأنه من الرتبة الثانية.
4. قانون السرعة للتفاعل هو :

$$\text{سرعة التفاعل} = k [\text{NO}_2] [\text{HCl}]$$

مثال ١/ حدد الرتبة الكلية لتفاعل مادتين A , B إذا علمت ان معادلة سرعته :

$$R = K [A]^2 [B]^2$$

الحل: تجمع رتب المواد $2+2=4$ إذن التفاعل من الرتبة الرابعة .

مثال ٢/ إذا علمت ان التفاعل : $2\text{NO} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{NO}_2$ من الرتبة الأولى بالنسبة للاوكسجين والرتبة الكلية للتفاعل من الرتبة الثالثة فما القانون العام لسرعة التفاعل ؟

الحل : $3-1=2$

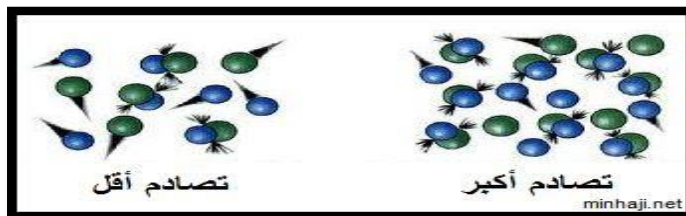
$$R = K [\text{NO}]^2 [\text{O}_2]^1$$

ثانيا / نظرية التصادمات

نظرية التصادم : هي نظرية ابتكرها كل من ماكس تراوتز و وليام لويس بين عامي 1916 و 1918 وذلك لتفسير حدوث التفاعلات الكيميائية ولتفسير اختلاف سرعة التفاعلات باختلاف المواد المتفاعلة.

فرضيات نظرية التصادم :

١. **الفرضية الأولى** " تفاعل مادتين يتطلب تصادم دقانهما " ... وعليه زيادة عدد التصادمات بين دقانق المواد المتفاعلة تزيد من احتمالية حدوث التفاعل .. وهذا ما يفسر حقيقة أن زيادة تركيز المواد المتفاعلة أو زيادة مساحة السطح المعرض للتفاعل يزيد من سرعة التفاعل الكيميائي .. لزيادة عدد التصادمات المحتملة



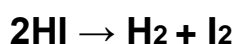
٢. **الفرضية الثانية** " يجب أن يكون التصادم فعالا كي يؤدي إلى تكوين نواتج " .. ولحدوث ذلك يجب:

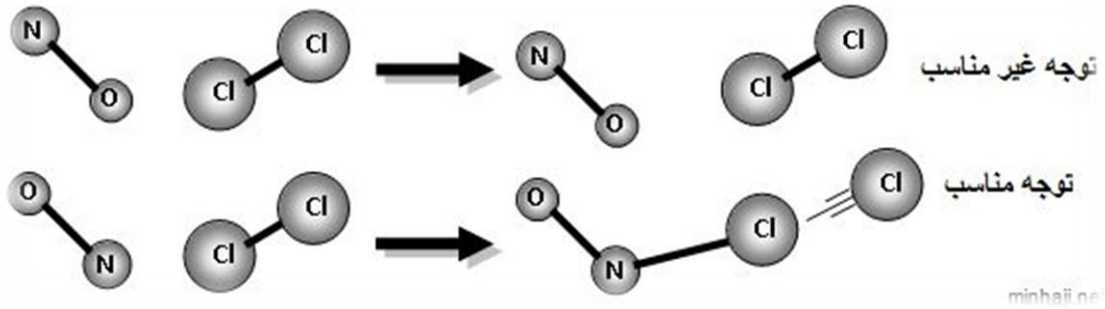
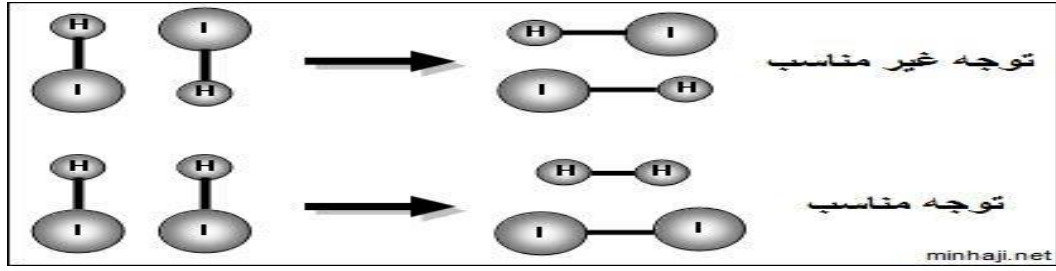
a. أن يكون اتجاه التصادم مناسباً .. بمعنى أن يحدث التصادم بين الذرتين التي ستتكون بينهما الرابطة الجديدة

a. أن تمتلك الجزيئات المتصادمة حداً أدنى من طاقة الحركة التي تكفي لكسر الروابط في المواد المتفاعلة عند تصادمها ..

طاقة التنشيط " الحد الأدنى من الطاقة اللازمة لكسر الروابط في المواد المتفاعلة عند اصطدامها "

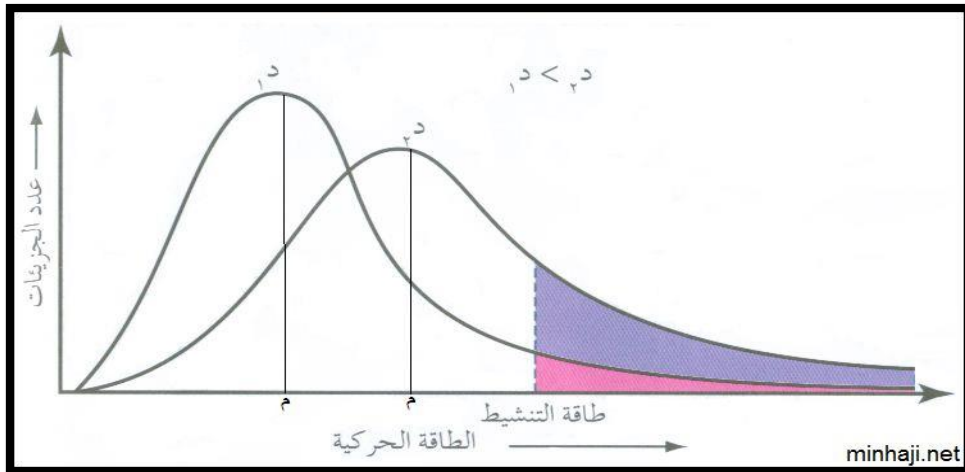
امثلة :





منحنى ماكسويل - بولتزمان

كلما زادت درجة الحرارة ازداد معدل الطاقة الحركية للجزيئات، وكلما زادت درجة الحرارة زاد عدد الجزيئات (المنطقة المظللة) التي تمتلك طاقة تساوي طاقة التنشيط أو أعلى منها (تبقى طاقة التنشيط ثابتة عند زيادة درجة الحرارة للتفاعل نفسه)، وبالتالي ازداد عدد التصادمات التي تؤدي إلى تفاعل منتج، وهذا من شأنه زيادة سرعة التفاعل.



العلاقة بين طاقة التنشيط والتغير في المحتوى الحراري للتفاعل

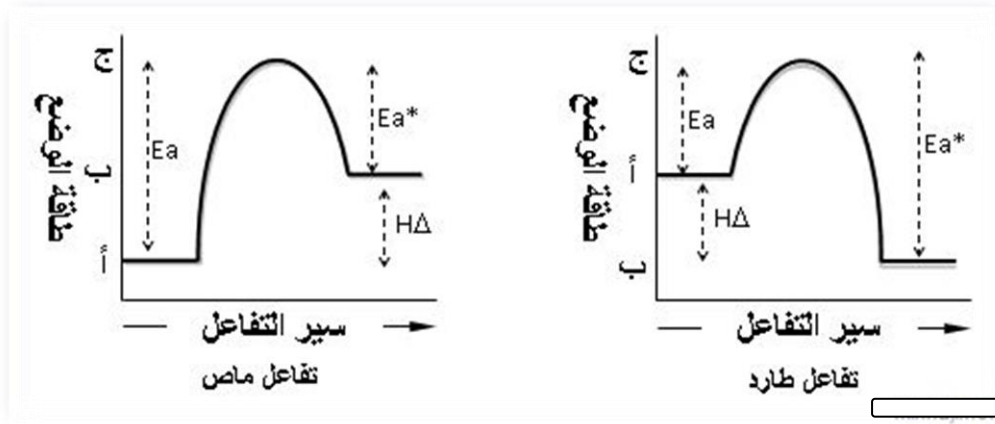
يصاحب التفاعلات تغيراً في الطاقة، فبعض التفاعلات تحتاج طاقة وتسمى تفاعلات ماصة للطاقة، وتفاعلات أخرى تنتج طاقة وتسمى تفاعلات طاردة للطاقة.

ويمكن التعبير عن التفاعل الماص والطارد باستخدام المحتوى الحراري (ΔH) أو (طاقة التفاعل)، ويمثل المحتوى الحراري الفرق بين طاقة وضع المواد الناتجة وطاقة وضع المواد المتفاعلة.

$$H = \Delta H \text{ للمواد الناتجة} - H \text{ للمواد المتفاعلة}$$

ويكون التفاعل طارداً للطاقة إذا كانت طاقة وضع النواتج أقل من طاقة وضع المتفاعلات، وعليه تكون قيمة ΔH سالبة.

ويكون التفاعل ماصاً للطاقة إذا كانت طاقة وضع النواتج أكبر من طاقة وضع المتفاعلات، وعليه تكون قيمة ΔH موجبة.



أ : طاقة وضع المواد المتفاعلة . ب : طاقة وضع المواد الناتجة .

ج : طاقة وضع المعقد المنشط .

E_a : طاقة التنشيط للتفاعل الأمامي . E_{a^*} : طاقة التنشيط للتفاعل العكسي .

ΔH : المحتوى الحراري للتفاعل .

مقارنة جدا مهمة :

التفاعلات الطاردة	التفاعلات الماصة	
أقل من طاقة وضع المواد المتفاعلة.	أعلى من طاقة وضع المواد المتفاعلة	طاقة وضع المواد الناتجة
ΔH سالبة.	ΔH موجبة.	قيمة ΔH
التفاعل الأمامي	التفاعل العكسي	التفاعل الأسهل و الأسرع حدوثا
للتفاعل الأمامي أقل من طاقة التنشيط للتفاعل العكسي.	للتفاعل العكسي أقل من طاقة التنشيط للتفاعل الأمامي .	طاقة التنشيط
$Ea^* = \Delta H + Ea$	$Ea = \Delta H + Ea^*$	

المعدن المنشط : بناء غير مستقر (حالة انتقالية بين المواد المتفاعلة والمواد الناتجة) ذو طاقة وضع عالية، ويمكنه أن يتحول إلى المواد الناتجة أو المواد المتفاعلة.

تطبيقات على التفاعلات الماصة والطاردة للحرارة

الكمامات الباردة مثال على التفاعلات الماصة للحرارة يحتوي على كيس به جزئين يفصل بينهما غشاء رقيق احدهما **نترات الامونيوم** والآخر به ماء عند الضغط على الكيس يتفاعل الماء مع نترات الامونيوم فتتحول الى كمادة باردة

يفيدنا ذلك في : ١- خفض حرارة الأطفال المرتفعة .

٢- إصابة الملاعب الرياضية

الكمامات الساخنة مثال على التفاعلات الطاردة للحرارة يحتوي على نفس الفكرة السابقه الا ان المادة التي فيه هي **كلوريد الكالسيوم** والآخرى ماء .

✚ يعد مسحوق الخميرة (بيكربونات الصوديوم) المستخدم في عمل العجائن والخبز مثالا على التفاعلات الماصة للحرارة ؟

لانه عند وضعها مع العجين تمتص حرارة الفرن وتتفكك لتنتج غاز ثاني أكسيد الكربون وبخار الماء مما يساعد ذلك في نفخ العجين .

ملحوظه :

- يعد التكتف والتجمد والاحتراق والترسيب وتفاعلات التعادل والتفاعلات النووية
- واضافة الحمض الى الماء امثلة على التفاعلات الطارد للحرارة
- بينما يعد التبخر والانصهار والتسامي امثلة على التفاعلات الماصة للحرارة .

- هذه الملاحظة مهمة جدا ، يغير الفكره فقط كل سنة ، ممكن يغيرو الحالة الفيزيائية كما في المثال السابق



- هنا تحولت المادة من حالة سائلة الى صلبة . اذا حدث لها تجمد اذن هو طارد للحرارة
- ممكن بطريقة أخرى : ايهما تفاعل ماص للحرارة وضع قارورة ماء بالثلاجة ام اذابة قطعة ثلج بقارورة ؟
- المطلوب ماص اذا هو من يحتاج حرارة فاذابة الثلج يحتاج لحرارة دائما

رابعا / العوامل المساعدة (الحافزة)

العوامل المساعدة: مواد كيميائية تزيد من سرعة التفاعلات الكيميائية دون أن تستهلك أثناء التفاعل، أو تتأثر كيميائياً.

امثلة واستخدامات العوامل المساعدة

(1) عند هدرجة الزيوت

يستخدم النيكل Ni كعامل مساعد في تفاعل هدرجة الزيوت لتحويلها إلى دهون صلبة (سمن نباتي).

(2) عند تحضير الأمونيا

يستخدم خليط من فلز الحديد Fe وأكسيد الألومنيوم Al₂O₃ كعامل مساعد في تحضير الأمونيا من تفاعل النيتروجين والهيدروجين.

(3) الإنزيمات

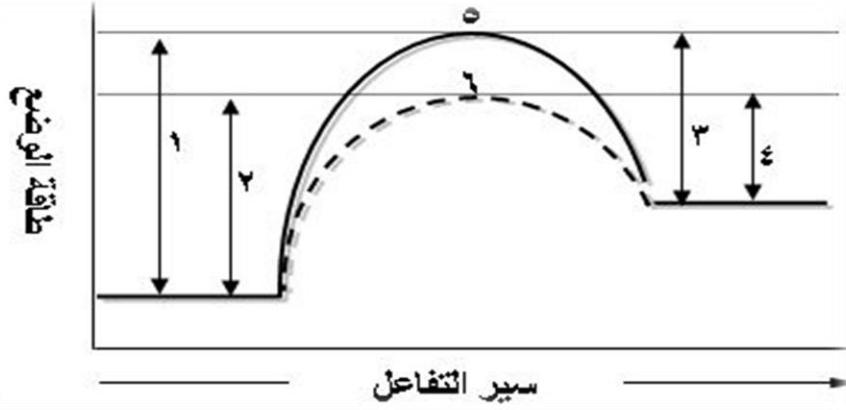
الإنزيمات عبارة عن عوامل مساعدة حيوية تسرع العمليات الحيوية داخل أجسام الكائنات الحية، وهي تستخدم في الصناعات الغذائية.

(4) تحلل فوق أكسيد الهيدروجين H₂O₂

يتحلل فوق أكسيد الهيدروجين ببطء في درجة الحرارة العادية إلى ماء وأكسجين، وعند إضافة يوديد البوتاسيوم KI إلى فوق أكسيد الهيدروجين عند درجة حرارة الغرفة يزيد من سرعة التفاعل.

كيف يعمل العامل المساعد على زيادة سرعة التفاعل؟

يزيد العامل المساعد من سرعة التفاعل عن طريق تقليل طاقة التنشيط للتفاعلين الأمامي والعكسي.

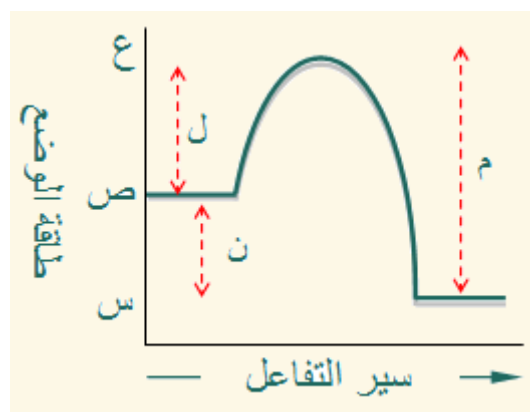


- 1: طاقة التنشيط للتفاعل الأمامي بدون عامل مساعد .
- 2: طاقة التنشيط للتفاعل الأمامي مع عامل مساعد .
- 3: طاقة التنشيط للتفاعل العكسي بدون عامل مساعد .
- 4: طاقة التنشيط للتفاعل العكسي مع عامل مساعد .
- 5: المعقد المنشط بدون عامل مساعد .
- 6: المعقد المنشط مع عامل مساعد .

من خلال المخطط السابق، لاحظنا أن العامل المساعد:

- (١) لم يؤثر في طاقة وضع المتفاعلات . لم يؤثر في طاقة وضع النواتج . لم يؤثر في المحتوى الحراري للتفاعل.
- (٢) قلل طاقة المعقد المنشط. قلل طاقة التنشيط للتفاعل الأمامي. قلل طاقة التنشيط للتفاعل العكسي. لذلك فإن العامل المساعد يزيد من سرعة التفاعل.

السؤال ١ / اعتماداً على الشكل التالي، ما الرمز الذي يدل على كل مما يأتي:



- أ- طاقة التنشيط للتفاعل الأمامي. ← (ل)
 ب- طاقة التنشيط للتفاعل العكسي. ← (م)
 ج- التغير في المحتوى الحراري للتفاعل (HD). ← (ن)

السؤال ٢ / في أي التجارب التالية يكون التفاعل بين حمض الهيدروكلوريك HCl والحجر الجيري (CaCO₃) أسرع ما يمكن؟ فسر إجابتك.

التجربة	درجة الحرارة (س°)	مساحة سطح CaCO ₃	تركيز HCl
أ	٢٠	حبيبات كبيرة	مخفف
ب	٢٠	مسحوق	مخفف
ج	٨٠	مسحوق	مخفف
د	٨٠	مسحوق	مركز
هـ	٨٠	حبيبات كبيرة	مركز

الجواب في التجربة (د) وذلك للأسباب التالية:

- 1- التفاعل يحدث عند أعلى درجة حرارة (80س).
- 2- المادة على شكل مسحوق، والمسحوق يتفاعل بشكل أسرع من الحبيبات لأن مساحة السطح أكبر.
- 3- الحمض مركزاً، والحمض المركز يتفاعل بشكل أسرع من الحمض المخفف.

٤ - الكيمياء الحرارية والمحتوى الحراري

الكيمياء الحرارية : علم يدرس انتقال الطاقة على صورة حرارة والذي يصاحب التفاعلات الكيميائية والتغيرات الفيزيائية .

- التفاعلات الكيميائية والتغيرات الفيزيائية يصاحبها تغير في الطاقة (منطلقة أو ممتصة) بصورة حرارة.

- ما الجهاز المستخدم لقياس كمية الحرارة ؟ الكالوريمتر (المسعر الحراري)

درجة الحرارة : قياس معدل الطاقة الحركية لجسيمات عينة من المادة .
- كلما زادت الطاقة الحركية لجسيمات المادة زادت درجة الحرارة

- من وحدات قياس درجة الحرارة : * المقياس المئوي $^{\circ}C$ * مقياس كلفن K

للتحويل : العلاقة $K = 273 + ^{\circ}C$

الحرارة : صورة للطاقة تنتقل تلقائياً من جسم أعلى في درجة حرارته إلى جسم درجة حرارته أقل
- وحدة قياس الحرارة هي الجول J وهو وحدة القياس في النظام الدولي SI ، والكالوري وحدة أخرى .

- لا يمكن قياس الحرارة بشكل مباشر .

- يمكن قياس درجة الحرارة بشكل مباشر .

وحدة قياس الطاقة الحرارية : الجول (وفق النظام الدولي للوحدات) وكذلك له وحده الكالوري

$$1J = 0.2390 \text{ cal} , \quad 1\text{cal} = 4.184 \text{ J} , \quad 1\text{Cal} = 1 \text{ Kcal}$$

حيث انه لا بد من التفرقة بين كلا من :

Cal وتعني السعرات الغذائية ، cal تعني السعرات (الكالوري)

الحرارة النوعية : هي كمية الحرارة اللازمة لرفع درجة حرارة جرام واحد من تلك المادة درجة سيليزية واحدة ($1^{\circ}C$) .

كمية الحرارة يمكن قياسها من خلال هذه المعادلة : $q = c \times m \times \Delta T$

حيث ان q كمية الحرارة ، m الكتلة بوحدة الجرام ، c الحرارة النوعية ،
 ΔT التغير في درجة الحرارة

المحتوى الحراري H : كمية الطاقة المخزنة في مول واحد من المادة .

-لا يمكن عملياً قياس المحتوى الحراري بصورة مباشرة .

التغير في المحتوى الحراري ΔH : الطاقة الممتصة أو المنطلقة على صورة حرارة من قبل نظام معين خلال عملية تجري تحت ضغط ثابت

$$\Delta H = H_{\text{نواتج}} - H_{\text{متفاعلات}}$$

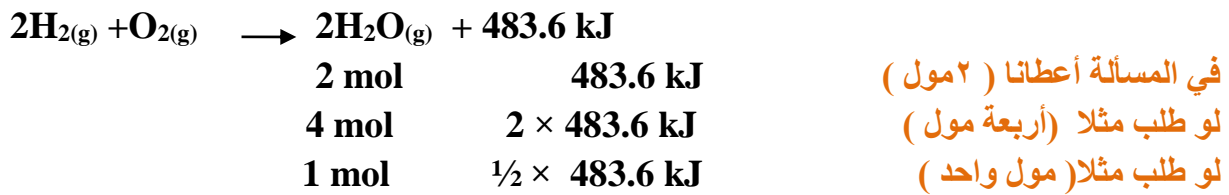
حرارة التفاعل ΔH° : كمية الطاقة المنتقلة (ممتصة أو منطلقة) كحرارة أثناء التفاعل الكيميائي .
المعادلة الكيميائية الحرارية : المعادلة التي تتضمن كمية الطاقة الممتصة أو المنطلقة كحرارة خلال التفاعل الكيميائي .

التفاعلات الطاردة : تفاعلات يصاحبها انطلاق طاقة للوسط المحيط (تنتج عنها حرارة) .

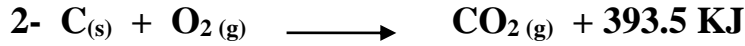
التفاعلات الماصة للحرارة : تفاعلات يصاحبها امتصاص طاقة من الوسط المحيط .

في التفاعلات الطاردة : * تكتب كمية الطاقة جهة النواتج * ΔH سالبة
في التفاعلات الماصة : * تكتب كمية الطاقة جهة المتفاعلات * ΔH موجبة

مثال - في المعادلة الكيميائية الحرارية التالية :



*حدد نوع التفاعل و قيمة ΔH :



الإجابة : -1 ماص +483.6 kJ
-2 طارد - 393.5 KJ

* علل يمكن كتابة المعاملات ككسور في المعادلات الكيميائية الحرارية الموزونة .

لأن المعاملات تمثل عدد المولات فقط ولا تمثل عدد الجزيئات .

* تغير الطاقة في المعادلة الكيميائية الحرارية يتناسب طردياً مع عدد المولات .

* أمعن النظر في المعادلة التالية ثم أجب عما يلي:



١- صنف التفاعل حرارياً .

٢- ماذا تتوقع لقيمة ΔH إذا نتج ماء سائل بدلاً من بخار الماء مع التبرير ؟

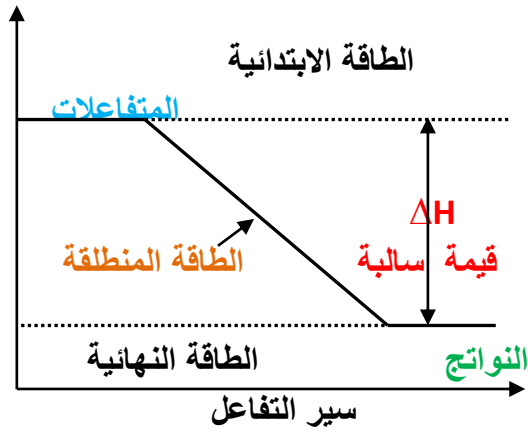
الإجابة :

١- طارد للحرارة

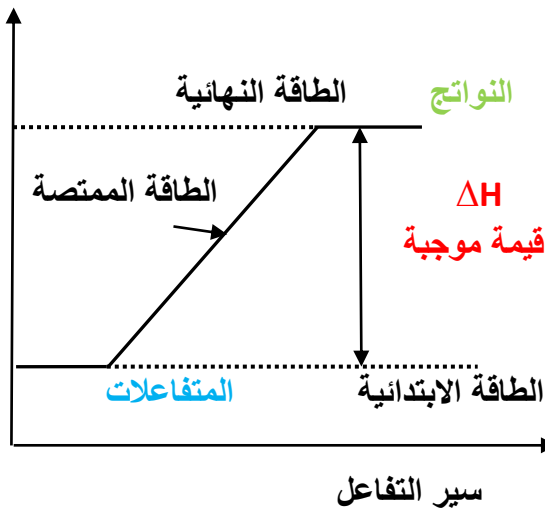
٢- تزيد قيمة ΔH لأن كمية الحرارة المنطلقة من تكون الماء السائل أكبر من كمية الحرارة المنطلقة من تكون بخار الماء .

مسار التفاعلات الطاردة للحرارة :

في التفاعلات الطاردة : طاقة النواتج أقل من طاقة المتفاعلات .



في التفاعلات الماصة: طاقة النواتج أكبر من طاقة المتفاعلات



مهم جدا فهم
المخططات

$$\Delta H = \text{الطاقة النهائية} - \text{الطاقة الابتدائية}$$

* علل: في التفاعلات الطاردة قيمة ΔH سالبة؟ لأن طاقة النواتج أقل من طاقة المتفاعلات .

حرارة التكوين القياسية ΔH_f° : تغير الحرارة الذي يحصل لدى تكون مول واحد من مركب من عناصره في حالتها القياسية عند درجة حرارة 25°C وضغط 1atm

مثال * الحالة القياسية للماء في الظروف السابقة هي السائلة .
* الحالة القياسية للحديد في الظروف السابقة هي الصلبة .

*** في المعادلة الحرارية**
 $2\text{H}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}(\text{g}) \quad \Delta H = -483.6\text{kJ}$
أجب عما يلي:

١- حدد نوع التفاعل

٣- احسب حرارة تكوين بخار الماء

الإجابة: ١- طارد

٢- -483.6kJ

٣- $\text{حرارة التكوين} = \frac{\text{حرارة التفاعل}}{\text{عدد المولات المتكونة}}$

حرارة التكوين = $\frac{483.3}{2} = -241.6 \text{ kJ/mol}$

علل: ١- غاز ثاني اكسيد الكربون CO_2 مستقر تماماً .

لأن حرارة تكوينه سالبة كبيرة وبالتالي يصاحب تفككه امتصاص قدر كبير من الطاقة .

٢- ثاني اكسيد الكربون CO_2 أكثر استقراراً من العناصر المكونة له .

لأن المحتوى الحراري له أقل من المحتوى الحراري للعناصر المكونة له .

أو لأن تكوينه ناتج عن تفاعل احتراق بين عناصره الأساسية وبالتالي تفاعل طارد للحرارة (ΔH سالبة) .

٣- غاز يوديد الهيدروجين HI عديم اللون ويظهر بلون بنفسجي في درجة حرارة الغرفة .

لأن له حرارة تكوين عالية نسبياً فهو غير مستقر ويتفكك في درجة حرارة الغرفة إلى

غاز الهيدروجين العديم اللون وأبخرة اليود البنفسجية .

٤ - يحفظ الأسيتيلين C_2H_2 محلولاً في الأسيتون .

لأن حرارة تكوينه موجبة وكبيرة وبالتالي فهو غير مستقر تماماً حيث يتفاعل بقوة مع الأكسجين .

٥- تستخدم فليمينات الزئبق $\text{HgC}_2\text{N}_2\text{O}_2$ كصاعق للمتفجرات.
لأن حرارة تكوينها موجبة وعالية جداً وبالتالي فهي غير مستقرة تماماً وتتفاعل بشدة .



لا تعتبر الحرارة الناتجة حرارة تكوين CO_2 .
لأنه لا يتكون من عناصره في حالتها القياسية عند درجة 25°C وضغط 1atm .



لا تمثل حرارة التفاعل حرارة التكوين المولية للماء .
لأن الماء في هذا التفاعل لا يتكون من عناصره الأولية (هيدروجين وأكسجين) في الحالة القياسية .



حرارة تكوين الماء.
لأن المتكون 2 mol من الماء وليس مولاً واحداً .

*رتب المركبات تصاعدياً حسب الاستقرار :



حرارة التكوين (KJ) $+ 26.7$ ، $- 393.5$ ، $+270$ ، $+ 226.5$

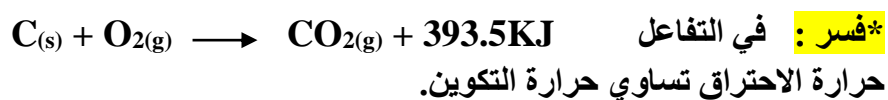
الجواب :

(الأقل استقراراً): $\text{HgC}_2\text{N}_2\text{O}_2$ ثم C_2H_2 ثم HI ثم CO_2

حرارة الاحتراق ΔH_c° : الحرارة المنطلقة لدى الاحتراق الكامل لمول واحد من المادة .
-الاحتراق : اتحاد المادة مع الأكسجين O_2 .

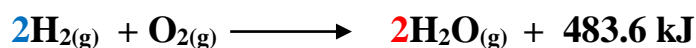
$$\frac{\text{حرارة التفاعل}}{\text{عدد المولات المحترقة}} = \text{حرارة الاحتراق}$$

* إذا كان عدد المولات المحترقة = عدد المولات المتكونة ، فإن حرارة الاحتراق = حرارة التكوين



لأن عدد مولات الجرافيت المحترقة (1mol) يساوي عدد مولات CO_2 المتكونة (1mol)

ادرس التفاعل التالي ثم أجب عن الأسئلة التي تليه :



١- ما نوع التفاعل ؟ طارد

٣- ما قيمة حرارة التفاعل ؟ $- 483.6 \text{ kJ}$

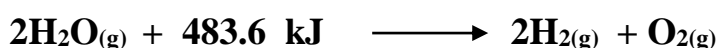
٤- ما قيمة حرارة التكوين ؟ (الماء)

$$-483.6 / 2 = - 241.8 \text{ kJ/mol}$$

٤- ما قيمة حرارة الاحتراق؟ (الهيدروجين)

$$-483.6 / 2 = - 241.8 \text{ kJ/mol}$$

٥- اكتب المعادلة الكيميائية الحرارية لتفكك بخار الماء .



*** كيف تقاس حرارة الاحتراق؟** تقاس باستخدام مسعر (كالوريمتر) الاحتراق ، توضع العينة في المسعر وتشعل بشرارة كهربائية وتحترق في جو من الأكسجين النقي فتنتج طاقة تسخن الحاوية الفولاذية للتفاعلات والماء المحيط بها ويقاس الترمومتر تغير درجة حرارة الماء ويستعمل لحساب الطاقة الناتجة من التفاعل .

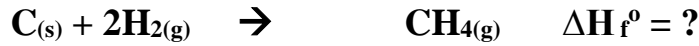
حساب حرارة التفاعل

قانون هس : التغير في المحتوى الحراري ΔH لأي تفاعل كيميائي قيمة ثابتة سواء تم التفاعل في خطوة واحدة أو عدة خطوات

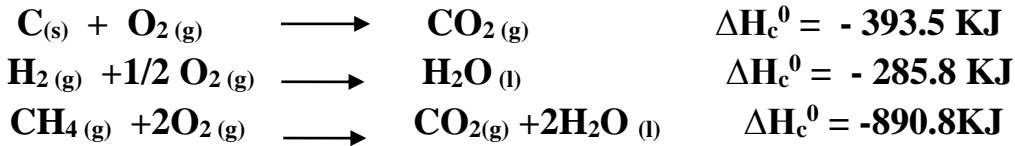
أولاً : باستخدام قانون هس : طريقة جمع المعادلات

- ١- عكس معادلة التفاعل وإشارة ΔH (حيث يلزم) .
- ٢- ضرب المعاملات وقيمة ΔH بأعداد بسيطة (حيث يلزم) .
- ٣- جمع المعادلات للحصول على المعادلة الأصلية .
(اكتب المعادلة الأصلية موزونة إذا لم تكن معطاة)

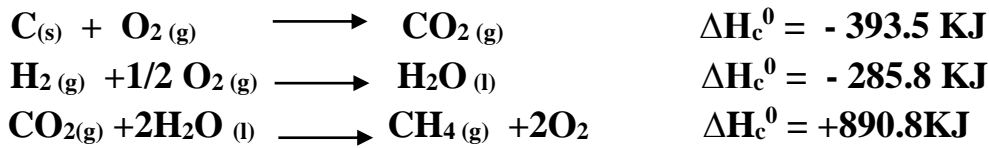
امثلة * احسب حرارة التفاعل التالي :



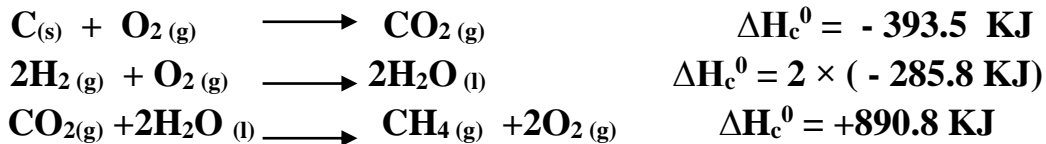
باستخدام المعادلات التالية :



الحل: ١- عكس المعادلة الثالثة وإشارة ΔH لأنها تخالف المعادلة الأصلية بينما المعادلتان الأولىتان تتفقان

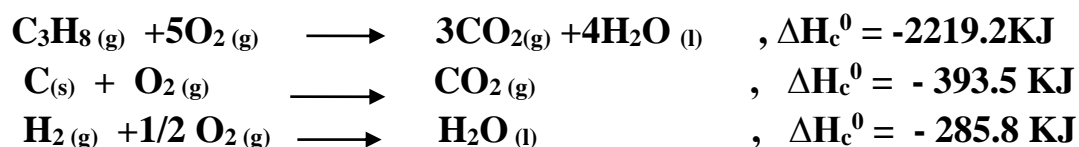


٢- ضرب المعادلة الثانية بـ ٢ وكذلك ΔH (حتى يتساوى عدد مولات H_2 مع المعادلة الأصلية)

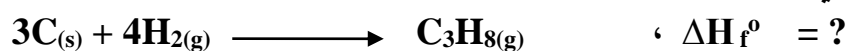


$$\Delta H_f^\circ = (- 393.5) + [2 \times (- 285.8)] + (+890.8) = - 74.3 \text{ kJ/mol}$$

*احسب حرارة تكوين غاز البروبان مستخدماً المعادلات التالية



الحل: اكتب المعادلة الأصلية



١- عكس المعادلة الأولى

٢- ضرب المعادلة الثانية بـ 3 والثالثة بـ 4

٣- جمع المعادلات . الجواب : $\Delta\text{H}^0 = \text{kJ/mol}$

- احسب كمية الطاقة المنطلقة عند تكون 30.3g من SO_2 علماً بأن حرارة تكوينه -296.8kJ/mol و ك. م = 64g/mol

$$\frac{30.3}{64\text{g}} = 0.47\text{ mol SO}_2$$

عدد مولات SO_2 :

$$\begin{array}{l} 1\text{ mol SO}_2 \quad \text{_____} \quad -296.8\text{ kJ} \\ 0.47\text{ mol SO}_2 \quad \text{_____} \quad \text{x} \end{array}$$

$$\text{X} = \frac{0.47 \times -296.8}{1} = -139\text{ kJ}$$

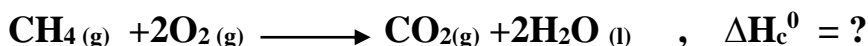
ثانياً : من حرارة التكوين : باستخدام العلاقة :

$$\Delta H = \text{مجموع } \Delta H_f^0 \text{ المتفاعلات} - \text{مجموع } \Delta H_f^0 \text{ النواتج}$$

$$\Delta H = \sum H_f \text{ نواتج} - \sum H_f \text{ متفاعلات}$$

- عند حساب $\sum H_f$ للنواتج والمتفاعلات يتم ضرب قيم حرارة التكوين لكل منها في عدد مولاته في المعادلة الموزونة .

* احسب حرارة تفاعل احتراق غاز الميثان $\text{CH}_4(\text{g})$ لتكوين $\text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$ علماً بأن حرارة التكوين $\text{CO}_2(\text{g}) = -393.5$, $\text{H}_2\text{O}(\text{l}) = -285.6$ $\text{CH}_4(\text{g}) = 74.9$ (kJ/mol)



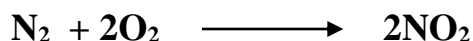
الحل :

$$\Delta H = \sum H_f \text{ نواتج} - \sum H_f \text{ متفاعلات}$$

$$\Delta H = [\text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}] - [\text{CH}_4 + 2\text{O}_2]$$

$$\Delta H = [-393.5 + (2 \times -285.6)] - [74.9 - (2 \times 0)] = -890.2 \text{ kJ/mol}$$

* احسب حرارة احتراق 1mol من النيتروجين N_2 لتكوين NO_2 علماً بأن حرارة تكوين $\text{NO}_2 = +33.2$ kJ/mol



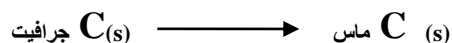
الحل :

$$\Delta H = \sum H_f \text{ نواتج} - \sum H_f \text{ متفاعلات}$$

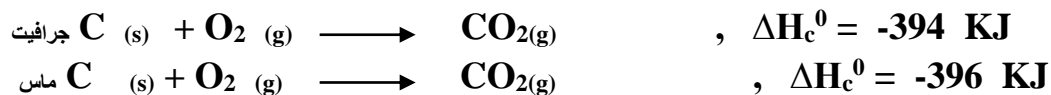
$$= 2\text{NO}_2 - [\text{N}_2 + 2\text{O}_2]$$

$$\Delta H = [2 \times (+33.6)] - [0 + (2 \times 0)] = +66.12 \text{ kJ/mol}$$

* احسب ΔH^0 لعملية تحويل الجرافيت إلى ماس في التفاعل التالي :



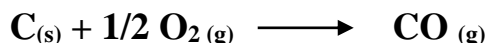
مستخدماً المعادلتين التاليتين :



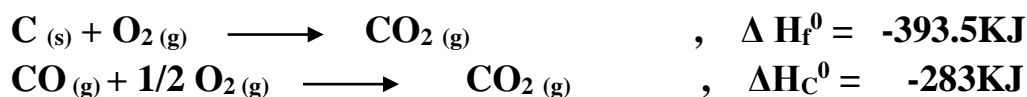
الحل : اعكس المعادلة الثانية ثم اجمع مع الأولى

حساب حرارة التكوين ΔH_f^0

مثال احسب حرارة تكوين أول اكسيد الكربون CO



مستخدماً المعادلتين التاليتين :



الحل : اعكس المعادلة الثانية ثم اجمع مع الأولى

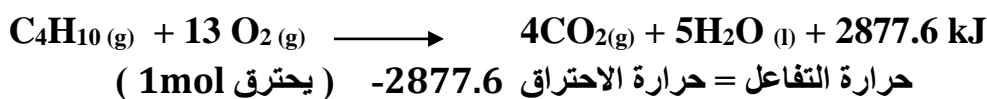
ملاحظة : يستعمل سادس

فلوريد الكبريت في حفر
أشكال دقيقة على رقائق
السليكون في إنتاج أجهزة
شبه موصلة

علل: يصعب قياس حرارة تكوين CO من C و O₂ مباشرة .
لأن التفاعلين يجريان في الوقت نفسه لنحصل على مزيج من CO و CO₂

* اكتب المعادلة الكيميائية الحرارية المعبرة عن احتراق غاز البيوتان C₄H₁₀ ثم احسب حرارة تكوين غاز البيوتان علماً بأن حرارة احتراق البيوتان = -2877.6 kJ/mol وحرارة التكوين (H₂O (l)=-285.6 , CO₂ (g)=-393.5) kJ/mol

الحل:



$$\Delta H = \sum H_f \text{نواتج} - \sum H_f \text{متفاعلات}$$

$$\Delta H = [4\text{CO}_2(\text{g}) + 5\text{H}_2\text{O}] - [\text{C}_4\text{H}_{10}(\text{g}) + 13/2 \text{O}_2(\text{g})]$$

$$2877.6 = [(4x-393.5)+(5x-285.8)] - [\Delta H_f^0 + (13/2 \times 0)]$$

$$\Delta H_f^0 = -125.4 \text{ kJ/mol}$$

* احسب حرارة تكوين ثاني أكسيد الكبريت SO₂ من عنصريه الكبريت والأكسجين مستخدماً المعادلة الكيميائية الموزونة والمعلومات التالية :



الحل: معادلة تكوين ثاني أكسيد الكبريت

١- ا عكس المعادلة الثانية .

٢- اضرب المعادلة الثانية ب ١/٢ أو اقسام على ٢

٥- اجمع المعادلتين (الجواب : -296.1 kJ)

الاتزان الكيميائي والعوامل المؤثرة فيه

✚ تقسم التفاعلات حسب اتجاه حدوثها إلى قسمين هما:

1- تفاعلات غير منعكسة

وهي التفاعلات التي تتحول فيها كل المواد المتفاعلة إلى مواد ناتجة ، أي أن التفاعل يسير باتجاه واحد نحو اليمين .

مثال :

تفاعل احتراق سكر الغلوكوز مع كمية كافية من الأكسجين.



2- تفاعلات منعكسة

وهي التفاعلات التي يمكن فيها للمواد الناتجة أن تعود وتشكل المواد المتفاعلة، ويعبر عنه بسهمين متعاكسين، ومعظم التفاعلات الكيميائية منعكسة.

✚ عند بدء التفاعل فإن تركيز المواد المتفاعلة يقل وفي نفس الوقت يزداد تركيز المواد الناتجة وبعد فترة يظل تركيز المواد المتفاعلة والناتجة ثابتا مع تغير الزمن .

✚ عند بدء التفاعل تكون سرعة التفاعل العكسي مساوية للصفر وذلك لعدم تكون نواتج بينما سرعة التفاعل الطردي كبيرة

شروط حدوث الاتزان :

٢- أن يكون مغلقا

٣- بعيدا عن المؤثرات

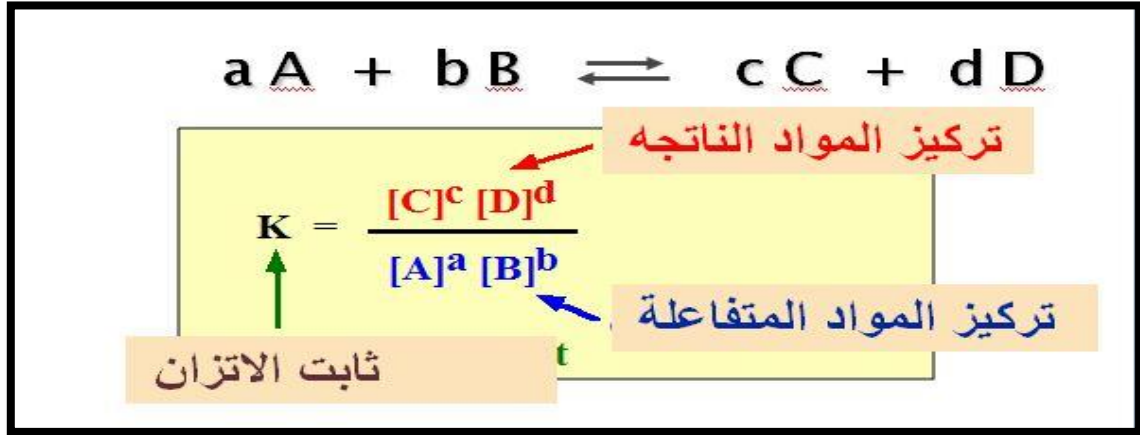
معلومات عن استخدامات اليود في الطب :
استخدم نظير اليود المشع I-131 في تشخيص وعلاج الغدة الدرقية .
بينما استخدم اليود كمضاد للجراثيم كما يدخل يوديد اليوتاسيوم في ادوية علاج الغدة الدرقية

توضع كربونات الصوديوم الهيدروجينية (صودا الخبز) في الثلاجه لامتصاص الروائح , كما تدخل في المكونات الرئيسية لبعض معاجين الاسنان

ثابت الاتزان الكيميائي

هو مقدار ثابت يعبر عن الحالة التي تصل إليها مجموعة من المواد المتفاعلة عكسيا عندما تتساوي سرعة التفاعلين العكسيين

قانون ثابت الاتزان للتفاعل المتزن :



قيمة ثابت الاتزان عبارة عن كسرٍ بسطه حاصل ضرب تراكيز المواد الناتجة المولاري ومقامه يساوي حاصل ضرب تراكيز المواد المتفاعلة المولاري مرفوعاً تركيز كل مادة إلى أسٍ يساوي معامل هذه المادة في المعادلة الموزونة .

ملاحظة :

المواد في الحالة الصلبة وفي الحالة السائلة لا تكتب في قانون ثابت الاتزان لان تراكيزها ثابتة

دلالة قيمة ثابت الاتزان

١- إذا كانت $K > 1$ فان التفاعل ينزاح نحو الاتجاه الأمامي (معظم المتفاعلات تتحول إلى نواتج)

٢- وإذا كانت $K < 1$ فان التفاعل ينزاح نحو الاتجاه العكسي (معظم المتفاعلات لم تتحول إلى نواتج)

❖ هنالك عوامل مؤثرة على قيمة ثابت الاتزان وهي :

١- طبيعة المواد المتفاعلة والناتجة

٢- درجة الحرارة

مثال آخر :

إذا علمت أن التفاعل الآتي متزن عند ٤٠٠°م. $H_2 + I_2 \rightleftharpoons HI$ فإذا كانت تراكيز المواد في هذا النظام على النحو الآتي :
تركيز $I_2 = 0.221$ مول / لتر، وتركيز $H_2 = 0.221$ مول / لتر،
تركيز $HI = 1.563$ مول / لتر. فاحسب ثابت التركيز لهذا النظام.

الحل :

المعطيات

$[H_2] = 0.221$ مول / لتر و $[I_2] = 0.221$ مول / لتر. $K_{eq} = ?$

$$\frac{[HI]^2}{[H_2][I_2]} = K_{eq} \quad \text{بما أن :}$$
$$50 = \frac{[1.563]^2}{[0.221][0.221]} = K_{eq}$$

العوامل المؤثرة على حالة الاتزان :

- ١- تركيز المواد
- ٢- الضغط .
- ٣- درجة الحرارة.

سؤال/ إضافة العامل المساعد في المعادلة الموزونة التالية سوف تزيد من سرعة:



أ- التفاعل الأمامي فقط. ب- التفاعل العكسي فقط .

ج- التفاعلين الأمامي والعكسي معاً.

د- لا تؤثر في سرعة التفاعلين الأمامي والعكسي.

2- يكون التفاعل الكيميائي في وضع اتزان عند:

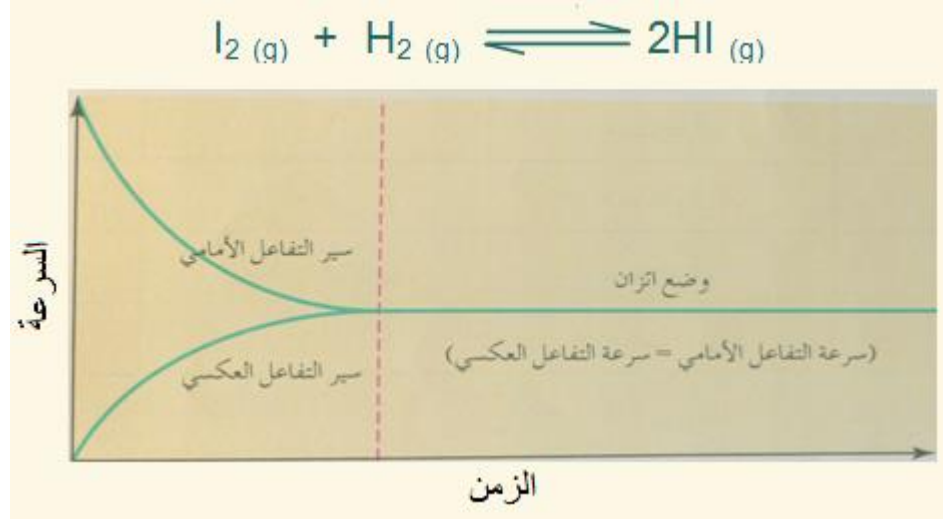
أ- توقف التفاعلين الأمامي والعكسي. ب- استهلاك جميع المواد المتفاعلة.

ج- تساوي سرعة التفاعلين الأمامي والعكسي.

د- تحول جميع المواد المتفاعلة إلى مواد ناتجة.

السؤال التاسع:

الشكل أدناه يوضح تفاعل I_2 مع H_2 لتكوين HI وفق المعادلة التالية، ادرس الشكل، ثم أجب عن الأسئلة التي تليه:



- أ- كيف تتغير سرعة تكون HI قبل وصول التفاعل إلى وضع الاتزان؟
- ب- متى يكون معدل سرعة التفاعل الأمامي أعلى؟
- ج- ماذا يحدث لسرعة التفاعل الأمامي بعد وصول التفاعل لوضع الاتزان؟
- د- هل يمكن أن تكون سرعة التفاعل العكسي صفراً؟ فسر إجابتك.
- هـ- هل يمكن أن تكون سرعة التفاعل الأمامي صفراً؟ فسر إجابتك.
- و- ما العلاقة بين سرعة التفاعل الأمامي، وسرعة التفاعل العكسي عند وصول التفاعل إلى وضع الاتزان؟

الجواب

- أ) يقل. ، ب) عند بدء التفاعل. ، ج) تثبت (أو تتساوى مع سرعة التفاعل العكسي).
- د) يمكن، لأنه عند بداية التفاعل تكون تراكيز النواتج صفراً.
- هـ) لا يمكن لأن المواد المتفاعلة تكون موجودة دائماً في النظام.
- و) تكون سرعة التفاعل الأمامي مساوية لسرعة التفاعل العكسي..

مبدأ لوشاتلييه

إذا أثر مؤثر ما (مثل التركيز أو الضغط أو درجة الحرارة) على تفاعل في حالة الاتزان فإن التفاعل يسير في الاتجاه الذي يقلل فيه من فعل هذا المؤثر.

أولاً : أثر التركيز على حالة الاتزان

وجد عملياً أنه بزيادة تركيز إحدى المواد المتفاعلة فإن التفاعل سيسير في الاتجاه الأصلي نحو تكون المزيد من المواد الناتجة.

وعند زيادة تركيز إحدى المواد الناتجة فإن التفاعل يسير في الاتجاه العكسي نحو تكون المزيد من المواد المتفاعلة ، والعكس بالعكس.

وفي كل الحالات تبقى قيمة ثابت الاتزان K ثابتة لا تتغير فتغير التركيز لا يؤثر على قيمة ثابت الاتزان

ثانياً : أثر الضغط على حالة الاتزان

يقتصر أثر الضغط في التفاعلات المتزنة على التفاعلات الغازية فقط ووجد عملياً أن أثر الضغط على حالة الاتزان يتوقف على نوع التفاعل من حيث تساوي عدد مولات المواد في طرفي المعادلة أو عدم تساويها ، ففي التفاعلات التي يكون فيها عدد مولات المواد المتفاعلة يساوي عدد مولات المواد الناتجة وجد أن تغير الضغط لا يؤثر على حالة الاتزان ولا على قيمة ثابت الاتزان K بالطبع. أما بالنسبة للتفاعلات التي تختلف فيها عدد مولات المواد في طرفي المعادلة فوجد أنه **زيادة الضغط** (**زيادة الضغط على النظام بالكامل**) فإن التفاعل يتجه نحو الطرف الذي يكون فيه عدد مولات المواد أقل ، **وبنقص الضغط يتجه التفاعل نحو عدد المولات الأكثر** ولا تتأثر هنا قيمة ثابت الاتزان K أيضاً.



لا يتغير موضع الاتزان عند زيادة الضغط على النظام ؟

لان عدد مولات المتفاعلات (١ مول من N ، ١ مول من O) = عدد مولات النواتج (٢)

ثالثاً : أثر درجة الحرارة على حالة الاتزان

يتوقف أثر درجة الحرارة في التفاعلات المتزنة على نوع التفاعل من حيث المحتوى الحراري

ففي التفاعلات الماصة للحرارة وجد عملياً أن ارتفاع درجة الحرارة في التفاعل المتزن تجعل التفاعل يسير في الاتجاه الأصلي نحو تكوين المزيد من المواد الناتجة (على حساب المواد المتفاعلة) بمعنى أنه في هذه الحالة سيزداد تركيز المواد الناتجة (الموجودة في بسط قانون الاتزان) ويقل تركيز المواد المتفاعلة (الموجودة في المقام) لذلك **نجد أن قيمة ثابت الاتزان تزداد بارتفاع درجة الحرارة في التفاعلات الماصة للحرارة ، والعكس صحيح بخفض درجة الحرارة.**

وفي التفاعلات الطاردة للحرارة وجد عملياً أن ارتفاع درجة الحرارة في التفاعل المتزن تجعل التفاعل يسير في الاتجاه العكسي نحو تكون المزيد من المواد المتفاعلة (على حساب المواد الناتجة) بمعنى أنه في هذه الحالة سيزداد تركيز المواد المتفاعلة (الموجودة في مقام قانون الاتزان) ويقل تركيز المواد الناتجة (الموجودة في البسط) لذلك **نجد أن قيمة ثابت الاتزان تقل بارتفاع درجة الحرارة في التفاعلات الطاردة للحرارة ، والعكس صحيح بخفض درجة الحرارة.**

رابعاً : المواد الحافزة والمثبطات

وجد عملياً بأنها لا تؤثر على حالة الاتزان اطلاقاً ويتوقف أثرها على زيادة سرعة الوصول إلى حالة الاتزان عن طريق زيادة سرعة التفاعلين العكسيين. ومن ثم فإنها لا تؤثر على قيمة ثابت الاتزان K أيضاً. **وكذلك المثبطات (السموم)** فليس لها تأثير لا على حالة الاتزان ولا قيمة ثابت الاتزان.

لسهولة فهم هذا الدرس لنتخيل معاً أن لدينا ميزان ذوا كفتين احدي الكفات متفاعلات و الأخرى نواتج فأى زيادة في جهة سوف يؤدي إلي ثقل الكفة ونزولها فلكي نحدث التوازن سوف نتجه للجهة الأخرى . أي إذا زدنا تركيز المتفاعلات فسوف تثقل الكفة ونتجه للنواتج لنحدث توازن بينهم (يعني أن التفاعل سوف يتجه للنواتج أي بالاتجاه الأصلي) وإذا نقصنا من تركيز المتفاعلات فإن الكفة التي سوف تثقل وتنزل أسفل هي كفة النواتج لذلك لكي نحدث توازن فإننا سوف نتجه إلي المتفاعلات (أي أن التفاعل سوف ينزاح إلي المتفاعلات أي بالاتجاه المعاكس) ، وبالمثل للنواتج وكذلك للحرارة .

هذا الجدول جدا
مهم فهمه لا يخلو
قياس منه

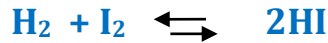
ملخص العوامل المؤثرة في الاتزان :

العوامل المؤثرة	موضع الاتزان	ثابت الاتزان
إضافة حافظ	لا يتأثر	لا يتغير قيمته
زيادة تركيز المتفاعلات	ينزاح نحو اليمين (للنواتج)	لا يتغير قيمته
زيادة تركيز النواتج	ينزاح نحو اليسار (للمتفاعلات)	لا يتغير قيمته
نقصان تركيز المتفاعلات	ينزاح نحو اليسار للمتفاعلات	لا يتغير قيمته
نقصان تركيز النواتج	ينزاح نحو اليمين للنواتج	لا يتغير قيمته
زيادة الضغط	نحو مولات الغاز الأقل وإذا تساوت المولات لا يتأثر	لا يتغير قيمته
نقصان الضغط	نحو مولات الغاز الأكثر وإذا تساوت المولات لا يتأثر	لا يتغير قيمته
زيادة درجة الحرارة : ٣- الطارد للحرارة	ينزاح نحو اليسار للمتفاعلات	تقل قيمته
٤- الماص للحرارة	ينزاح نحو اليمين للنواتج	تزيد قيمته
انخفاض درجة الحرارة : ١- الطارد للحرارة	ينزاح نحو اليمين للنواتج	تزيد قيمته

تنبيه: لسهولة فهم تأثير الحرارة على ثابت الاتزان عندما يكون اتجاه موضع الاتزان للنواتج تزداد قيمة ثابت الاتزان لان النواتج بالا على في القانون والعكس صحيح يقل اذا كان موضع الاتزان منازح للمتفاعلات .

تدريبات مختارة من قياس :

١- اذا كان التفاعل التالي متزن وطارد للحرارة فإنه عند تبريد التفاعل يحدث :



(أ) تزيد قيمة K . (ب) لا تتغير قيمة K . (ت) تقل قيمة K . (ث) تزيد المتفاعلات

توضيح / كلمة تبريد
التفاعل تعني خفض
درجة الحرارة .
والطارد يجعل التفاعل
ينزاح إلى النواتج
بالتالي قيمة K تزداد

٢- في التفاعل السابق (نفس المعادلة) فإنه بزيادة حجم الوعاء :

(أ) تزداد النواتج (ب) تقل النواتج (ت) لا تتأثر حالة الاتزان (ث) تزيد قيمة K



أي التغيرات التالية تزيد قيمة ثابت الاتزان ؟

(أ) سحب O_2 (ب) اضافة مادة حفازة

(ت) اضافة SO_4 (ث) خفض درجة الحرارة

توضح / زيادة قيمة الثابت تعني ان التفاعل انزاح للنواتج فلكي يتم ذلك لابد ان يكون هنالك خفض لدرجة الحرارة في النواتج



أي التغيرات التالية تجعله يميل لانتاج كمية اكبر من غاز البروم Br_2 ؟

(أ) زيادة الضغط الكلي

(ب) سحب كمية من Br_2

(ت) اضافة NO

(ث) خفض درجة الحرارة

لكي نزيد إنتاج البروم لابد أن ينزاح التفاعل إليه إذا الخيار المناسب هو سحب البروم أو التقليل منه

تعريف حاصل الإذابة:

يعرف حاصل الإذابة بأنه حاصل ضرب تراكيزات الأيونات الناتجة في محلول مشبع بملح شحيح الذوبان بحيث يرفع تركيز كل أيون إلى قوة تساوي معاملته في المعادلة الكيميائية الموزونة.



$$K_{sp}(A_aB_b) = [A^+]^a [B^-]^b$$

تعريف اخر لحاصل الإذابة : هو حاصل ضرب تركيز أيونات الملح الذائبة مرفوعة لأس معين (عدد المولات في المعادلة الموزونة)

تطبيقات حاصل الإذابة وأهمية تحديد حاصل الإذابة K_{sp}

1- يتكون الراسب إذا كان الحاصل الأيوني أكبر من قيمة حاصل الإذابة ، $Q_{SP} > K_{SP}$ (في هذه الحالة يكون المحلول فوق مشبع)

لا يتكون الراسب في حالتين:

أ- إذا كان الحاصل الأيوني يساوي قيمة حاصل الإذابة ، $Q_{SP} = K_{SP}$ (في هذه الحالة يكون المحلول مشبع) ولا يحدث تغير

ب- إذا كان الحاصل الأيوني أقل عن قيمة حاصل الإذابة ، $Q_{SP} < K_{SP}$ (في هذه الحالة يكون المحلول غير مشبع)

✚ **الحاصل الأيوني Q_{SP}**: أي حاصل ضرب تراكيز الأيونات الذائبة كل مرفوع إلى قوته المناسب

2- تحديد الملح الأكثر ذائبية بين عدة أملاح (بزيادة قيمة ثابت الإذابة K_{sp} تزداد ذوبانية الأملاح)

✚ **لايجاد ثابت حاصل الذائبية نتبع عدة خطوات :**

✚ ١- نكتب معادلة الذوبان في الماء (التآين في الماء)

✚ ٢- نكتب قانون الذائبية K_{sp} = التركيز المولاري للأيونات المتفككة مرفوعة الي معاملاتهما (نعوضها عنها ب S)

مثال / ماقيم الذائبية المولارية ل (AgI) اذا علمت ان قيمة K_{sp} ليوديد الفضة عند درجة حرارة 298 K تساوي 16 × 10⁻²⁵ ؟



$$K_{sp} = [\text{Ag}^+][\text{I}^-] = 16 \times 10^{-25}$$

$$[\text{Ag}^+][\text{I}^-] = (s)(s) = s^2 = 16 \times 10^{-25}$$

$$s = \sqrt{16 \times 10^{-25}} = 4 \times 10^{-5}$$

ملاحظة : السالب
يروح مع الجذر
التربيعي لكن مع
الجذر التكعيبي لا
يختفي يتواجد في
الناتج

سؤال ٢: ماقيم الذائبية المولارية ل (Pbl₂) اذا علمت ان قيمة K_{sp} ل يوديد الرصاص عند درجة حرارة 298 K تساوي 8.8 × 10⁻⁹ ؟

الحل :



$$K_{sp} = [\text{pb}^+][\text{I}^-]^2 = 8.8 \times 10^{-9}$$

$$[\text{pb}^+][\text{I}^-]^2 = (s)(s^2) = s^3$$

$$s^3 = \sqrt[3]{8.8 \times 10^{-9}} = 2.2 \times 10^{-1}$$

الأحماض و القواعد في الكيمياء

الأحماض هي مادة كيميائية لها القدرة على منح بروتون لمادة أخرى تتفاعل معها، أي أنها تمتلك القدرة على زيادة تركيز أيون الهيدروجين في الماء ليكون H^+ ، وبالتالي فهي تكون قادرة على استقبال زوج أو أكثر من الإلكترونات.

صفات وخصائص الأحماض:

- 1- مذاقها حمضي قوي جداً.
- 2- المحاليل الناتجة منها تعتبر موصلة للكهرباء.
- 3- تحوّل ورقة عباد الشمس إلى اللون الأحمر عند التفاعل معه.
- 4- تتفاعل مع القواعد (تفاعل التعادل) وتفقد خواصها
- 5- تتفاعل مع الكربونات و البيكربونات ويتصاعد غاز ثاني أكسيد الكربون،
- 6- تتفاعل مع بعض الفلزات (Zn – Mg) ينتج أملاح الفلزات، ويتصاعد غاز الهيدروجين.
- 7- ينتج شوارد الهيدرينيوم أثناء تواجدها في الماء.
- 8- تمتلك قوةً هيدروجينية أقل من 7.
- 9- تستعمل الأحماض في عملية التخليل (عمل المخلات) كمادة حافظة لقتل البكتريا .

الحموض القويّة: هي الحموض التي تتأين بشكل كليّ في الماء، وينتج من هذا التأين أيونات موجبة وأخرى سالبة، وتكون موصلة للكهرباء بكفاءة عالية، ويشار في معادلة التأين لها بسهم واحد (أي غير متزن)

ومن الأمثلة على الحموض القويّة:

حمض الهيدروكلوريك HCl ، حمض النتريك HNO_3
حمض الكبريتيك H_2SO_4 ، حمض البيروكلوريك $HClO_4$
حمض بروميد الهيدروجين HBr ، حمض يوديد الهيدروجين HI

الحموض الضعيفة: هي الحموض التي تتأين بشكل جزئيّ في الماء، وتكون موصلة للكهرباء بشكلٍ ضعيف، ويشار لها بسهمين في معادلة التأين (يدل على حالة اتزان)

ومن الأمثلة على الحموض الضعيفة:

حمض الإيثانويك CH_3COOH ، حمض الهيدروفلوريك Hf.

استخدامات الأحماض

- 1- يستخدم الخل في الطعام، ويحتوي على حمض الإيثانويك.
- 2- تحتوي الحمضيات على حمض يسمى حمض الستريك.
- 3- يحتاج الجسم إلى حمض الأسكوربيك المعروف بفيتامين C .
- 4- يستخدم النمل حمض الفورميك (حمض النمل) لحقن ضحيته عند لسعها.
- 5- يدخل حمض الكبريتيك في صناعة الأسمدة والفولاذ والطلاء والبلاستيك.
- 6- تُستخدم الأحماض في البطاريات.
- 7- يُستخدم حمض الهيدروكلوريك في تنظيف الشوائب عن سطوح الأدوات الفلزية. وفي تنظيف الطوب والخرسانة
- 8- يُستخدم حمض النيتريك في صناعة الأسمدة والبلاستيك والأصباغ.

الحمض في البيئة

يلعب حمض الكربونيك دوراً أساسياً في تشكيل الهوابط والصواعد في الكهوف.

خطوات تشكل الهوابط والصواعد

- 1- يذوب غاز ثاني أكسيد الكربون في الماء مكوناً حمض الكربونيك.
- 2- يذيب حمض الكربونيك **كربونات الكالسيوم (الحجر الجيري)** التي تكوّن صخور الكهوف الجيرية فيسبب تأكلها.
- 3- عندما يتساقط المحلول الحمضي من سقف كهف على أرضيته يتبخر الماء فتقل ذائبية غاز ثاني أكسيد الكربون ويتصاعد من المحلول.
- 4- تقل حموضة المحلول، وتقل ذائبية الحجر الجيري، فيترسب على أرضية الكهف مكوناً الصواعد، ويتدلى من سقف الكهف مكوناً الهوابط.

معلومة مهمة / يستعمل الجيولوجيون حمض HCL للتعرف على الصخور الجيرية التي تتميز بتفاعلها مهمة وإنتاج فقاعات من غاز CO₂

القواعد : هي مواد كيميائية لها القدرة على استقبال بروتون من مادة أخرى حامضية تتفاعل معها، أي أنها تزيد من تركيز أيون الهيدروكسيد OH^- أثناء وجوده في الماء، وبالتالي فهي قادرة على منح زوج أو أكثر من الإلكترونات.

صفات وخصائص القواعد:

- 1- تحول ورقة عباد الشمس إلى اللون الأزرق عند التفاعل معه.
- 2- مذاقها مر كثيراً و تمتلك ملمساً صابونياً.
- 3- المحاليل الناتجة منها تعتبر موصلة للكهرباء.
- 4- تنتج الأملاح عند تفاعلها من الأحماض.
- 5- عند زيادة تركيز هذه المواد تنتج مواد حارقة.
- 6- تتفاعل مع بعض الفلزات مثل الخارصين او الالومنيوم وينطلق غاز الهيدروجين .
- 7- تمتلك قوةً هيدروجينية أكثر من 7، وعندما تصل إلى درجة 14 تكون في أعلى المستويات من تركيزها.

القواعد القويّة: هي القواعد التي تتأين بشكل كلي في الماء، وهي مواد موصلة للكهرباء بكفاءة عالية

ومن الأمثلة هذه القواعد:

هيدروكسيد الصوديوم NaOH ، هيدروكسيد البوتاسيوم KOH
هيدروكسيد الليثيوم LiOH ، هيدروكسيد الباريوم Ba(OH)_2 هيدروكسيد الكالسيوم Ca(OH)_2 ، كربونات الصوديوم (رماد الصودا) NaCO_3

القواعد الضعيفة: هي المواد التي تتأين بشكل جزئي في الماء، وهي مواد موصلة للكهرباء لكن ضعيفة جداً ومن الأمثلة عليها : هيدروكسيد الأمونيوم NH_4OH ، NH_3 ، CH_3NH_2

استخدامات القواعد

- 1- تدخل في صناعة الصابون ومستحضرات التنظيف، فالقواعد تنتج أيونات الهيدروكسيد التي تتفاعل بشدة مع الدهون وتزيل الأوساخ.
- 2- تحتوي منظفات الأفران والطباشير على قواعد.
- 3- الدم محلول قاعدي.
- 4- يستخدم هيدروكسيد الكالسيوم لتحديد خطوط الملاعب الرياضية، وفي معالجة حموضة التربة في الحقول والبساتين.
- 5- يستخدم هيدروكسيد الصوديوم في صناعة الصابون، وفي تنظيف الأفران، وتسليك المجاري والمصارف.

ملاحظة: هناك مواد وسطية تتصرف كاحماض او قواعد وفقا للظروف التي تقع فيها تدعي بالمواد المتردده (الامفوتيرية) مثل الماء والبيكربونات وهيدروكسيدات الفلزات .

نظريات الأحماض والقواعد:-

- لافوازيه (1777 م):** اقترح أن الأحماض تحتوي أكسجين.
- ديفي (1816 م):** اكتشف أن حمض الهيدروكلوريك (HCl) لا يحتوي على الأكسجين، فهذا يعني قصور نظرية لافوازيه.
- واقترح ديفي أن الأحماض تحتوي على هيدروجين.
- ليبج (1838 م):** عرف الحمض بأنه المركب الكيميائي الذي يحتوي على الهيدروجين الذي يمكن أن يحل محله عنصر فلزي.

وهناك ثلاث نظريات حديثة لتعريف الحمض والقاعدة

اولا : نظرية أرهينيوس

قاعدة أرهينيوس المادة تتفكك وتعطي أيون الهيدروكسيد السالبة OH-	حمض أرهينيوس المادة تتفكك في الماء وتعطي أيون الهيدروجين H+ الموجب
---	---

ملاحظة: ١- يعتبر الماء متعادلاً حسب النظرية الأيونية (نظرية أرهينيوس) لأنه يتفكك إلى أيونات الهيدروجين الموجبة وأيونات الهيدروكسيل السالبة

٣- يعبر عن التفكك الكلي لحمض أو لقاعدة أرهينيوس القوي بسهم أحادي الاتجاه، ويعبر عن التفكك الجزئي لحمض أرهينيوس بسهم ثنائي الاتجاه.

٤- شرط أساسي في نظريته لا بد أن الحمض أو قاعدة يذوبان في الماء

قصور نظرية أرهينيوس

١- لم تستطع تفسير حامضية بعض المركبات التي لا تحتوي على أيون H^+ في تركيبها مثل CO_2 ولا قاعدية بعض المركبات التي لا تحتوي على أيون OH^- في تركيبها مثل NH_3

٢- اقتصر على المركبات في المحاليل المائية فقط لذلك لا يعد غاز HCl حمضاً لأنه لا يذوب في الماء

مهم جداً معرفة تعريف كل نظرية لأنهم يجيبوا أمثلة ويقولك صنفها حسب نظرية العالم

ثانياً: نظرية برونشتد - لوري

قاعدة برونشتد - لوري المادة التي تستقبل بروتونا H^+ من مادة أخرى	حمض برونشتد - لوري المادة التي تمنح بروتونا H^+ لمادة أخرى
---	---

عند ذوبان النشادر NH_3 في الماء H_2O يعتبر:-



النشادر NH_3 قاعدة لأنه يستقبل بروتونا H^+ من جزيء الماء ويطلق على أيون NH_4^+ الناتج بعد عملية اكتساب القاعدة للبروتون مصطلح الحمض المقترن: الحمض المقترن: المادة الناتجة عن اكتساب القاعدة بروتونا H^+	الماء H_2O حمضاً لأنه منح بروتونا H^+ لجزيء النشادر ويطلق على أيون OH^- الذي يتبقى من الحمض بعد عملية فقد البروتون مصطلح القاعدة المقترنة: القاعدة المقترنة: المادة الناتجة بعد ما يفقد الحمض بروتونا H^+
--	---

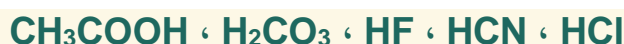
ملاحظة: اعتبر الماء متردداً حسب نظرية برونشتد - لوري على أنه لأنه يحمل صفات حمضية وقاعدية معا

عيوب النظرية /

لم تستطع تصنيف ثالث فلوريد البورون BF_3 الي كونه حمض او قاعدة لانه لا يحتوي على بروتونات موجبة H^+ او ايونات الهيدروكسيل السالبة OH^- .

قد يكون حمض برونستد – لوري:

(1) حمض أرهينيوس مثل:



(2) أيوناً موجباً يحتوي على هيدروجين، مثل:



(3) أيوناً سالباً يحتوي على هيدروجين يمكن منحه، مثل:



✚ انظر كيف تكتب المعادلات حسب تعريف برونستد – لوري، ولاحظ أن الماء سلك في المعادلات سلوك القاعدة:

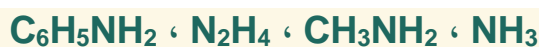


✚ قد تكون قاعدة برونستد – لوري:

(1) قاعدة أرهينيوس، مثل:



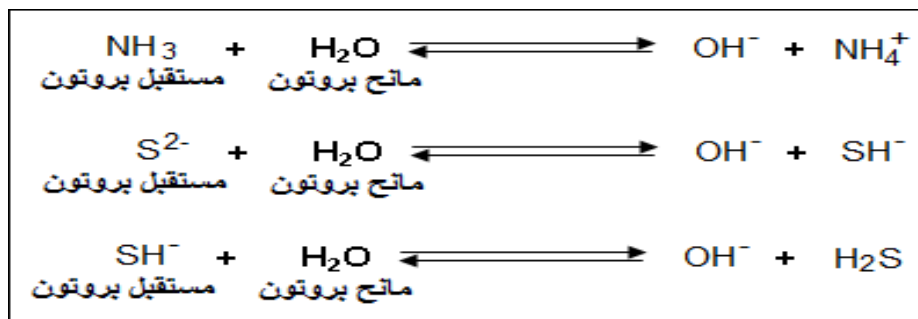
(2) مركبات النتروجين المتعادلة، مثل:



(3) أيوناً سالباً، مثل:

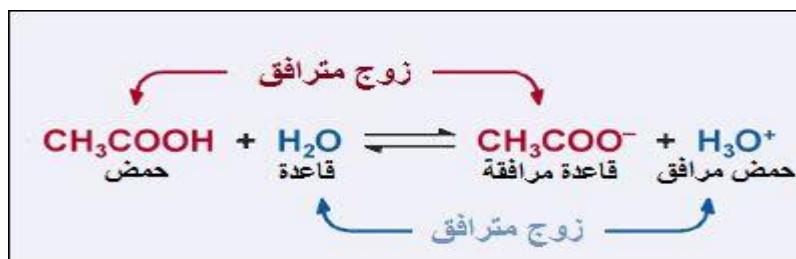


انظر كيف تكتب المعادلات حسب تعريف برونستد - لوري، ولاحظ أن الماء قد سلك سلوك الحمض مع القواعد:



معلومة: يتم صنع السطح الناعم للأواني غير اللاصقة من تفاعل فلوريد الهيدروجين مع مركبات هيدروكربونية حيث تحل ذرات الفلور محل ذرات الهيدروجين.

✚ كيفية معرفة الأزواج المرافقة للحمض او للقاعدة



ومن ذلك نستنتج أن:

القاعدة المرافقة = صيغة الحمض - H^+

الحمض المرافق = صيغة القاعدة + H^+

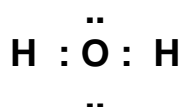
مثال/ اكتب نوع المادة وحدد قاعدته المرافقة أو حمضه المقترن حسب نظرية برونشتد - لوري

المادة	نوعها	القاعدة المرافقة	الحمض المرافق
CH_3NH_3^+	حمض	CH_3NH_2	القاعدة المرافقة
N_2H_4	قاعدة	N_2H_5^+	الحمض المرافق
H_2PO_4	حمض	HPO_4^-	القاعدة المرافقة
NH_3	قاعدة	NH_4^+	الحمض المرافق
H_2O	حمض	OH^-	القاعدة المرافقة
H_2S	حمض	HS^-	القاعدة المرافقة
HNO_3	حمض	NO_3^-	القاعدة المرافقة
CH_3COO^-	قاعدة	CH_3COOH	الحمض المرافق
HS^-	قاعدة	H_2S	الحمض المرافق

ثالثا : نظرية لويس:-

<p>حمض لويس:- المادة التي تستقبل زوجا أو أكثر من الإلكترونات الحرة من مادة أخرى ولا يشترط توفر الهيدروجين</p>	<p>قاعدة لويس:- المادة التي تمنح زوجا أو أكثر من الإلكترونات الحرة لمادة أخرى (أي تهاجم للتفاعل)</p>
---	--

ملاحظه : يعتبر الماء قاعدي حسب نظرية لويس لانه يحتوي على أزواج حرة



معلومة / يدعى الاسم التجاري لحمض الهيدروكلوريك ب حمض المورياتيك

الحموض التي يشملها تعريف لويس:

1- حمض أرهينيوس.

2- حمض برونستد – لوري.

3- أحد مركبات البورون أو البريليوم مثل: BeF_2 ، B(OH)_3 ، BCl_3 .

4- أيونات الفلزات الانتقالية مثل: Cd^{+2} ، Ni^{+3} ، Fe^{+2}

✚ خذ بعين الاعتبار أن لويس لم يفسر قواعد جديدة غير التي فسرها تعريف برونستد – لوري.

مثال : حدد أي مما يلي حمض و أيهما قاعدة حسب نظرية لويس

المادة	F-	AL+++	S--	NH3	BF3	PCL3	PCL5	CN-
التصنيف	قاعدة	حمض	قاعدة	قاعدة	حمض	قاعدة	حمض	قاعدة
				لديها أزواج حرة		لديها أزواج حرة	لا يوجد لديها أزواج حرة	

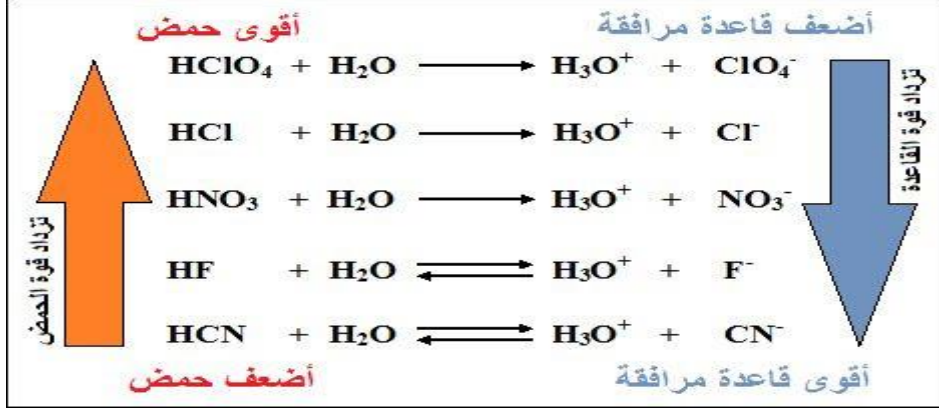
ملاحظات مهمة:

١- الايونات الموجبة أحادية الذرة تعتبر أحماض والايونات السالبة تعتبر قواعد

٢- مهم هنا معرفة التوزيع الالكتروني للذرة المركزية وهل مكتمل حولها ثمان الالكترونات ام لا فإذا كان لم يكتمل فهو حمض (مستقبل للالكترونات لكي يستقر)

القوى النسبية للحموض والقواعد

تتفاوت الحموض في قوتها، وتعتمد قوتها على قدرتها على الارتباط بالبروتون فكلما زادت قوة الحمض أعطى قاعدة مرافقة أضعف، وكلما زادت قوة القاعدة أعطت حمضاً مرافقاً أضعف.



سؤال (1): أيهما أقوى كقاعدة: أيون الإيثانوات (CH_3COO^-) أم أيون الكلوريد (Cl^-)؟

الحل: أيون الإيثانوات أقوى كقاعدة، لأنه ناتج من حمض ضعيف (CH_3COOH)، وأيون الكلوريد فهو أضعف كقاعدة، لأنه ناتج من حمض قوي (HCl).

وتنقسم الأحماض حسب طبيعتها إلى قسمين:

أ - الأحماض العضوية : يتكون من عناصر الهيدروجين والكربون والأكسجين ويمكن تقسيم هذه الأحماض حسب عدد مجموعات الكربوكسيل في الصيغة الكيميائية إلى الأقسام التالية: أحادية الكربوكسيل وثنائية الكربوكسيل وثلاثية الكربوكسيل وعديدة الكربوكسيل.

ب - الأحماض المعدنية (غير العضوية): تقسم هذه الأحماض بدورها حسب عدد أيونات الهيدروجين التي تعطيها الصيغة الكيميائية للحمض في أي مذيب مناسب كالماء إلى:

أحادية البروتون مثل HCl وثنائية البروتون H_2CO_3 وثلاثية البروتون H_3PO_4 (يطلق لفظ متعدد البروتون لاي حمض يحتوي على أكثر من ذرة هيدروجين)

المقارنة بين الاحماض من الصيغة الكيميائية

اولا الاحماض غير الاكسجينية H_nX

فكلما كانت ذرة اللافلز X اعلى في السالبية كان الحمض اقوى
ولذلك ترتب الاحماض التالية من الأقوى الى الأضعف HF ثم HCl ثم HBr ثم HI

ثانيا الاحماض الاكسجينية $XO_m(OH)_n$ الصيغة الهيدروكسيلية للحمض

فالحمض الاقوى الذي تكون فيه قيمة m اكبر , m تمثل عدد ذرات الاكسجين المرتبطة مع الذرة المركزية فقط

مثال ايهما اقوى H_2SO_4 ام H_3PO_4

نلاحظ ان $m = 2$ للحمض H_2SO_4 وان $m = 1$ للحمض H_3PO_4

وبالتالي يكون الحمض H_2SO_4 هو الاقوى

وإذا تساوى حمضان في قيمة m فالحمض الذي تكون فيه الذرة المركزية X اعلى في السالبية

الكهربائية هو الاقوى

مثال الحمض $HClO$ اقوى من الحمض $HBrO_3$ لان الحمضان متساويان في قيمة m

الكلور اعلى السالبية الكهربائية من البروم

ثابت تأين للأحماض الضعيفة و للقواعد الضعيفة

ثابت التأين = تركيز النواتج / تركيز المتفاعلات

للحمض	للقاعدة
يرمز له بالرمز K_a	K_b
$\frac{[H_3^+O] [A^-]}{[HA]} = (K_a) HA$	$K_b = [OH^-] [A^+] / [AOH]$
كلما صغر ثابت تأين الحمض K_a كان الحمض أكثر ضعفاً . لماذا ؟ بما انها احماض ضعيفة فهي لا تتاين تاين كاملا بمعنى ان تراكيز النواتج في البسط اقل من تراكيز المتفاعلات في المقام بالتالي تقل قيمة ثابت الاتزان طبقا للقانون السابق .	كلما صغر ثابت تأين القاعدة K_b كانت القاعدة أكثر ضعفاً . مالسبب؟ نفس ماذكر في الاحماض

اسم الحمض	الصيغة	معادلة التفاعل	K_a
حمض الكبريت (IV)	H_2SO_3	$H_2SO_3 + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + HSO_3^-$	1.7×10^{-2}
حمض الهيدروفلوريك	HF	$HF + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + F^-$	7.1×10^{-4}
حمض النتروجين (III)	HNO_2	$HNO_2 + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + NO_2^-$	4.5×10^{-4}
حمض البنزويك	C_6H_5COOH	$C_6H_5COOH + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + C_6H_5COO^-$	3.4×10^{-5}
حمض الإيثانويك	CH_3COOH	$CH_3COOH + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + CH_3COO^-$	1.8×10^{-5}
حمض الكربونيك	H_2CO_3	$H_2CO_3 + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + HCO_3^-$	4.2×10^{-7}
حمض هيدروسيلانيك	HCN	$HCN + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + CN^-$	4.9×10^{-10}
اسم الحمض <th>الصيغة</th> <th>معادلة التفاعل</th> <th>K_b</th>	الصيغة	معادلة التفاعل	K_b
ميثيل أمين	CH_3NH_2	$CH_3NH_2 + H_2O \rightleftharpoons CH_3NH_3^+ + OH^-$	4.7×10^{-4}
الأمونيا	NH_3	$NH_3 + H_2O \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-$	1.8×10^{-5}
هيدرازين	N_2H_4	$N_2H_4 + H_2O \rightleftharpoons N_2H_5^+ + OH^-$	1×10^{-6}
هيدروكسيل أمين	NH_2OH	$NH_2OH + H_2O \rightleftharpoons NH_2^+(aq) + OH^-(aq)$	1.1×10^{-8}
الأمين	$C_6H_5NH_2$	$C_6H_5NH_2 + H_2O \rightleftharpoons C_6H_5NH_3^+ + OH^-$	4.8×10^{-10}

هذا الجداول للاطلاع والفهم بمعرفة الاقوى

القوى النسبية	الصيغة الكيميائية	المرتبكات
أحماض قوية	HCl	حمض الهيدروكلوريك
	HNO ₃	حمض النيتريك
	H ₂ SO ₄	حمض الكبريتيك
	H ₃ PO ₄	حمض الفوسفوريك
	CH ₃ COOH	حمض الأستيك
	H ₂ CO ₃	حمض الكربونيك
	H ₂ S	حمض الهيدروكبريتيك
محاليل متعادلة	HClO	حمض الهيوكلوروز
	H ₃ BO ₃	حمض البوريك
	N ₂ H ₄	هيدرازين
قواعد قوية	NH ₃	أمونيا
	CH ₃ NH ₂	ميثيل أمين
	C ₂ H ₅ NH ₂	إيثيل أمين
	Ca(OH) ₂	هيدروكسيد الكالسيوم
	NaOH	هيدروكسيد الصوديوم
KOH	هيدروكسيد البوتاسيوم	

التأين الذاتي للماء

التأين الذاتي للماء : أي يمكن لجزء الماء أن يمنح بروتوناً لجزءي ماء آخر .

$$K_w = [H_3O^+] [OH^-]$$

وعليه فإن ثابت تايين الماء عند درجة ٢٥ م :

$$K_w = 1 \times 10^{-14}$$

اذن

$$\therefore K_w = [H^+] [OH^-] = 10^{-14}$$

$$\therefore pK_w = pK_a + pK_b = 14$$

$$\therefore pH + pOH = 14$$

استنتاج معادلة التأين الذاتي للماء النقي ، يكون $[OH^-] = [H_3O^+]$

$$K_w = [OH^-]^2 = [H_3O^+]^2 \quad \text{وعليه فانه}$$

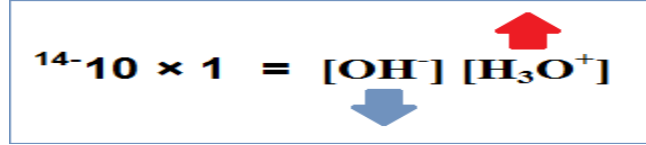
$$\text{إذاً : } [OH^-] = [H_3O^+] = \sqrt{K_w} = \sqrt{1 \times 10^{-14}} = 1 \times 10^{-7} \text{ مول/لتر}$$

ويسمى المحلول الذي يكون فيه $[OH^-] = [H_3O^+] = 1 \times 10^{-7} \text{ مول/لتر}$

محلولاً متعادلاً إذاً : الماء النقي محلول متعادلاً.

❖ أثر إضافة حمض أو قاعدة للماء النقي

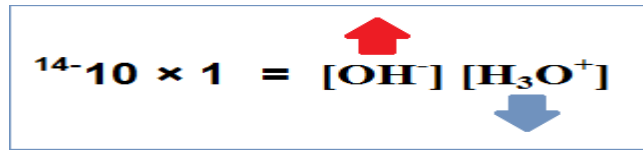
١- إضافة حمض إلى الماء يزيد من $[H_3O^+]$ ويقلل من $[OH^-]$ مع بقاء قيمة K_w ثابتة.



وفي هذه الحالة يكون المحلول حمضياً لأن $[H_3O^+]$ أكبر $< 1 \times 10^{-7}$ مول/لتر.

وكلما زادت $[H_3O^+]$ كلما زادت قوة الحمض

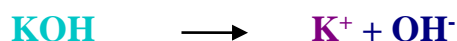
٢- إضافة قاعدة إلى الماء يزيد من $[OH^-]$ ويقلل من $[H_3O^+]$ مع بقاء قيمة K_w ثابتة.



وفي هذه الحالة يكون المحلول قاعدياً لأن $[OH^-]$ أكبر $< 1 \times 10^{-7}$ مول/لتر.

كلما زادت $[OH^-]$ كلما زادت قوة القاعدة

سؤال ١: إذا علمت أن تركيز KOH (1×10^{-5} مول / لتر) ، احسب $[\text{H}_3\text{O}^+]$ $[\text{OH}^-]$
 الحل : ١- نكتب معادلة تأين KOH في الماء



٢- اذن يكون $[\text{OH}^-] = [\text{KOH}] = 1 \times 10^{-5}$ مول / لتر

٣- لحساب $[\text{H}_3\text{O}^+]$ نعوض بالقانون التالي :

$$K_w = [\text{OH}^-] [\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$\text{إذا } 10^{-14} = 1.0 \times 10^{-5} \times [\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{10^{-14}}{1.0 \times 10^{-5}} = 1.0 \times 10^{-9} \text{ مول / لتر}$$

سؤال ٢ / احسب تركيز $[\text{OH}^-]$

إذا علمت ان تركيز هيدروكسيد الباريوم (0.5×10^{-2} مول / لتر)

١- نكتب معادلة تأين Ba(OH)_2 :



٢- يكون $[\text{OH}^-] = 2 [\text{Ba(OH)}_2]$

$$[\text{OH}^-] = 2 \times (0.5 \times 10^{-2}) = 1 \times 10^{-2} \text{ مول / لتر}$$

سؤال ٣ : إذا علمت أن قيمة $PH = 2$ لعصارة المعدة . احسب $[H_3O^+]$ ، $[OH^-]$

الجواب :

$$PH = 2 \quad , \quad PH = -\log [H_3O^+]$$

$$[H_3O^+] = 1 \times 10^{-2} \text{ mol/L} \quad \text{وعليه فإن:}$$

٢- نحسب $[OH^-]$ من خلال القانون التالي : $K_w = [H_3O^+] [OH^-]$

$$1 \times 10^{-14} = (1 \times 10^{-2}) [OH^-]$$

$$\text{إذا: } [OH^-] = \frac{1 \times 10^{-14}}{1 \times 10^{-2}} = 1 \times 10^{-12} \text{ مول / لتر}$$

ملاحظة : دائما

إذا وجدت قيمة ل

PH فان

اللوغارتيم لها

يرفع ك أوس

للعشرة

قواعد اللوغارتمات :

$$\text{لو}^{-2} = 10^{-2} \text{ الأوس}$$

ينزل خارج اللوغارتيم

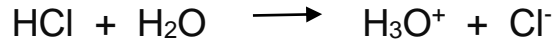
$$\text{و لو}^{-10} = 10^{-10}$$

، ويصبح الناتج

$$2 = 1 \times 2$$

سؤال 4: احسب قيمة PH لمحلول حمض HCl تركيزه 1.5×10^{-2} مول/لتر. (علمنا بان لو $1.5 = 0.18$)

الجواب : ١- نكتب معادلة تأين الحمض (HCl قوي)



٢- يكون $[H_3O^+] = [HCl] = 1.5 \times 10^{-2}$ مول/لتر

٣- نحسب PH

$$PH = -\log [H_3O^+] = -\log (1.5 \times 10^{-2}) = -(\log 1.5 + \log 10^{-2}) = -(\log 1.5 - 2) = 2 - \log 1.5 = 1.82$$

سؤال ٥: إذا كان تركيز ايون الهيدروكسيد في محلول مضاد الحموضة يساوي $3.2 \times 10^{-5} M$. احسب قيمة PH ، POH للمحلول؟

$$\text{المعطيات: } [OH^-] = 3.2 \times 10^{-5}$$

$$\text{الحل: } POH = -\log (3.2 \times 10^{-5}) = -(\log 3.2 + \log 10^{-5})$$

$$= 5 - \log 3.2 = 4.49$$

نستخدم العلاقة التالية ليجاد PH : $pH + pOH = 14$

$$pH = 14 - 4.49 = 9.51$$

كيمياء - PH حساب تركيز الأيونات من قيم الفصل الأول

دروس الثالث الثانوي

دروس

تدريب ١

أحسب قيمة $[H^+]$ و $[OH^-]$ من pH ، في دم الشخص السليم الذي قيمته PH له = 7.40 مع افتراض أن درجة حرارة الدم 298 K

الحل

$[H^+] = 4 \times 10^{-8} \text{ M}$ $pOH = -\log [OH^-]$ $pH + pOH = 14$	$pOH = 14 - pH$ $pOH = 14 - 7.4$ $pOH = 6.6$ $[OH^-] = 10^{-6.6}$ $[OH^-] = 2.5 \times 10^{-7} \text{ M}$	معطيات $7.40 = pH$ المطلوب $?? \text{ mol/L} = [H^+]$ $?? \text{ mol/L} = [OH^-]$
---	---	---

L/edu.com 8

كيمياء- ثابت تأين الماء والرقم الهيدروجيني والرقم الهيدروكسيدي الفصل الأول

دروس الثالث الثانوي

دروس

تدريب ٢

أحسب قيمة $[OH^-]$ ، باستعمال K_w ، إذا كان تركيز أيون الهيدروجين عند 298 K هو 1×10^{-13} فما تركيز أيون الهيدروكسيد في محلول مائي، وهل يعد حمضي أو قاعدي أو متعادل؟

الحل

$K_w = [H^+] [OH^-] = 1 \times 10^{-14}$ $[OH^-] = \frac{K_w}{[H^+]}$ $[OH^-] = \frac{1 \times 10^{-14}}{1 \times 10^{-13}}$	$[OH^-] = 1 \times 10^{-1} \text{ mol/L}$ ❖ المحلول قاعدي لماذا؟؟ لأن $[H^+] < [OH^-]$	معطيات $1 \times 10^{-13} = [H^+]$ $??? = [OH^-]$ $1 \times 10^{-14} = K_w$ نوعه = ???
--	--	---

L/edu.com 10

الكشف عن الاحماض والقواعد :-

تصنف المحاليل المائية إلى ثلاثة أنواع وهي :-

محاليل حامضية ، محاليل قلوية ، محاليل متعادلة

وللتمييز بين هذه المحاليل تستخدم إحدى الوسيلتين وهي :-

١- الادلة (الكواشف) ٢- مقياس الرقم الهيدروجيني PH

١- استخدام الادلة في الكشف عن المحاليل:-

الأدلة (الكواشف) :- أحماض أو قواعد ضعيفة يتغير لونها بتغير نوع المحلول.

تستخدم الأدلة في :-

١- التعرف على نوع المحلول

٢- تحديد نقطة التعادل في عملية المعايرة بين الأحماض والقواعد .

جدول بعض الكواشف ومدى الرقم الهيدروجيني الذي تتغير ألوان الكواشف خلاله:

الرقم	اسم الدليل	مدى الدليل pH	لون الحالة الحمضية	لون الحالة القاعدية	اللون الوسطي	pK _{in}
1	ميثيل برتقالي	4.4 - 3.1	أحمر	أصفر	برتقالي	3.5
2	الميثيل الأحمر	6.1 - 4.2	أحمر	أصفر	برتقالي	5
3	الثامبول الأزرق القاعدي	9.6 - 8	أصفر	أزرق	أخضر	8.9
4	الفينول الفينالين	10 - 8.3	شفاف عديم اللون	أحمر	وردي	9.6

الرقم الهيدروجيني PH

اقترح **العالم سورنس** الرقم الهيدروجيني لتفادي الصعوبة في التعبير عن $[H_3O^+]$

بأرقام صغيرة تشمل أسساً سالبة في المحاليل المختلفة.

الرقم الهيدروجيني :- أسلوب للتعبير عن درجة الحموضة أو القاعدية للمحاليل بقيم تتراوح بين ١٤ → ٠

تعريف اخر للرقم الهيدروجيني: اللوغاريتم السالب للأساس 10 لتركيز أيون الهيدرونيوم في H_3O^+ المحلول

تقدر قيم PH للمحاليل بطريقتين هما :

- جهاز قياس PH - شريط PH الورقي

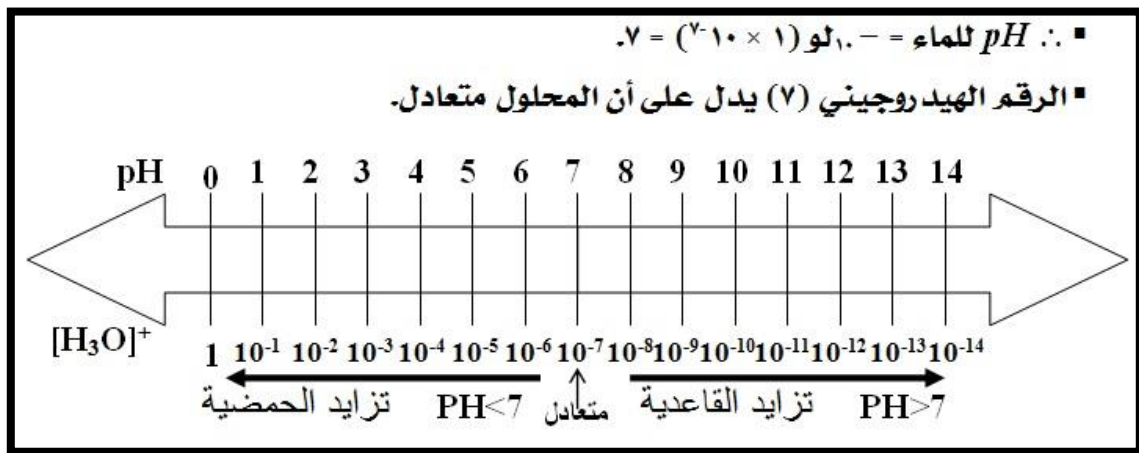
قوانين مهمة :

الرقم الهيدروجيني : $\text{pH} = -\log [\text{H}^+]$ ، او $\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$

الرقم الهيدروكسيدي : $\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-]$

العلاقة بين pH و pOH : $\text{pH} + \text{pOH} = 14$

علاقة الرقم الهيدروجيني بتركيز أيون الهيدرونيوم وتركيز أيون الهيدروكسيد وطبيعة المحلول:



إن زيادة قوة المحلول الحمضي تؤدي إلى زيادة $[\text{H}_3\text{O}^+]$ مما يؤدي إلى نقصان pH .

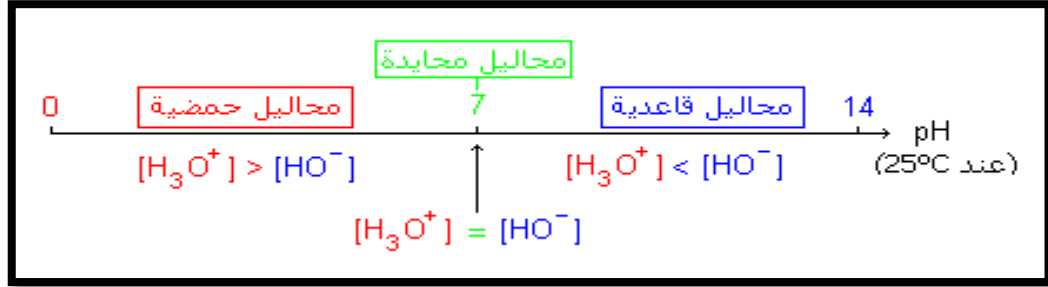
وإن زيادة قوة المحلول القاعدي يؤدي إلى زيادة $[\text{OH}^-]$ مما يؤدي إلى زيادة pH .

كلما زادت pH في المدى القاعدي أصبح المحلول أكثر قاعدية ، وكلما قل pH في المدى الحمضي أصبح المحلول أقوى حمضية

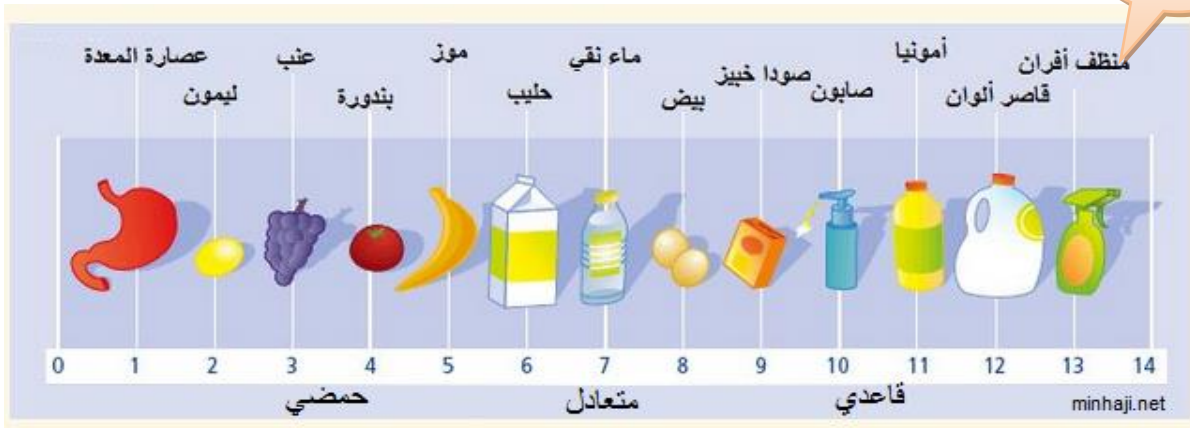
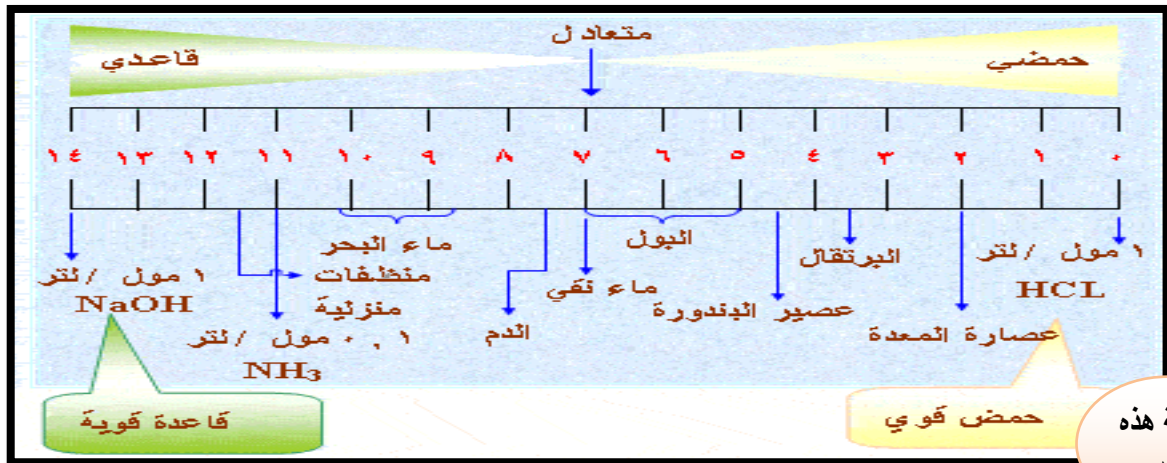
مالذي يحدث عندما :

عندما يصبح المحلول أكثر قاعدية	عندما يصبح المحلول أكثر حمضية	
ينقص من 10^{-7} إلى 10^{-14}	يزداد من 10^{-7} إلى 1	تركيز $[\text{H}^+]$ يزداد
يزداد من 10^{-7} إلى 1	ينقص من 10^{-7} إلى 10^{-14}	تركيز $[\text{OH}^-]$ ينقص
من 7 إلى 14	من 7 إلى 0	تغير pH من 7 إلى 0
من 7 إلى 0	من 7 إلى 14	تغير pOH من 7 إلى 14

تتعدد قيمة PH للمحلول على تركيز كل من أيون الهيدروجين الموجب H^+ وأيون الهيدروكسيد السالب OH^- كم يتضح فيما يلي:-



والشكلان التاليان يبيانان الرقم الهيدروجيني التقريبي لعدد من المواد المألوفة :



ملوظه :

- ١- قوة المحلول الحامض تزداد كلما اقتربت قيمة PH له من الصفر ،
- ٢- بينما تزداد قوة المحلول القاعدي كلما اقتربت قيمة PH له من ١٤ .
- ٣- في المحاليل الحمضية يكون تركيز أيونات الهيدرونيوم أعلى من تركيز أيونات الهيدروكسيد.
- ٤- في المحاليل القاعدية يكون تركيز أيونات الهيدروكسيد أعلى من تركيز أيونات الهيدرونيوم.
- ٥- في المحاليل المتعادلة يكون تركيز أيونات الهيدرونيوم مساوية لتركيز أيونات الهيدروكسيد

* تدرج الرقم الهيدروجيني

- نقصان pH للحمض بمقدار درجة يعني أن الحمضية تزيد عشرة أضعاف.
- زيادة pH للقاعدة بمقدار درجة يعني أن القاعدية تزيد عشرة أضعاف.

ولتحديد فرق قوة الحمضية نستخدم العلاقة: 10ⁿ

ن: الفرق بين قيم pH

سؤال: احسب فرق الحمضية بين محلولين، الأول رقمه الهيدروجيني = 1، والثاني رقمه الهيدروجيني = 3

الحل: الفرق بين قيمتي pH للمحلولين = 3 - 1 = 2

فرق الحمضية = 10² = 100 مرة.

ملاحظات:

لو 1 = صفر

لو 10 = 1

سؤال: احسب الرقم الهيدروجيني (pH) في الماء النقي.

الحل :

في الماء النقي يكون $[H_3O^+] = [OH^-] = 1 \times 10^{-7}$ مول/لتر.

pH = -لو $[H_3O^+]$

= -لو (1×10^{-7})

= - (لو 1 + لو 10^{-7})

= - لو 1 - لو 10^{-7}

= - لو 1 + 7 لو 10

= صفر + (7 × 1)

= 7 متعادل

سؤال: احسب قيمة (pH) لمحلول يبلغ $[H_3O^+]$ فيه 0,002 مول/لتر. (لو 2 = 0.3)

الحل :

$$\begin{aligned} [H_3O^+] &= 2 \times 10^{-3} \text{ مول/لتر} \\ \text{pH} &= -\text{لو} [H_3O^+] \\ &= -\text{لو} (2 \times 10^{-3}) \\ &= -\text{لو} 2 - \text{لو} 10^{-3} \\ &= -\text{لو} 2 + 3 \text{ لو} 10 \\ &= 3 - 0,3 = 2,7 \\ &= \text{المحلول حمضي (لأن pH أقل من 7)} \end{aligned}$$

سؤال: احسب قيمة (pH) لمحلول يبلغ $[OH^-]$ فيه 5×10^{-4} مول/لتر. (لو 2 = 0.3).

الحل :

نحسب أولاً تركيز أيون الهيدرونيوم من ثابت تأين الماء:

$$[OH^-] [H_3O^+] = K_w$$
$$[H_3O^+] = \frac{K_w}{[OH^-]} = \frac{10^{-14} \times 1}{5 \times 10^{-4}} = 2 \times 10^{-11} \text{ مول/لتر}$$

نحسب قيمة الرقم الهيدروجيني من تركيز أيون الهيدرونيوم:

$$\begin{aligned} \text{pH} &= -\text{لو} [H_3O^+] \\ &= -\text{لو} (2 \times 10^{-11}) \\ &= -\text{لو} 2 - \text{لو} 10^{-11} \\ &= -\text{لو} 2 + 11 \text{ لو} 10 \\ &= 11 - 0,3 = 10,7 \\ &= \text{المحلول قاعدي (لأن pH أكبر من 7)} \end{aligned}$$

سؤال: إذا علمت أن قيمة (pH) لأحد محاليل الأحماض = 3 ، احسب $[H_3O^+]$.

الحل :

$$\begin{aligned} \text{pH} &= -\text{لو} [H_3O^+] \\ \text{pH} - \text{لو} [H_3O^+] &= \\ [H_3O^+] &= 10^{-\text{pH}} \\ &= 10^{-3} = 1 \times 10^{-3} \text{ مول/لتر.} \end{aligned}$$

⚡ اثر التخفيف على قيمة PH

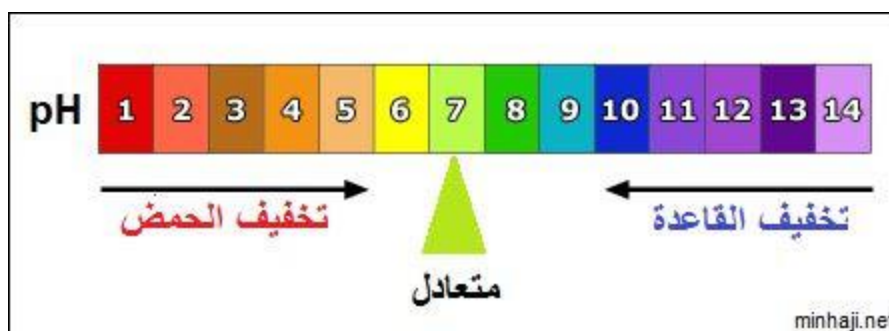
أولاً: تخفيف محلول الحمض

إن تخفيف محلول الحمض يؤدي إلى زيادة حجم المحلول، فيقل تركيزه، ويقل تركيز أيون الهيدرونيوم فيه، فتزداد قيمة pH .

ثانياً: تخفيف محلول القاعدة

إن تخفيف محلول القاعدة يؤدي إلى زيادة حجم المحلول، فيقل تركيزه، ويقل تركيز أيون الهيدروكسيد فيه، فتقل قيمة pH .

⚡ الشكل التالي يبين ما يحدث لقيمة الرقم الهيدروجيني عند تخفيف محلول الحمض، أو محلول القاعدة:






ملاحظة : كلما ازداد تخفيف الحمض الضعيف تحسن توصيلة للكهرباء لان تأينه يزداد ، غير انه في آخر الأمر يصبح الحمض مخففا لدرجة ان توصيلة يقل لان كميته قلت بالمحلول .

⚡ الخواص الحمضية والقاعدية لمحاليل الأملاح

الملح: مركب أيوني ينتج من تعادل حمض مع قاعدة.

⚡ قد يكون الملح متعادلاً أو حمضياً أو قاعدي التأثير، ويعتمد ذلك على قوة الحموض والقواعد المنتجة له.

✚ لتحديد طبيعة الملح نرجعه إلى أصله، فالأيون السالب مشتق من القاعدة والأيون الموجب مشتق من الحمض.

أمثلة	pH لمحلول الملح	صفات الملح الناتج	قوة الحمض والقاعدة
	7 = pH	متعادل التأثير	حمض قوي + قاعدة قوية
	7 < pH	قاعدي التأثير	حمض ضعيف + قاعدة قوية
	7 > pH	حمضي التأثير	حمض قوي + قاعدة ضعيفة
-----		الأقوى منها هو الذي يحدد صفات الملح	حمض ضعيف + قاعدة ضعيفة

ملاحظات /

١- إذا كان الملح ناتجاً عن اتحاد حمض ضعيف وقاعدة ضعيفة، علينا أن نقارن القوى النسبية للحمض والقاعدة باستخدام K_a ، K_b .

فإذا كانت قيمة : $K_b < K_a$ ، $K_b > K_a$ ، $K_b = K_a$.

فالمح حمضي فالمح قاعدي فالمح متعادل

٢- تترتب محاليل الأملاح حسب قيمة pH على النحو التالي:

الملح القاعدي > الملح المتعادل > الملح الحمضي

٣- التميّه : قدرة أيونات الملح على التفاعل مع الماء لتكوين OH^- أو H_3O^+

هل هنالك فرق بين عملية الذوبان وعملية التمييه؟

نعم، فمثلاً عند إذابة بلورة كلوريد الصوديوم في الماء، فإنها تتفكك إلى أيونات، وتقوم جزيئات الماء بإحاطة الأيونات الناتجة دون تغيير في تركيز H_3O^+ أو OH^- ، وهذا ما يعرف بالذوبان. أما في عملية التمييه فإن الأيونات الناتجة من ذوبان بلورة الملح سوف تتفاعل مع الماء منتجة أيونات H_3O^+ أو OH^- .

٤ - تتميز الاملاح بانها تتفكك كلياً بالماء (ويعبر عن ذلك بسهم واحد باتجاه النواتج)

سؤال: ما طبيعة تأثير محلول كل ملح من الأملاح التالية (حمضي، قاعدي، متعادل):

Na_2CO_3 , KBr , $HCOONa$, $NaHCO_3$, $KHSO_4$, $CH_3NH_3NO_3$, LiF , NH_4Cl

الحل:

الأملاح الحمضية هي: $CH_3NH_3NO_3$, NH_4Cl

الأملاح القاعدية هي: Na_2CO_3 , $HCOONa$, $NaHCO_3$, LiF

الأملاح المتعادلة هي: KBr , $KHSO_4$

المعايرة

المعايرة: هي عملية الإضافة التدريجية من القاعدة إلى الحمض (أو العكس) لمعرفة تركيز مجهول من الحمض أو القاعدة بوجود كاشف مناسب.

منحنيات المعايرة :

✚ هي علاقة بين الأس الهيدروجيني pH وحجم الكاشف المضاف V(ml)

نقطة التكافؤ :

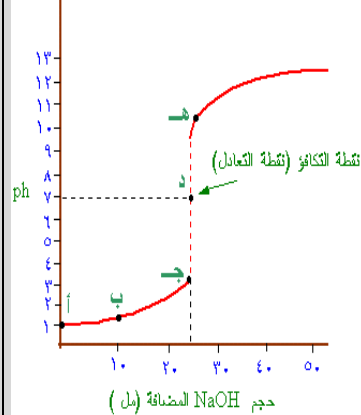
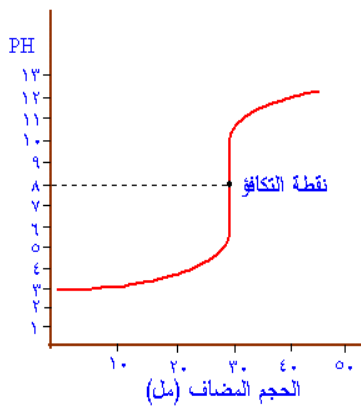
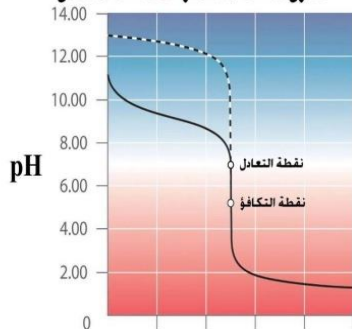
✚ هي النقطة التي يكون عندها حجم المحلول القياسي المضاف مكافئاً كيميائياً لكمية المادة المجهولة
 ✚ أو هي نقطة يتساوى فيها عدد مولات الحمض مع مولات القاعدة
 ✚ ويمكن تحديد نقطة التكافؤ بواسطة إضافة دليل يتغير لونه عند هذه النقطة.

نقطة نهاية المعايرة :

✚ هي النقطة التي يتغير عندها لون الكاشف

نوع المعايرة	حمض قوي مع قاعدة قوية	حمض ضعيف مع قاعدة قوية	حمض قوي مع قاعدة ضعيفة
نوع الملح المتكون	ملح قلوي (يتميه)	ملح حمضي (يتميه)	ملح متعادل (لا يتميه).
نقطة التكافؤ	نقطة التكافؤ = نقطة التعادل نقطة التكافؤ = V	نقطة التكافؤ < نقطة التعادل نقطة التكافؤ < V	نقطة التكافؤ > نقطة التعادل نقطة التكافؤ > V
قيمة PH للملح المتكون	PH = 7	PH > 7 (أكبر)	PH < 7 (اصغر)
مستوى القفزة	يكون مداها كبير في الحمضي والقاعدي	يكون مداها كبير في القاعدي	يكون مداها كبير في الحمضي
الدليل المستخدم	جميع الأدلة الأربعة	دليل قاعدي (الفينول فيثالين أو الثايمول الأزرق)	دليل حمضي (الميثيل الأحمر أو البرتقالي)
مثاله	HCl مع NaOH	HCN مع NaOH	HCl مع NH_4OH

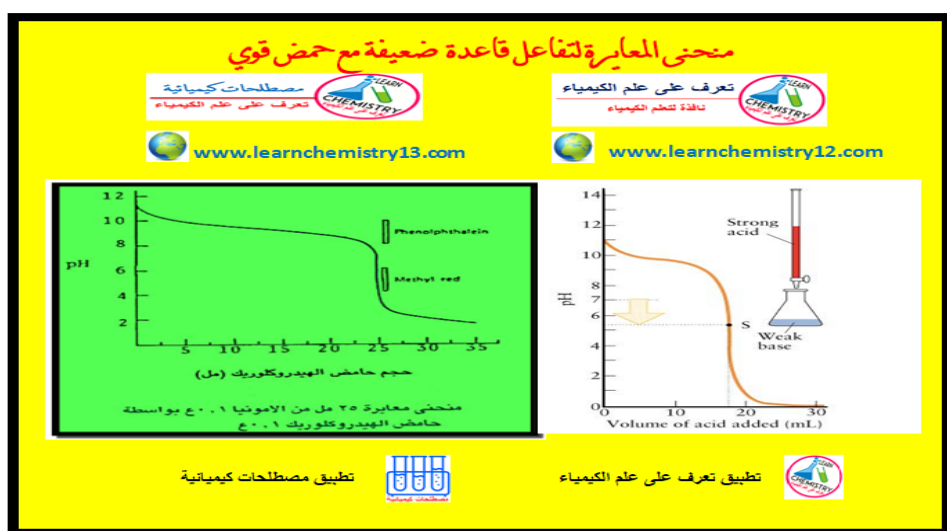
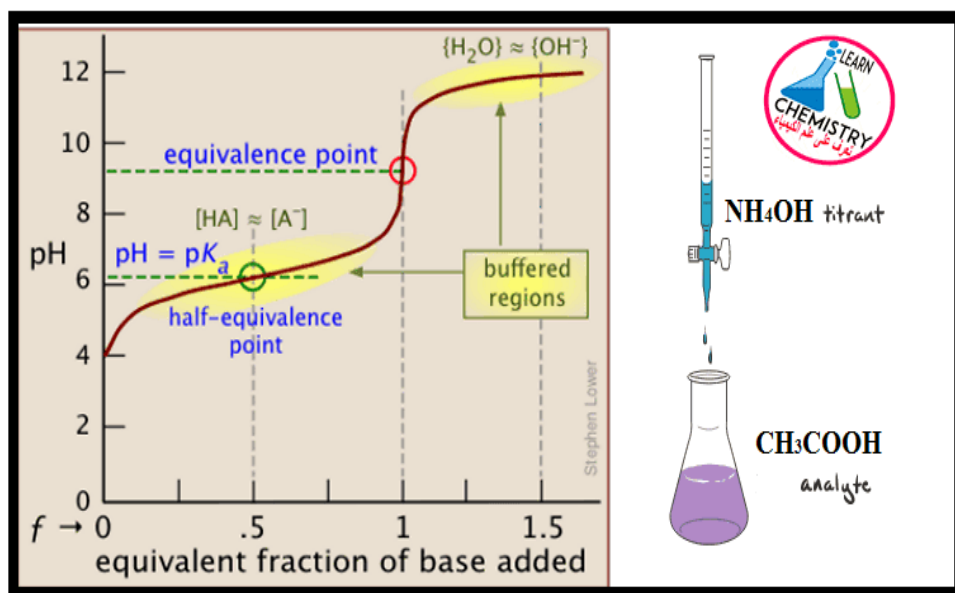
لمعايرة حمض قوي HCl مع قاعدة ضعيفة NH₄OH يمكن استخدام دليل حمضي (الميثيل الأحمر أو البرتقالي) و تكون نقطة التكافؤ > نقطة التعادل



ملاحظات مهمة جدا :

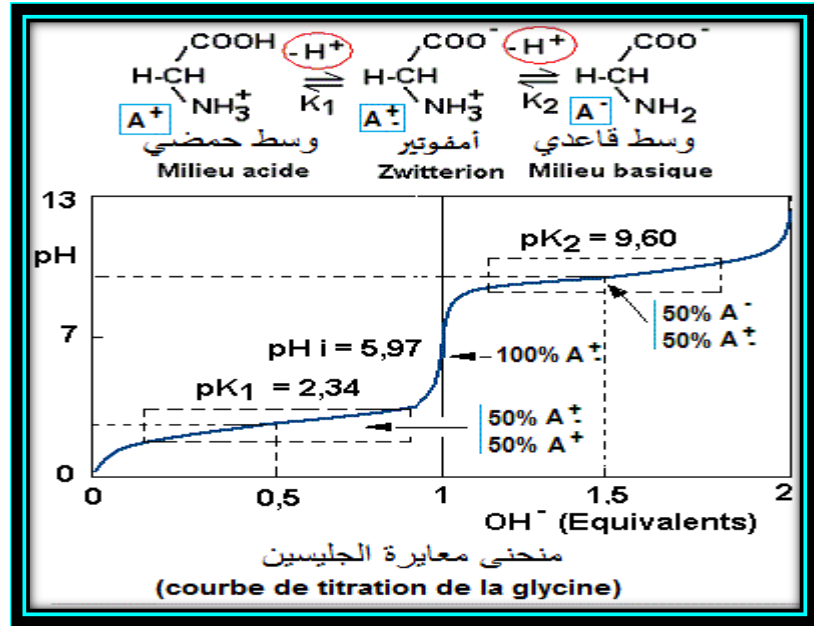
ملاحظة في المنحني المجاور معايرة حمض ضعيف مع قاعدة ضعيفة .

وضعت هذا الرسم البياني لمعرفة من يوضع بالمخبر ومن يوضع بالسحاحة . وكيف يبدأ الرسم البياني وملاحظة الرسمة الثانية كيف يبدأ الرسم البياني



شكل منحنى معايرة الاحماض الامينية

عند الحمض الاميني شق
قاعدي وشق حمضي
لذلك نقطتين تعادل



ملاحظة: اقترح العالم استوالد ان الدليل ضعيف التاين وله معادلة الاتزان التالية



فاستنتج ان:

$$\text{للحمضية} \quad \text{PH} = \text{PK}_{\text{HIn}} + 1$$

$$\text{للقاعدية} \quad \text{PH} = \text{PK}_{\text{HIn}} - 1$$

وجد أن العين البشرية لا تستطيع ان تقدر ايهما اللون السائد في المحلول عند المعايرة إلا إذا كان بنسبة (١ : ١٠)

وقد وضعت معادلة لذلك التغير { $\text{PH} = \text{PK}_{\text{HIn}} \pm 1$ } تسمى **معادلة مدى الدليل**

وتعرف ب { المدى من الاوس الهيدروجيني PH الذي مقدارة وحدتان تقريبا

(ما بين ١+ الي ١-) اللزم لكي تستطيع العين البشرية التمييز بين لوني الدليل المميزين له {

المحاليل المنظمة

- **المحلول المنظم:** محلول يقاوم التغير في الرقم الهيدروجيني عند إضافة كمية قليلة من حمض قوي أو قاعدة قوية إليه.
- وهي عبارة عن خليط من حمض ضعيف مع قاعدته المرافقة أو قاعدة ضعيفة مع حمضها المرافق .
- تحتوي **المحاليل المنظمة** على مخاليط من جزيئات وايونات تقاوم التغيرات في pH كلما زادت تركيز الجزيئات والايونات المنظمة في المحلول زادت سعة المحلول المنظم .
- **الأيون المشترك:** أيون ينتج من تأين مادتين مختلفتين في محلول واحد (حمض ضعيف وملحه أو قاعدة ضعيفة وملحها).
- قدرة المحلول المنظم على استيعاب المزيد من الحمض أو القاعدة دون تغير قيمة PH تسمى (سعة المحلول المنظم)

➤ معلومة إثرائية (الدم محلول منظم)

يعد الدم محلولاً منظماً طبيعياً يتراوح الرقم الهيدروجيني له بين (7,35 - 7,45)، ويحتوي على عدة أنظمة من المحاليل المنظمة تعمل على ضبط الرقم الهيدروجيني، أهمها محلول حمض الكربونيك وأيون الكربونات الهيدروجينية: (-HCO₃ / H₂CO₃)

معلومة : لكي تكون البيئة صحية لقتاديل البحر يجب أن تبقى قيمة pH لماء أحواض الأحياء المائية بين (8.1—8.4)



كيف يقاوم الدم الانخفاض في تركيز أيونات H₃O⁺ فيه؟

يزداد تأين حمض الكربونيك H₂CO₃ لإنتاج أيونات H₃O⁺ جديدة للمحافظة على تركيز ثابت من أيونات H₃O⁺ فيبقى الرقم الهيدروجيني في الدم ثابتاً.

كيف يقاوم الدم الزيادة في تركيز أيونات H₃O⁺ فيه؟

تتفاعل أيونات H₃O⁺ مع الأيون HCO₃⁻ ويتكون الحمض H₂CO₃ ويتفكك الأخير في الرئة مكوناً الماء وثاني أكسيد الكربون الذي يتم التخلص منه عن طريق الزفير فيبقى الرقم الهيدروجيني في الدم ثابتاً

سؤال / أي ممايلي يعد محلولاً منظماً: NH₃ / H₂O ، H₂CO₃ / HCO₃⁻ ، HF / H₃O⁺

لأنه حمض ضعيف مع قاعدته المرافقه .

المعيار العاشر والحادي عشر

المؤشرات	المعيار
<ol style="list-style-type: none"> ١. يوضح معنى الأكسدة والاختزال وكيفية تحديد أعداد الأكسدة. ٢. يوازن معادلات الأكسدة والاختزال. ٣. يشرح السلسلة الكهروكيميائية ويوضح قوة العوامل المؤكسدة والمختزلة. ٤. يوضح أنواع الخلايا الكهروكيميائية ويرسمها. ٥. يجري الحسابات المتعلقة بالجهود القياسية للخلايا الكهروكيميائية والقوة الدافعة الكهربائية ومعادلة نيرنست. 	<p>المعيار: ١٠.٧.٣، يلم المعلم بالكيمياء الكهربائية.</p>
<ol style="list-style-type: none"> ١. يعرف الكيمياء العضوية وأهميتها، ويشرح خواص مركباتها. ٢. يعرف الهيدروكربونات ويصنفها ويقارن بينها. ٣. يشرح كيفية تهجين المجالات الذرية وأشكال الجزيئات العضوية. ٤. يوضح التماكب الكيميائي، ويعطي أمثلة عليه. ٥. يوضح الصيغ البنائية للجذور الألكيلية ويعطي أمثلة عليها. ٦. يسمي الهيدروكربونات وفق قواعد IUPAC المنهجية والتسمية الشائعة. ٧. يشرح الطرق المختلفة لتحضير وتفاعلات الهيدروكربونات الأليفاتية والأروماتية. 	<p>المعيار: ١١.٧.٣، يعرف المعلم الكيمياء العضوية والهيدروكربونات وخواصها وتسميتها.</p>

الكيمياء الكهربائية

- تعني دراسة عمليات الأكسدة والاختزال التي تتحول من خلالها الطاقة الكيميائية إلى طاقة كهربائية .

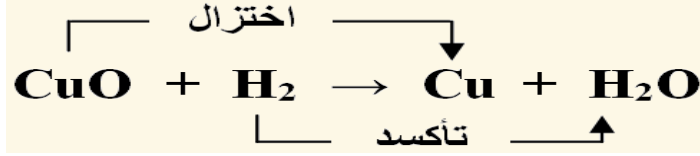
أولاً / مفهوم التأكسد والاختزال

- التأكسد قديماً بأنه زيادة محتوى المادة من الأكسجين، أو نقصان محتوى المادة من الهيدروجين.
- الاختزال قديماً بأنه نقصان محتوى المادة من الأكسجين، أو زيادة محتوى المادة من الهيدروجين.

مثال: انظر إلى التفاعل التالي:



لاحظ أن ذرة النحاس قد نُزِعَ منها الأكسجين أثناء التفاعل، وعليه نقول أن النحاس تعرض للاختزال، وفي المقابل أن الهيدروجين قد ارتبط بالأكسجين لذا نقول أن الهيدروجين قد تأكسد.



ولكن هذا التعريف لا يصلح لجميع التفاعلات، فكثير من التفاعلات لا تحتوي على أكسجين أو هيدروجين، لذا كان لزاماً علينا أن نبحث عن تعريف جديد للتأكسد والاختزال.

❖ النظرة الحديثة للتأكسد والاختزال

التأكسد: فقدان الإلكترونات.

الاختزال: كسب الإلكترونات.

مثال: عند وضع شريط من المغنيسيوم في محلول كبريتات النحاس (II)، يحدث تفاعل، ويترسب النحاس.

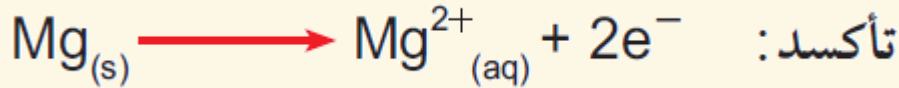
وتكتب معادلة التفاعل كالاتي:



وباستبعاد أيون الكبريتات لأنه أيون متفرج، يمكن كتابة المعادلة الصافية على النحو:



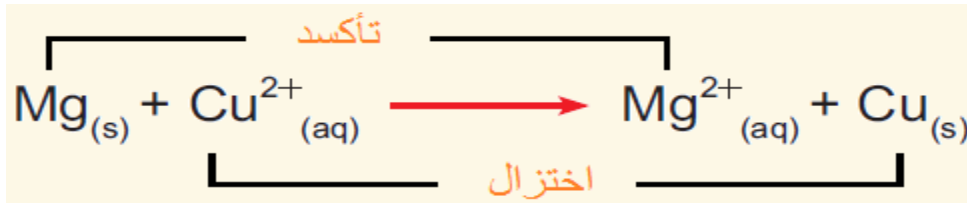
لاحظ من المعادلة الصافية أن ذرة المغنيسيوم قد تحولت إلى أيون ثنائي موجب، وليتم هذا التحول يجب أن تفقد ذرة المغنيسيوم إلكترونين، ونقول حينئذ أن ذرة المغنيسيوم قد تأكسدت:



كما أن أيونات النحاس قد تحولت إلى ذرات نحاس، وليتم هذا التفاعل يجب أن تكتسب أيونات النحاس إلكترونين، ونقول حينئذ أن أيونات النحاس قد اختزلت:



وعليه يعبر عن التأكسد والاختزال في المعادلة الصافية على النحو التالي:



ملاحظة: تسمى المادة التي تأكسدت بالعامل المختزل وله كهروسالبية أقل بينما تسمى المادة التي اختزلت بالعامل المؤكسد وله كهروسالبية أعلى.

أذن في التفاعل السابق يدعي أيون النحاس Cu^{2+} بالعامل المؤكسد لان حدث له اختزال

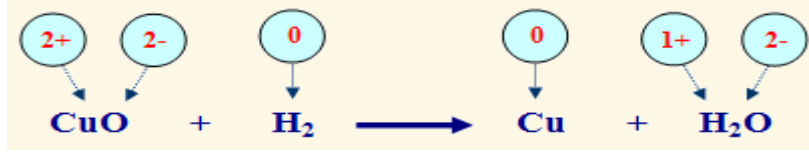
بينما يدعي عنصر المغنيسيوم Mg بالعامل المختزل لأنه تأكسد

(العامل المؤكسد والمختزل يحدد من المتفاعلات فقط)

الايون المتفرج / هو الايون غير المشترك في التفاعل ولا يظهر في المعادلة الايونية .

❖ كيفية حساب أعداد تأكسد الذرات

في المعادلة السابقة نلاحظ ان :



الهيدروجين زاد عدد تأكسده من (صفر) إلى (1+) فالعملية تأكسد.

والنحاس نقص عدد تأكسده من (2+) إلى (صفر) فالعملية اختزال.

❖ موازنة معادلات التأكسد والاختزال

لكي تكون المعادلة الكيميائية موزونة يجب أن تحقق الشرطين التاليين:

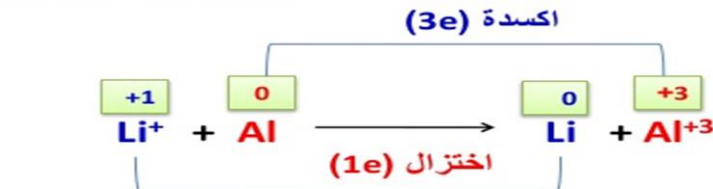
- 1- يجب أن يكون عدد ذرات المواد المتفاعلة والنتيجة متماثلاً .
- 2- يجب أن يكون مجموع الشحنات الكهربائية الظاهرة على المواد المتفاعلة مساوياً لمجموع الشحنات الكهربائية الظاهرة على المواد الناتجة.

وللتأكد من صحة الحل :

عدد المولات × عدد الشحنة (بالطرف الايسر) = عدد المولات × عدد الشحنة (بالطرف الايمن)

للتخلص من الالكترونات يضرب معاملتها بالعكس في كلا المعادلتين

مثال (1) : وازن المعادلة التالية :



نصف تفاعل اكسدة :

نصف تفاعل اختزال :

عدد المولات × عدد الشحنة = عدد المولات × عدد الشحنة

للتأكد من صحة الحل:

$$1x0 + 3x+1 = 1x+3 + 3x0$$

$$+3 = +3$$

❖ طرق موازنة تفاعلات التأكسد والاختزال

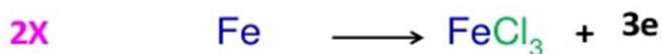
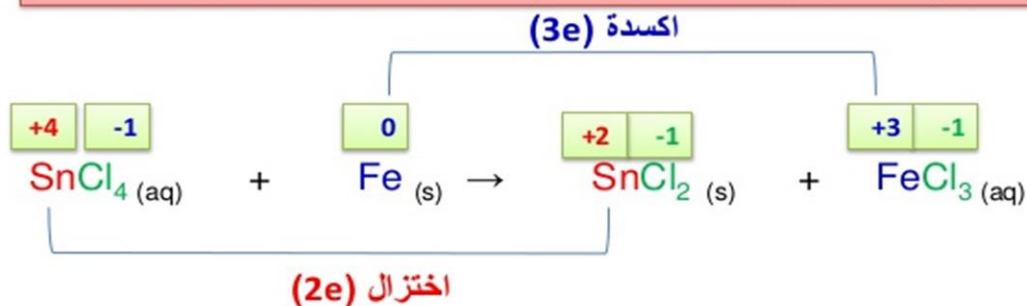
1- طريقة تغير أعداد التأكسد.

2- طريقة التفاعلات النصفية .

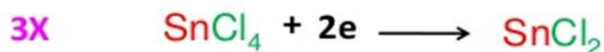
أولا / التغير في أعداد الأكسدة

- 1- حدد أعداد التأكسد لجميع الذرات لكي تتمكن من تحديد الذرات التي تأكسدت والتي اختزلت
 - 2- حدد أنصاف التفاعل للأكسدة والاختزال ثم اضبط المعاملات في المعادلة
- { لا بد ان تكون الزيادة الكلية في اعداد التاكسد مساوية للانخفاض الكلي في اعداد التاكسد للذرات الداخلة في التفاعل }

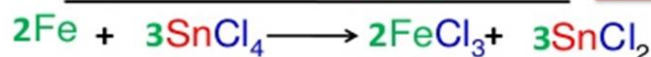
تدريب (1) : استعمل طريقة عدد التأكسد في وزن معادلة الأكسدة والاختزال التالية:



نصف تفاعل أكسدة :



نصف تفاعل اختزال :

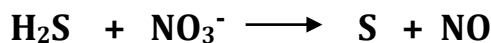


ثانياً / طريقة التفاعلات النصفية

أولاً / موازنة التفاعلات في الوسط الحمضي

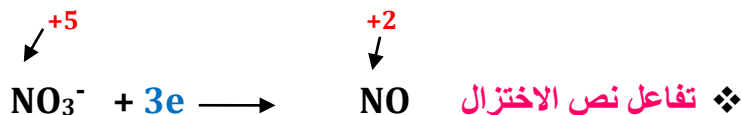
- 1- نفصل المعادلة الكلية إلى نصفين يدل أحدهما على التأكسد والآخر على الاختزال. نوازن الشحنات الكهربائية بإضافة عددٍ من الإلكترونات لأحد طرفي المعادلة بحيث تتساوى الشحنات الكهربائية في طرفيها.
- 2- نوازن ذرات العناصر ما عدا الأكسجين والهيدروجين
- 3- نضرب إحدى المعادلتين النصفيتين أو كليهما بأبسط أرقام صحيحة لمساواة عدد الإلكترونات المفقودة بعدد الإلكترونات المكتسبة.
- 4- نجمع نصفي التفاعل جمعاً جبرياً وذلك بحذف الإلكترونات والمكونات الأخرى المتماثلة من الطرفين
- 5- نوازن ذرات الأكسجين بإضافة عدد من جزيئات الماء إلى الطرف الذي ينقصه الأكسجين.
- 6- نوازن ذرات الهيدروجين بإضافة عدد من أيونات (H⁺) إلى الطرف الذي ينقصه الهيدروجين..
- 7- نتحقق من صحة الموازنة بموازنة الذرات والشحنات.

مثال: وزن المعادلة التالية بطريقة التفاعلات النصفية، والتي تتم في وسط حمضي:



الحل :

- 1- نفصل المعادلة الكلية إلى نصفين يدل أحدهما على التأكسد والآخر على الاختزال.



كيفية حساب تأكسد كبريتيد الهيدروجين :

$$\text{S} + (2 \times 1) = 0, \quad \text{S} = -2$$

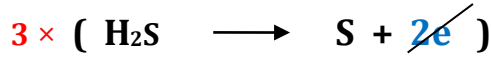
أما تأكسد أي ذرة متعادلة = صفر

(أذن تأكسد الكبريت = صفر) .

وبالمثل يطبق لبقيّة الأمثلة بمعرفة

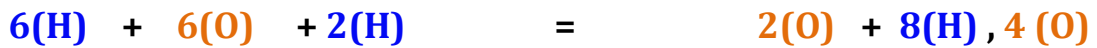
تأكسد الأوكسجين يتم حساب

2- جمع المعادلتين بعد مساواة الاطراف بالضرب بعدد الالكترونات الطرف الاخر ثم نوازن ذرات الاوكسجين اولا للطرف الذي ينقصه اوكسجين ثم ذرات الهيدروجين بالطرف الذي ينقصه هيدروجين :



الاوكسجين ناقص بالنواتج لذلك نضيف جزئي ماء بعدد ذرات الأوكسجين الناقص ثم نضيف ايونات الهيدروجين للمتفاعلات لمعادلة ايونات الهيدروجين بالمسألة .

فتصبح المعادلة النهائية على النحو التالي :

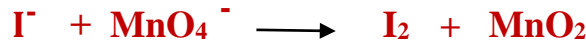


ثانيا / موازنة التفاعلات في الوسط القاعدي

- 1- نوازن المعادلة كما لو كانت في وسط حمضي.
- 2- نضيف أيونات OH^- إلى طرفي المعادلة الذي ينقصه أوكسجين. ثم نضيف جزي الماء لمعادلة أيونات الهيدروجين . ومن ثم نتحقق من عدد الذرات .

مثال:

وازن المعادلة التالية بطريقة التفاعلات النصفية علماً بأن التفاعل يتم في وسط قاعدي:

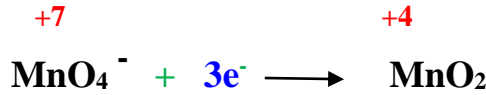


الحل:

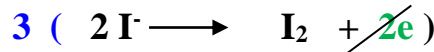
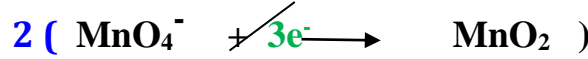
1- تفاعل نصف الأكسدة :



2- تفاعل نصف الاختزال :



3- نضرب كل طرف برقم الإلكترونات للطرف الاخر ثم نجمع المعادلتين :

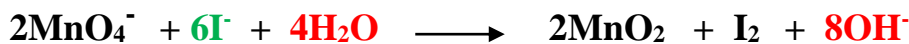


8(O)

4(O)

4- نتأكد من وزن ذرات الأوكسجين بإضافة جزي OH^- أولاً في الطرف الناقص ذرات أوكسجين ثم إضافة جزي الماء لمعادلة ذرات الهيدروجين :

فتصبح المعادلة النهائية على النحو التالي :



8(O)

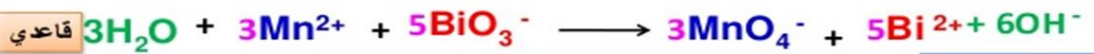
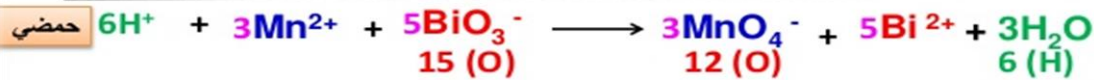
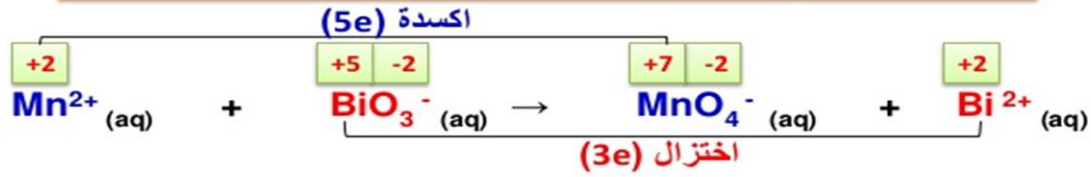
8(H), 4(O)

=

4(O)

8(O), 8(H)

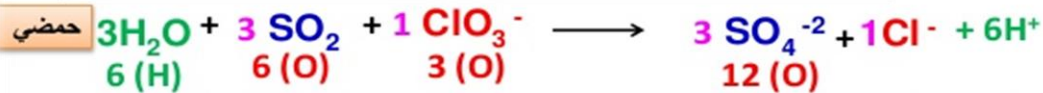
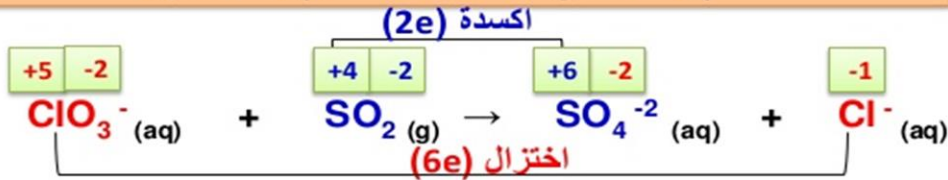
تدريب (1) : استعمل طريقة نصف التفاعل في وزن معادلة الأكسدة والاختزال التالية في :
 (أ) وسط حمضي (ب) وسط قاعدي :



وزن الأكسجين : بإضافة جزيء H_2O عن كل ذرة (O) ناقصة في الطرف الناقص

وزن الهيدروجين : بإضافة H^+ عن كل ذرة H ناقصة في الطرف الناقص

تدريب (6) : استعمل طريقة نصف التفاعل في وزن معادلة الأكسدة والاختزال التالية في :
 (أ) وسط حمضي (ب) وسط قاعدي :

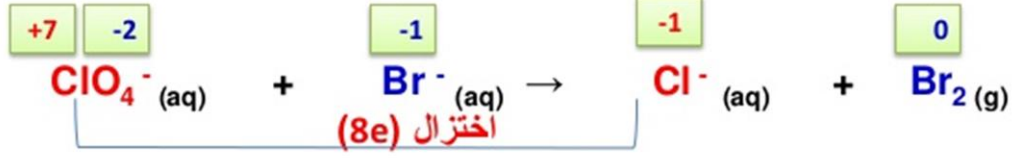


وزن الأكسجين : بإضافة جزيء H_2O عن كل ذرة (O) ناقصة في الطرف الناقص

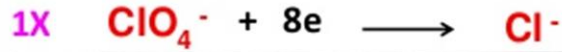
وزن الهيدروجين : بإضافة H^+ عن كل ذرة H ناقصة في الطرف الناقص

تدريب (8) : استعمل طريقة نصف التفاعل في وزن معادلة الأكسدة والاختزال التالية في :
 (أ) وسط حمضي
 (ب) وسط قاعدي :

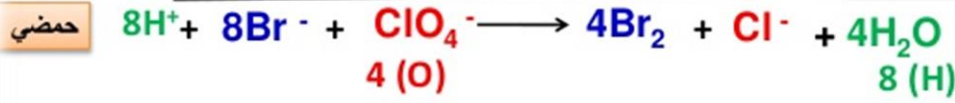
أكسدة (1e)



نصف تفاعل أكسدة :



نصف تفاعل اختزال :



وزن الأكسجين : باضافة جزيء H_2O عن كل ذرة (O) ناقصة في الطرف الناقص

وزن الهيدروجين : باضافة H^+ عن كل ذرة H ناقصة في الطرف الناقص

❖ حساب أرقام التأكسد

عدد التأكسد : عدد الشحنات الكهربائية (موجبة أو سالبة) التي تحملها الذرة في المركبات الأيونية و التساهمية

لا تتغير أرقام تأكسد بعض العناصر في مركباتها، فرقم تأكسد الصوديوم في مركباته دائماً (+1).
إلا أن هنالك عناصر تتغير أرقام تأكسد ذراتها من مركب لآخر كالحديد؛ فذرة الحديد قد تحمل رقم تأكسد (+2) كما في المركب $FeCl_2$ ، كما تحمل ذرة الحديد رقم التأكسد (+3) كما في المركب $FeCl_3$.

وعليه فقد تم الاتفاق على عدد من القواعد تستخدم لحساب أرقام تأكسد العناصر.

❖ قواعد حساب أرقام التأكسد

القاعدة (1): رقم تأكسد العنصر الحر (أي عنصر منفرد غير متحد) يساوي صفراً.

أمثلة: S_8 ، O_2 ، P_4 ، H_2 ، Cl_2 ، Mg .

القاعدة (2): عدد التأكسد للأيون الأحادي الذرة يساوي شحنة الأيون مقداراً وإشارةً.

مثال: رقم تأكسد أيون المغنيسيوم Mg^{2+} هو (+2).

القاعدة (3): رقم تأكسد الفلور (-1) في جميع مركباته.

القاعدة (4): رقم تأكسد الأكسجين في مركباته غالباً (-2)

أمثلة: الماء H_2O ، وأكسيد الصوديوم Na_2O .

باستثناء فوق الأكاسيد فهو (-1) كما في فوق أكسيد الهيدروجين H_2O_2 ، وفوق أكسيد الصوديوم Na_2O_2 .

القاعدة (5): رقم تأكسد الهيدروجين في مركباته غالباً (+1). باستثناء هيدريدات الفلزات فهو (-1).

أمثلة: هيدريد الصوديوم NaH ، هيدريد المغنيسيوم MgH₂ .

القاعدة (6): مجموع أرقام التأكسد للذرات في المركب المتعادل يساوي صفراً .

مثال: مجموع أرقام تأكسد النيتروجين والهيدروجين والأكسجين في المركب HNO₃ يساوي صفراً .

القاعدة (7): مجموع أرقام التأكسد للأيون عديد الذرات يساوي شحنة الأيون مقداراً وإشارةً.

مثال: مجموع أرقام تأكسد الكروم والأكسجين في الأيون CrO₄²⁻ يساوي (-2).

مثال (1): احسب رقم تأكسد الكبريت في حمض الكبريتيك H₂SO₄ .

(رقم تأكسد S × عدد ذراته) + (رقم تأكسد O × عدد ذراته) + (رقم تأكسد H × عدد ذراته) = صفر

$$(س) + (4 \times 2-) + (2 \times 1+) = صفر$$

$$رقم تأكسد الكبريت = 6+$$

مثال (2): احسب رقم تأكسد اليود I في الأيون IO₄⁻ .

(رقم تأكسد I × عدد ذراته) + (رقم تأكسد O × عدد ذراته) = -1

$$-1 = (س \times 1) + (4 \times 2-)$$

$$س = -1 - 8 = -9$$

مثال 3: حسب عدد تأكسد الكبريت في الأيون S₂O₈²⁻ .

الحل: (عدد تأكسد S × عدد ذراته) + (عدد تأكسد O × عدد ذراته) = -2

$$(2S) + (8 \times -2) = -2$$

$$(2S) + (-16) = -2$$

$$2S = -2 + 16 = 14$$

$$S = 14 \div 2 = 7$$

ملاحظة:

دائما الذرة المطلوب إيجاد عدد أكسدتها نعوض عنها بـ (X)

عدد ذرات العنصر الأول X عدد الأكسدة له + عدد ذرات العنصر الثاني X عدد الأكسدة له + ... = شحنة المركب أو الايون

تدريب (1) احسب عدد الأكسدة للذرات التي تحتها خط في كل من :

عدد الأكسدة لها	طريقة الحساب	المادة
+7	$+1 + X - 8 = 0 \rightarrow X = +7$	<u>Na</u> ClO ₄
+5	$+3 + X - 8 = 0 \rightarrow X = +5$	Al <u>P</u> O ₄
+5	$+1 + X - 6 = 0 \rightarrow X = +5$	K <u>Cl</u> O ₃
+4	$X - 6 = -2 \rightarrow X = +4$	<u>S</u> O ₃ ²⁻
+2	$2X - 6 = -2 \rightarrow 2X = +4 \rightarrow X = +2$	<u>S</u> ₂ O ₃ ²⁻

• ضع خطا حول رمز الجواب الصحيح في العبارات الآتية:

١- رقم التأكسد للأكسجين في OF₂ يساوي:

أ) 1- ب) 2- ج) 1+ د) 2+

٢- يكون التغير في رقم التأكسد للنيتروجين في نصف تفاعل الاختزال الآتي:

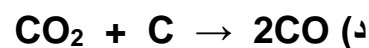
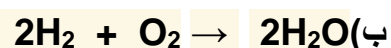
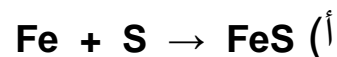


أ) 3 ب) 5 ج) 8 د) 2

٣- في أي المواد الآتية يظهر الكلور في أعلى رقم تأكسد:

HOCl (أ) HClO₃ (ب) Cl₂ (ج) HCl (د)

٤- أحد التفاعلات الآتية لا يُعدّ من تفاعلات التأكسد والاختزال:



٥- في التفاعل الآتي العامل المختزل هو:



Mn (أ) MnO₄⁻ (ب) I⁻ (ج) I₂ (د)

٦- أي العمليات التالية ليست عملية تأكسد:

أ- اتحاد بالأكسجين. ب- فقد إلكترونات.

ج- نزع الهيدروجين. د- نقص عدد التأكسد.

٧- العبارة التي تنطبق على تفاعل الاتحاد المباشر هي:

أ- العناصر المتفاعلة تتأكسد. ب- العناصر المتفاعلة تختزل.

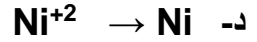
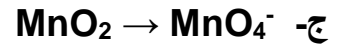
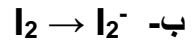
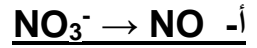
ج- لا يحدث فيه تغير. د- يتأكسد أحد العناصر ويختزل الآخر.

٨- عند اتحاد الكلور مع الأوكسجين مكوناً أكسيد الكلور Cl_2O_7 فإن عدد تأكسد ذرات الكلور:

أ- يزداد بمقدار (2).
ب- يزداد بمقدار (5).

ج- يزداد بمقدار (7).
د- يقل بمقدار (7).

٩- أي التغيرات التالية يمثل عملية اختزال؟



في أتم فقد الكترولونات أي
عملية اختزال أما في بقية
الأمثلة تم زيادة عدد
الإلكترونات أي أكسدة

١٠- أي مما يأتي لا يعد عاملاً مختزلاً في تفاعل الأكسدة والاختزال؟

أ- المادة التي تأكسدت ، ت- مستقبل للإلكترون

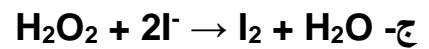
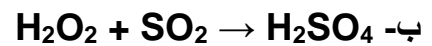
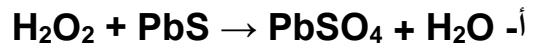
ب- المادة الأقل كهروسالبية ، ج- مانح الإلكترون

١١- في التفاعل الذي تتحول فيه أيونات $Cr_2O_7^{2-}$ إلى أيونات Cr^{3+} فإن كل ذرة Cr :

أ- تفقد (3) إلكترونات.
ب- تكتسب (3) إلكترونات.

ج- تكتسب (5) إلكترونات.
د- تكتسب (6) إلكترونات.

١٢- أي التفاعلات التالية يسلك فيه H_2O_2 عاملاً مختزلاً؟



الشرح : في المثال الأخير لاحظ ان أعداد
الأكسدة للمنجيز تغيرت من (+٤ إلي +٢)
وهذا يعني أنها اكتسبت الكترولونات بمعنى
انه حدث لها اختزال إذن فهو يعد عامل
مؤكسد إذن يصبح المتفاعل الآخر عامل
مختزل وهو المطلوب

١٣- أي أنواع التفاعلات التالية لا يعتبر تفاعل تأكسد – اختزال؟

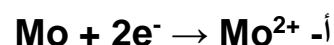
أ- التعادل.

ب- الإحلال البسيط.

د- التكوين.

ج- الاحتراق.

١٤- نصف التفاعل الذي يمثل تحول Mo إلى MoO₂ هو:



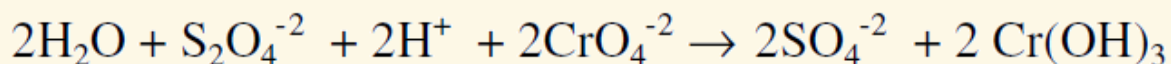
شرح الحل : التفاعل تحول من ذرة تأكسدها صفر إلى ايون أذن سوف يحدث لها تأكسد أي فقد للإلكترونات ، إذن الإجابات سوف تنحصر بين ب و د . لاحظ تأكسد الأوكسجين (٢-) فلو أن تأكسد المنجنيز +٢ لم يتم إضافة ذرتين من الأوكسجين فإضافة ذرتين أوكسجين تعني أن المنجنيز لديه أربع شحنات .

سؤال : يتفاعل ثنائي ثيونيت الصوديوم Na₂S₂O₄ الذي يُستخدم في صناعة الأقمشة والورق مع أيون الكرومات CrO₄⁻ ، وينتج عن هذا التفاعل هيدروكسيد الكروم Cr(OH)₃ غير الذائب وأيون الكبريتات، وأيون الصوديوم.

(أ) اكتب معادلة موزونة تمثل التفاعل السابق.

(ب) حدد العامل المختزل، والعامل المؤكسد في التفاعل.

الحل (أ) المعادلة النهائية الموزونة:



(ب) العامل المختزل: S₂O₄²⁻ العامل المؤكسد: CrO₄²⁻

❖ **ملاحظة :** يعد التمثيل الضوئي والتنفس الخلوي ابرز الأمثلة على تفاعلات الأكسدة والاختزال في حياتنا اليومية

❖ هناك تطبيقات صناعية لتفاعلات التأكسد والاختزال

أولاً: قصر الألوان (إزالة اللون أو تخفيفه)

ثانياً: استخلاص الفلزات من خاماتها : يُسمى استخلاص العناصر من خاماتها بعلم التعدين ، وتستخلص الفلزات عادة من مركباتها أو خاماتها باختزالها بعامل مختزل مناسب، وتمثل عملية الاستخلاص تفاعل تأكسد واختزال.

ثالثاً: معالجة المياه بالكلور حيث يعمل كعامل مؤكسد قاتل للجراثيم الا انه سام اذا زادت نسبته فالان يتم التعقيم بالاوزون

رابعاً: التصوير الضوئي (الفوتوغرافي)

الخلايا الكهروكيميائية

الخلايا الكهروكيميائية / نظام من أقطاب ومحاليل الكتروليتية تنتج فيها التفاعلات الكيميائية طاقة كهربائية أو ينتج فيها التيار الكهربائي تغيراً كيميائياً .

التيار الكهربائي / عبارة عن سيل من الشحنات الكهربائية يتحرك من خارج البطارية من القطب السالب إلى القطب الموجب

هناك نوعين من التوصيل الكهربائي



اولا : الخلايا الجلفانية

- ❖ هي أجهزة تولد التيار الكهربائي نتيجة حدوث تفاعل كيميائي (أكسدة واختزال)
- ❖ تسمى بالخلايا الفولتية نسبة الى العالم أليساندرو فولتا الذي عمل اول خلية فولتية ، نسب إليه الاختراع عام ١٨٠٠ م

- ❖ **تقسم الخلية الجلفانية إلى قسمين :** يسمى كل منهما بنصف الخلية حيث يحدث في القسم الأول عند قطب الخلية تفاعل الأكسدة حيث تفقد المادة الكترولونات وتسمى مادة مؤكسدة ويسمى هذا القطب مصعدا وتكون شحنته سالبة. وتنتقل الكترولونات عبر سلك موصل الى الكأس الآخر (نصف الخلية الثاني). ويحدث عند هذا القطب عملية الاختزال حيث تكسب المادة الكترولونات وتسمى مادة مختزلة و يسمى القطب مهبطا وتكون شحنته موجبة . ويوصل بينهما أيضا قنطرة ملحية

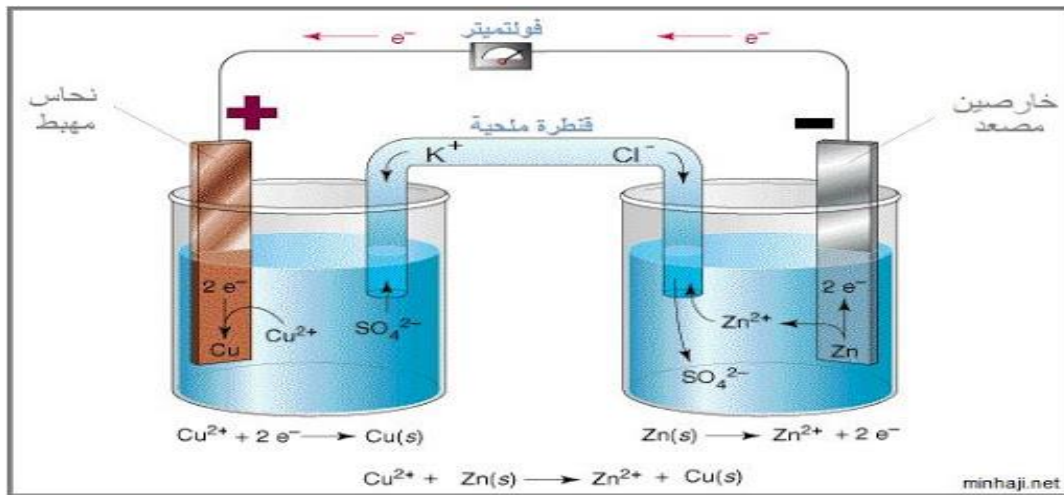
- ❖ **القنطرة الملحية :** هي أنبوبة تحتوي على محلول ملحي (كبريتات الصوديوم أو كلوريد البوتاسيوم مثلا ذائب في الماء يحفظ داخل الأنبوب بواسطة جل هلامي) لا يتفاعل مع نصفي الخلية ، تقوم بإغلاق الدائرة الكهربائية وتعمل على توازن الايونات في وعائي نصفي الخلية والحفاظ على التعادل الكهربائي أثناء حدوث التفاعلات عند الأقطاب .

فوائد القنطرة الملحية :

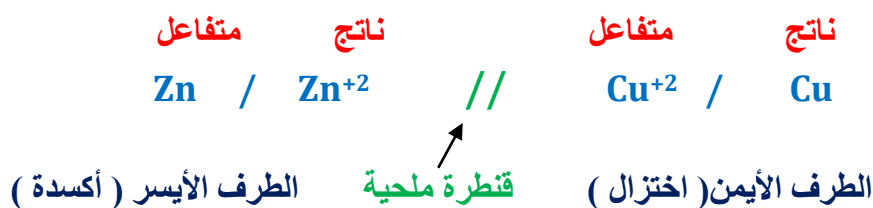
- ١- توصيل التيار الكهربائي بانتقال الكترولونات
- ٢- الحفاظ على توازن الايونات بين نصفي الخلية
- ٣- منع التماس المباشر بين المواد المتفاعلة والمواد الناتجة وذلك حتي لا يحدث هدر للطاقة الكهربائية على شكل طاقة حرارية .

مثال : أشهر أمثلة الخلايا الجلفانية (خلية الخارصين – والنحاس)

هنا المصعد : الخارصين يفقد الكترولونات ، والمهبط : النحاس يكتسب الكترولونات



❖ كتابة رمز الخلية للمثال السابق :



❖ سؤال تمثل المعادلة التالية التفاعل الذي يحدث في خلية غلفانية قطباها من الكادميوم والنيكل :



1- أي القطبين يمثل المصعد وأيها يمثل المهبط ، وما شحنة كل منهما ؟

بما أن عملية التأكسد قد حدثت على قطب الكادميوم Cd لذا فهو يمثل المصعد وإشارته سالبة ، وبما أن عملية الاختزال قد حدثت على قطب النيكل Ni لذا فهو يمثل المهبط وإشارته موجبة .

2- اكتب معادلة نصف التفاعل الذي يحدث عند المصعد.



3- اكتب نصف التفاعل الذي يحدث عند المهبط.



4- وضح اتجاه حركة الإلكترونات في الدارة الخارجية .

تتحرك الإلكترونات في الدارة الخارجية من قطب الكادميوم (المصعد) إلى قطب النيكل (المهبط).

5- وضح اتجاه حركة الأيونات السالبة في المحاليل .

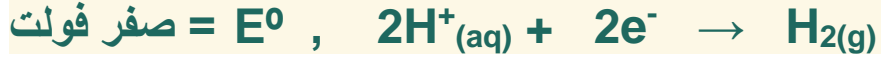
تتحرك الأيونات السالبة في المحاليل من نصف خلية النيكل إلى نصف خلية الكادميوم عبر القنطرة الملحية.

6- أي القطبين ستنقص كتلته ؟ قطب الكادميوم ، لأن المصعد عندما يتأكسد يتآكل.

7- ماذا يحدث لتركيز أيونات Cd⁺² ؟ تزداد نتيجة لتأكسد ذرات الكادميوم .

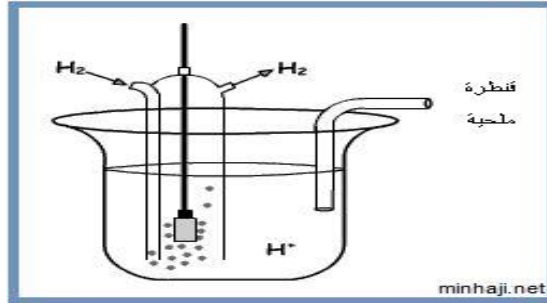
قطب الهيدروجين المعياري

تم اختيار الهيدروجين كقطب مرجعي لكونه متوسطاً بين العناصر في نشاطه الكيميائي ، مما يسهل استخدامه مصعداً أو مهبطاً ، اعتماداً على القطب الآخر في الخلية .



وتعني E^0 في نصف تفاعل الهيدروجين جهد الاختزال المعياري .

يتكون قطب الهيدروجين المعياري : من قطب من البلاتين مغموس في محلول حمضي تركيز أيون الهيدروجين H^+ فيه 1 مول/لتر ، ويمر فوقه بصورة مستمرة تيار من الهيدروجين تحت ضغط جوي واحد وعند درجة حرارة 25 °س .



جهد القطب المعياري : جهد القطب عندما يكون تركيز المذاب 1 مول/لتر ، وضغط الغاز 1 ض . ج . وعند درجة حرارة 25 °س .

❖ يتم حساب جهد الخلية من خلال العلاقة :

جهد الخلية المعياري E^0 = جهد اختزال المهبط - جهد اختزال المصعد

$$E^0_{\text{خلية}} = E^0_{\text{لكاثود}} - E^0_{\text{لأنود}}$$

ملاحظة هامة : إذا كانت قيمة جهد الخلية موجب فان التفاعل تلقائي

أما إذا كانت قيمة جهد الخلية سالب فان التفاعل غير تلقائي

❖ يدعى جهد الاختزال بأنه مدى قابلية المادة لاكتساب الالكترونات .

✚ تطبيقات حسابية

تطبيقات على الخلايا الجلفانية

مثال (1) إذا كان جهد الاختزال القياسي لكل من كاتيونات الخارصين والنحاس يساوي (-0.76) , $(+0.34)$ فولت على التوالي احسب جهد الخلية الفولتية .

الحل :-

:: جهد اختزال النحاس أعلى من جهد اختزال الخارصين

:: قطب النحاس يكون الكاثود وقطب الخارصين يكون الأنود

$$E^0_{\text{خلية}} = E^0_{\text{كاثود}} - E^0_{\text{أنود}}$$

$$E^0_{\text{خلية}} = (+0.34) - (-0.76)$$

$$E^0_{\text{خلية}} = + 1.10 \text{ V}$$

مثال 2 : عند ربط نصف خلية الخارصين مع قطب الهيدروجين المعياري ، تحركت الإلكترونات من قطب الخارصين (مصعد) إلى قطب الهيدروجين المعياري (مهبط) ، وسجل الفولتميتر قراءة مقدارها 0.76 فولت . كم تبلغ قيمة جهد اختزال الخارصين ؟

الحل : جهد الخلية المعياري = جهد اختزال المهبط – جهد اختزال المصعد

جهد الخلية المعياري = جهد اختزال الهيدروجين – جهد اختزال الخارصين

$$0.76 = \text{صفر} - \text{جهد اختزال الخارصين}$$

جهد اختزال الخارصين = -0.76 فولت

وبعكس إشارة جهد اختزال الخارصين نحصل على جهد تأكسده وهو (+0.76 فولت)

مثال 3 : عند ربط نصف خلية نحاس مع قطب الهيدروجين المعياري ، تحركت الإلكترونات من قطب الهيدروجين المعياري (مصعد) إلى قطب النحاس (مهبط) ، وسجل الفولتميتر قراءة مقدارها 0.34 فولت . كم تبلغ قيمة جهد اختزال النحاس ؟

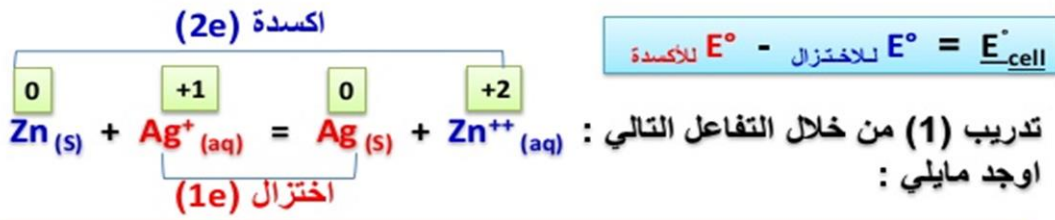
الحل : جهد الخلية المعياري = جهد اختزال المهبط – جهد اختزال المصعد

جهد الخلية المعياري = جهد اختزال النحاس – جهد اختزال الهيدروجين

$$0.34 = \text{جهد اختزال النحاس} - \text{صفر}$$

جهد اختزال النحاس = +0.34 فولت.

وبعكس إشارة جهد اختزال النحاس نحصل على جهد تأكسده. وهو (-0.34 فولت) .

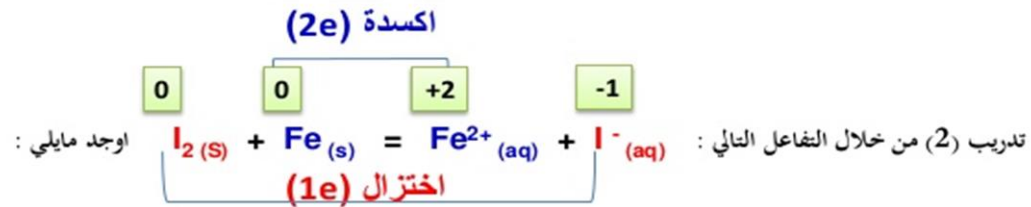
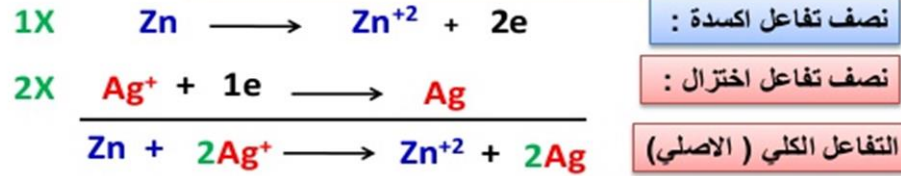


أ) احسب E°_{cell} علما إن { $E^\circ_{\text{Ag}^+ | \text{Ag}} = +0.80\text{V}$ / $E^\circ_{\text{Zn} | \text{Zn}^{2+}} = -0.76\text{V}$ }

$$E^\circ_{\text{cell}} = E^\circ_{(\text{Ag})} - E^\circ_{(\text{Zn})} = 0.80 - (-0.76) = +1.56 \text{ V}$$

نوع التفاعل (تلقائي أم غير تلقائي) : تلقائي لانه قيمتها موجبة

ب) اكتب معادلات الأكسدة و الاختزال للتفاعل والتفاعل الكلي



أ) احسب E°_{cell} علما أن { $E^\circ_{\text{Fe}^{2+} | \text{Fe}} = -0.44\text{V}$ / $E^\circ_{\text{I}_2 | \text{I}^-} = +0.54\text{V}$ }

$$E^\circ_{\text{cell}} = E^\circ_{(\text{I}_2)} - E^\circ_{(\text{Fe})} = 0.54 - (-0.44) = +0.98 \text{ V}$$

نوع التفاعل (تلقائي أم غير تلقائي) : تلقائي لانه قيمتها موجبة

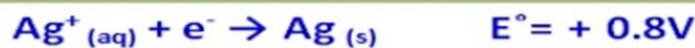
ب) اكتب معادلات الأكسدة و الاختزال للتفاعل والتفاعل الكلي



ملاحظة هامة :

نصف تفاعل الذي له اقل جهد اختزال هو تفاعل الأكسدة

تدريب (3) : من خلال أنصاف تفاعل الاختزال التالية : اوجد مايلي :



$$E^\circ_{\text{cell}} = E^\circ_{\text{الاختزال}} - E^\circ_{\text{للاأكسدة}}$$

(أ) احسب E°_{cell} :

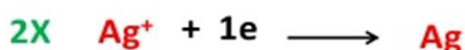
$$E^\circ_{\text{cell}} = E^\circ_{(\text{Ag})} - E^\circ_{(\text{Ni})} = 0.80 - (- 0.26) = +1.06 V$$

و تعكس
المعادلة
عند كتابتها

(ب) اكتب معادلات الأكسدة و الاختزال للتفاعل والتفاعل الكلي



نصف تفاعل أكسدة :



نصف تفاعل اختزال :



التفاعل الكلي (الاصلي)

تدريب (4) : من خلال أنصاف تفاعل الاختزال التالية : اوجد مايلي :



الأكبر قيمة (أختزال)



الأقل قيمة (أكسدة)

$$E^\circ_{\text{cell}} = E^\circ_{\text{الاختزال}} - E^\circ_{\text{للاأكسدة}}$$

(أ) احسب E°_{cell} :

$$E^\circ_{\text{cell}} = E^\circ_{(\text{Fe})} - E^\circ_{(\text{Sn})} = -0.037 - (- 0.138) = +0.101 V$$

و تعكس
المعادلة
عند كتابتها

(ب) اكتب معادلات الأكسدة و الاختزال للتفاعل والتفاعل الكلي



نصف تفاعل أكسدة :



نصف تفاعل اختزال :



التفاعل الكلي (الاصلي)

السلسلة الكهركيميائية

❖ السلسلة الكهركيميائية : ترتيب للمواد وفق زيادة نشاطها الكيميائي، أي قدرتها على كسب الإلكترونات وفقدائها بالاعتماد على جهود الاختزال المعيارية.

وكلما زاد جهد الاختزال رياضياً زاد الميل للاختزال، وكلما قل جهد الاختزال رياضياً زاد الميل للتأكسد.

ملاحظات مهمة :

- ١- العناصر الأكثر نشاطا تقع أعلى السلسلة ولها قدرة اكبر على الأكسدة (فهي عوامل مختزلة قوية) وتمثل دائما الانود في الخلايا الجلفانية .
- ٢- العناصر الأقل نشاطا تقع أسفل السلسلة ولها قدرة اكبر على الاختزال (لأنها عوامل مؤكسدة قوية) وتمثل دائما الكاثود في الخلايا الجلفانية .
- ٣- نصف التفاعل الذي له جهد اختزال موجب اكبر يحدث له اختزال
- ٤- نصف التفاعل الذي له جهد اختزال سالب اكبر يحدث له أكسده
- ٥- اذا كان قيمة جهد الخلية موجب فان التفاعل تلقائي ، واذا كان سالب فان التفاعل غير تلقائي

❖ أهمية جدول جهود الاختزال المعيارية (السلسلة الكهركيميائية):

- 1- تحديد المصعد والمهبط في الخلايا الجلفانية .
- 2- حساب جهد الخلية المعياري .
- 3- مقارنة قوة العوامل المؤكسدة والمختزلة .
- 4- التنبؤ بحدوث التفاعلات .

نصف التفاعل	E° (فولت)
$\text{Li}^+(\text{aq}) + \text{e}^- \rightarrow \text{Li}(\text{s})$	3.04 -
$\text{K}^+(\text{aq}) + \text{e}^- \rightarrow \text{K}(\text{s})$	2.92-
$\text{Ca}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Ca}(\text{s})$	2,87-
$\text{Na}^+(\text{aq}) + \text{e}^- \rightarrow \text{Na}(\text{s})$	2,71-
$\text{Mg}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Mg}(\text{s})$	2,73-
$\text{Al}^{3+}(\text{aq}) + 3\text{e}^- \rightarrow \text{Al}(\text{s})$	1,66-
$\text{Mn}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Mn}(\text{s})$	1.18 -

$2\text{H}_2\text{O}_{(l)} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_{2(g)} + 2\text{OH}^-_{(aq)}$	0.83 -
$\text{Zn}^{2+}_{(aq)} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Zn}_{(s)}$	0.76 -
$\text{Cr}^{2+}_{(aq)} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cr}_{(s)}$	0.74 -
$\text{Fe}^{2+}_{(aq)} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Fe}_{(s)}$	0.44 -
$\text{Cr}^{3+}_{(aq)} + 3\text{e}^- \rightarrow \text{Cr}_{(s)}$	0.41-
$\text{Cd}^{2+}_{(aq)} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cd}_{(s)}$	0.40-
$\text{Co}^{2+}_{(aq)} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Co}_{(s)}$	0.28-
$\text{Ni}^{2+}_{(aq)} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Ni}_{(s)}$	0.25 -
$\text{Sn}^{2+}_{(aq)} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Sn}_{(s)}$	0.14 -
$\text{Pb}^{2+}_{(aq)} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Pb}_{(s)}$	0.13 -
$\text{Fe}^{3+}_{(aq)} + 3\text{e}^- \rightarrow \text{Fe}_{(s)}$	0.04 -
$2\text{H}^+_{(aq)} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_{2(g)}$	صفر
$\text{Cu}^{2+}_{(aq)} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}_{(s)}$	0.34 +
$\text{I}_{2(l)} + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{I}^-_{(aq)}$	0.54 +
$\text{Fe}^{3+}_{(aq)} + \text{e}^- \rightarrow \text{Fe}^{2+}_{(s)}$	0.77 +
$\text{Ag}^+_{(aq)} + \text{e}^- \rightarrow \text{Ag}_{(s)}$	0.80 +
$\text{Br}_{2(l)} + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{Br}^-_{(aq)}$	1.06 +
$\text{O}_{2(g)} + 4\text{e}^- + 4\text{H}^+_{(aq)} \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}_{(l)}$	1.23 +
$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}_{(aq)} + 6\text{e}^- + 14\text{H}^+_{(aq)} \rightarrow 2\text{Cr}^{3+}_{(aq)} + 7\text{H}_2\text{O}_{(l)}$	1.33 +
$\text{Cl}_{2(g)} + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{Cl}^-_{(aq)}$	1.36+
$\text{Au}^{3+}_{(aq)} + 3\text{e}^- \rightarrow \text{Au}_{(s)}$	1.50 +
$\text{MnO}_4^-_{(aq)} + 5\text{e}^- + 8\text{H}^+_{(aq)} \rightarrow \text{Mn}^{2+}_{(aq)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)}$	1.51 +
$\text{F}_{2(l)} + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{F}^-_{(aq)}$	2.87 +

❖ قوة العامل المؤكسد والعامل المختزل

نصف تفاعل الاختزال	E° (فولت)
$\text{Li}^+ + e^- \rightarrow \text{Li}$	-3,04
$\text{Zn}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Zn}$	-0,76
$2\text{H}^+ + 2e^- \rightarrow \text{H}_2$	صفر
$\text{Cu}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Cu}$	+0,34
$\text{F}_2 + 2e^- \rightarrow 2\text{F}^-$	+2,87

زيادة قوة العامل المؤكسد (أسفل)

زيادة قوة العامل المختزل (أعلى)

قوة العوامل المؤكسدة: $\text{F} > \text{Cu}^{+2} > \text{H}^+ > \text{Zn}^{+2} > \text{Li}^+$ أقواهم الفلور كعامل مؤكسد

قوة العوامل المختزلة: $\text{Li} > \text{Zn} > \text{H} > \text{Cu} > \text{F}^-$ أقواهم الليثيوم كعامل مختزل

لاحظ أن العوامل المؤكسدة على يسار نصف التفاعل والعوامل المختزلة على يمين نصف التفاعل

ثانيا / البطاريات

هي نوع من الخلايا الجلفانية ولها نوعين

١- بطاريات أولية ٢- بطاريات ثانوية

نوع التفاعل	البطاريات الاولية	الثانوية
تفاعل غير عكسي	تفاعل عكسي	
صلاحية البطارية	غير صالحة بعد انتهاء التفاعل	يمكن شحن بطاريتها
أمثلة	١- بطارية (الخرصين - الكربون) الجافة ٢- بطارية القلوية ٣- بطارية الفضة	١- بطارية النيكل - الكاديوم ٢- بطارية الرصاص الحمضية ٣- بطارية الليثيوم

اولا : البطاريات الاولية :

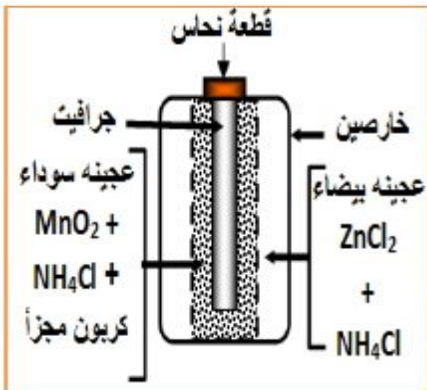
خلايا تحول الطاقة الكيميائية الى كهربائية من خلال تفاعل تلقائي غير انعكاسي

ومنها :

1- البطارية الجافة (الخرصين - الكربون)

المقارنة	نصف الخلية الأوكسدة	نصف الخلية الاختزال
الأقطب	الانود(السالب) : وعاء من الخرصين	الكاثود (الموجب) : الكربون او الجرافيت
الكتروليت	عجينة رطبة من كلوريد الخرصين و كلوريد الامونيوم	عجينة رطبة من كلوريد الامونيوم و ثاني اكسيد المنجنيز والكربون
التفاعلات	$Zn \rightarrow Zn^{+2} + 2e^{-}$	$2NH_4^{+} + 2MnO_2 + 2e^{-} \rightarrow 2Mn_2O_3 + 2NH_3 + H_2O$

عيوب هذه البطارية :



1- لا يمكن اعادة شحنها (خلايا غير انعكاسية)

2- جهدا صغير (1.5V)

3- يقلل امداده للتيار عند تشغيله لفترة طويلة (علل) لتراكم غاز النشادر على ساق الجرافيت .

4- المواد المستهلكة لا يمكن تعويضها .(تستهلك المواد الداخلة في تكوينه حتى و لو لم يستخدم فترة طويلة)

5- يتلف الاجهزة الكهربائية الحساسة لو ترك بها فترة طويلة نتيجة تراكم الاملاح.

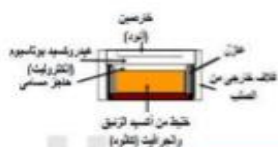
2- البطارية القلوية

تستخدم في الاجهزة الالكترونية الصغيرة

المقارنة	نصف الخلية الأكسدة	نصف الخلية الاختزال
الأقطاب	الانود (السالب): مسحوق من الخارصين	الكاثود (الموجب): ثاني اكسيد المنجنيز
الكتروليت	عجينة رطبة من هيدروكسيد البوتاسيوم	
التفاعلات	$Zn + 2OH^- \rightarrow ZnO + H_2O + 2e^-$	$MnO_2 + 2H_2O + 2e^- \rightarrow Mn(OH)_2 + 2OH^-$

* تفضل البطاريات القلوية على بطارية الكربون- الخارصين ؟ لماذا

- لان الخارصين بالقلوية على هيئة مسحوق مما يوفر مساحة سطح اكبر للتفاعل وأيضا لا يوجد بالقلوية بها عمود كربون مما يصغر من حجمها .



3- البطارية الفضة

تستخدم في سماعات الاذن و الساعات و الات التصوير لصغر حجمها

المقارنة	نصف الخلية الأكسدة	نصف الخلية الاختزال
الأقطاب	الانود(السالب): مسحوق من الخارصين	الكاثود الموجب: اكسيد الفضة
الكتروليت	عجينة رطبة من هيدروكسيد البوتاسيوم	
التفاعلات	$Zn + 2OH^- \rightarrow ZnO + H_2O + 2e^-$	$Ag_2O + H_2O + 2e^- \rightarrow 2Ag + 2OH^-$

ثانيا : البطاريات الثانوية :

خلايا جلفانية تحول الطاقة الكيميائية إلى كهربائية أو العكس عن

طريق إعادة شحنها . بامرار تيار كهربائي من مصدر خارجي بين قطبيها . فمنها

1- بطارية النيكل - كادميوم

استخداماتها : الات الحلاقة - الات التصوير

المقارنة	نصف الخلية الأوكسدة	نصف الخلية الاختزال
الاقطاب	الانود(السالب) : الكادميوم	الكاثود الموجب : النيكل
الكتروليت	عجينة رطبة من هيدروكسيد البوتاسيوم	
التفاعلات	$Cd + 2OH^- \rightarrow Cd(OH)_2 + 2e^-$	$NiO(OH) + H_2O + e^- \rightarrow Ni(OH)_2 + OH^-$

2- بطارية المرمك الرصاصي الحمضية (بطارية)

المقارنة	نصف الخلية الأوكسدة	نصف الخلية الاختزال
الاقطاب	الانود(السالب) : شبكة من الرصاص مملوءة برصاص اسفنجي (Pb)	الكاثود (الموجب) : شبكة من الرصاص مملوءة بعجينة من ثاني اكسيد الرصاص (PbO ₂)
الكتروليت	محلول من حمض الكبريتيك المخفف (H ₂ SO ₄)	
التفاعلات	$Pb \rightarrow Pb^{+2} + 2e^-$ $Pb^{+2} + SO_4^{-2} \rightarrow PbSO_4$	$PbO_2 + 2e^- + 4H^+ \rightarrow Pb^{+2} + 2H_2O$ $Pb^{+2} + SO_4^{-2} \rightarrow PbSO_4$
	$Pb + SO_4^{-2} \rightarrow PbSO_4 + 2e^-$	$PbO_2 + 4H^+ + SO_4^{-2} + 2e^- \rightarrow PbSO_4 + 2H_2O$
	التفاعل الكلي : $Pb + PbO_2 + 4H^+ + SO_4^{-2} \rightleftharpoons 2PbSO_4 + 2H_2O$	

تفاعل الشحن :

عيوبها / ثقيلة الوزن تستخدم للسيارات

3- بطارية الليثيوم

بطارية خفيفة الوزن وحجمها صغير وتخزن كميات كبيرة من الطاقة تستمر فترة زمنية اكبر . من أنواع البطاريات الأخرى .

ولهذا تستعمل في الساعات و الحواسيب و الات التصوير .

علل: ركز المهندسون على عنصر الليثيوم في صناعة البطاريات :

لان الليثيوم اخف عنصر معروف وله اقل جهد اختزال قياسي بالنسبة للعناصر الفلزية الاخرى .

4- خلايا الوقود

خلايا جلفانية . تستخدم في برامج الفضاء . يتم تزويدها بالمتفاعلات

باستمرار . و إزالة النواتج بشكل متواصل . وتستطيع أن تعمل إلى

الابد . بتحويل الطاقة الكيميائية إلى طاقة كهربائية . وهي خلايا فعالة .

المقارنة	نصف الخلية الأكسدة	نصف الخلية الاختزال
القطب	الانود(السالب) : الهيدروجين	الكاثود الموجب : الاكسجين
الكتروليت	محلول هيدروكسيد البوتاسيوم	
التفاعلات	$2H_2(g) + 4OH^-(aq) \rightarrow 4H_2O(l) + 4e^-$	$O_2(g) + 2H_2O(l) + 4e^- \rightarrow 4OH^-(aq)$
	التفاعل الكلي : $2H_2(g) + O_2(g) \rightarrow 2H_2O(l)$	

✚ لا تنفذ خلية الوقود كسائر الخلايا؟

لانه يتم تزويدها بالمتفاعلات باستمرار فلا تتوقف

✚ يعتقد الكثيرون أن خلايا الوقود اختراع حديث إلا أن الخلايا الأولى عرضت عام ١٨٣٩ م

عن طريق العالم وليام جروف والذي سمي خليته بطارية الغاز .

ثانياً: الخلايا التحليلية

هي أنظمة يتم فيها تحويل الطاقة الكهربائية إلى طاقة كيميائية من خلال تفاعل أكسدة واختزال

* تركيب الخلايا التحليلية

١- المصعد (الأنود) ، القطب الموجب	٢- المهبط (الكاثود) ، القطب السالب
-القطب الذي يتصل بالقطب الموجب للبطارية -يقوم بتوصيل التيار الكهربائي داخل المحلول أو المصهور -القطب الذي يفقد إلكترونات أثناء عملية التوصيل -تنجذب عنده الأيونات السالبة مثل أيون الكلوريد والأكسيد -تحدث عنده عملية الأكسدة أي فقد الإلكترونات	-القطب الذي يتصل بالقطب السالب للبطارية -يقوم بتوصيل التيار الكهربائي خارج المحلول أو المصهور في السلك -القطب الذي يكتسب إلكترونات أثناء عملية التوصيل -تنجذب عنده الأيونات الموجبة مثل الهيدروجين والصوديوم والنحاس والفضة -تحدث عنده عملية الاختزال أي اكتساب الإلكترونات

✚ لماذا يكون الأنود هو القطب الموجب والكاثود هو القطب السالب في الخلايا التحليلية ؟

- الأنود هو القطب الموجب :لأنه يتصل بموجب البطارية وتحدث عنده عملية الأكسدة لأنه تنجذب عنده الأيونات السالبة حيث تفقد إلكترونات وتتعادل (عملية أكسدة)
- الكاثود هو القطب السالب :لأنه يتصل سالب البطارية وتحدث عنده عملية الاختزال لأنه تنجذب عنده الأيونات الموجبة حيث تكتسب إلكترونات وتتعادل (عملية اختزال)

التطبيقات العملية للتحليل الكهربائي

أولاً : الطلاء الكهربائي

الطلاء الكهربائي: ترسيب طبقة رقيقة من الفلز المراد الطلاء به على المادة المراد طلاؤها خلال عملية التحليل الكهربائي.

ملاحظة : اقطاب الخلية التحليلية تكون من نفس النوع اما (غرافيت او بلاتين)

الهدف من عملية الطلاء الكهربائي:

- 1- حماية الفلزات من التآكل.
- 2- إكساب الفلزات مظهراً جميلاً.

❖ سؤال: عند عملية الطلاء الكهربائي لمعلقة من الحديد Fe بمادة الفضة :

(1) حدّد مادة المصعد. (الفضة)

(2) حدّد مادة المهبط. (المعلقة)

(3) اكتب صيغة المحلول المناسب. نترات الفضة $AgNO_3$

(4) اكتب معادلة التفاعل الذي يحدث عند القطب الموجب. $Ag^+ (aq) + e^- \rightarrow Ag (s)$

(5) ما الذي يحدث عند المصعد و اكتب معادلتها ؟ تتأكسد الفضة $Ag (s) \rightarrow Ag^+ (aq) + e^-$

(6) هل يتم تناقص تركيز ايونات الفضة من جراء عملية التحليل الكهربائي ؟ لا يحدث تغير

➤ معلومة : لمنع عملية التآكل تستخدم طريقة الجلفنة وهي تغليف الحديد بفلز اكثر مقاومة للتآكسد

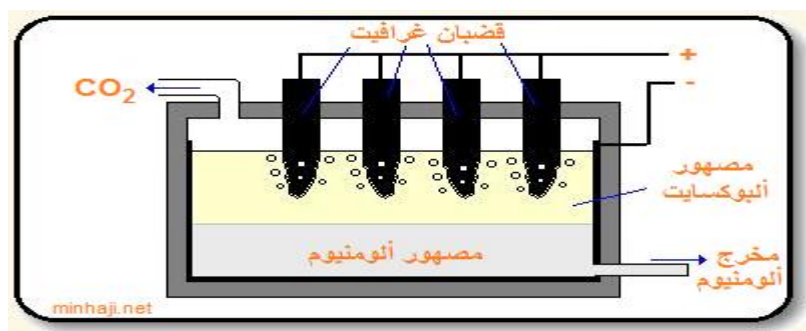
ثانياً: استخلاص الألمنيوم

يعد الألمنيوم من أكثر الفلزات انتشاراً في القشرة الأرضية، ومن أهم خاماته البوكسيت (أكسيد الألمنيوم المائي) $Al_2O_3 \cdot 2H_2O$ ، وقد تمكن العالمان هول وهيرولت من استخلاص الألمنيوم بالتحليل الكهربائي لمصهور أكسيد الألمنيوم Al_2O_3 ، وذلك بخلط أكسيد الألمنيوم مع الكريولايت Na_3AlF_6 لخفض درجة الانصهار، وذلك لتقليل الكلفة الاقتصادية.

❖ خلية هول وهيرولت:

المصعد: قضبان من الغرافيت متصلة مع بعضها، ومغمورة في المصهور.

المهبط: خلية من الحديد مبطنة من الداخل بطبقة من الغرافيت.



التفاعلات التي تحدث على الأقطاب:



2- **المصعد:** ينطلق غاز الأكسجين الذي يتفاعل جزء منه مع قطبان الغرافيت لينتج غاز ثاني أكسيد الكربون، وهذا التفاعل يؤدي إلى تآكل القضبان تدريجياً، لذا يتم تبديلها دورياً.

* إيجابيات الحصول على الألومنيوم بهذه الطريقة:

الألومنيوم الناتج يكون نقياً بدرجة عالية.

* سلبيات الحصول على الألومنيوم بهذه الطريقة:

- يتطلب استخلاص الألومنيوم بهذه الطريقة مقادير هائلة من الطاقة.
- تآكل قضبان الغرافيت.

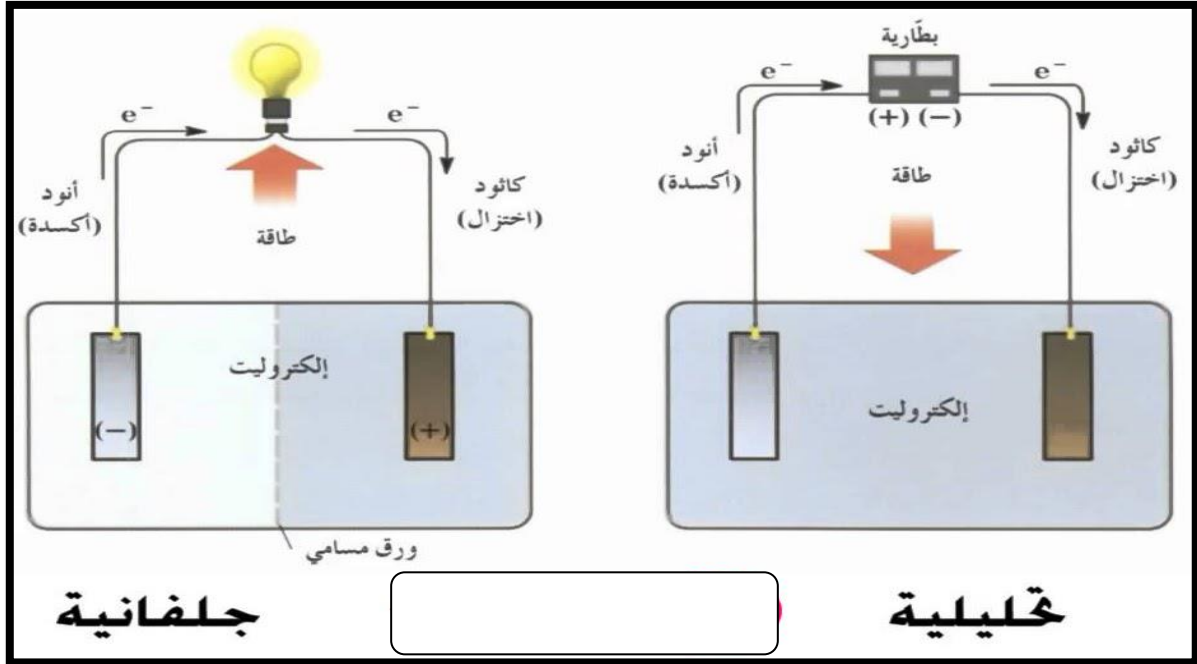
ثالثاً/ التحليل الكهربائي لمصهور NaCl وأيضاً لماء البحر

تحدث هذه العملية في حجرة خاصة تعرف بخلية داون

يتأكسد ايون الكلوريد عند الانود الى غاز الكلور ، وعند الكاثود تختزل ايونات الصوديوم الى فلز الصوديوم .

مقارنة بين الخلايا الجلفانية و خلايا التحليل

المقارنة	الخلايا الجلفانية	الخلايا التحليل الكهربائي
تحويل الطاقة	الكيميائية الى كهربائية	الكهربائية الى الكيميائية
نوع التفاعل	تلقائي (لا يحتاج لمصدر خارجي للطاقة)	غير تلقائي (يحتاج لمصدر خارجي للطاقة)
الانود	هو القطب السالب (عملية الاكسدة)	هو القطب الموجب (عملية الاكسدة)
الكاثود	هو القطب الموجب (عملية الاختزال)	هو القطب السالب (عملية الاختزال)
سير التيار	من الانود (-) الى الكاثود (+)	من الانود (+) الى الكاثود (-)
القنطرة الملحية	تحتاج الى قنطرة ملحية	لا تحتاج الى قنطرة ملحية
الأقطاب	لابد ان يكون القطبان مختلفان حتى ينشأ فرق جهد بينهما .	لا يشترط ان تكون القطبان مختلفان .



❖ أثر التركيز على جهد الخلية (معادلة نيرنست)

درس العالم نيرنست أثر التركيز على جهد الخلية عند درجة 25 س، وتوصل إلى العلاقة التالية:

$$E_{\text{خلية}} = E^{\circ}_{\text{خلية}} - \frac{0,0592}{n} \log Q$$

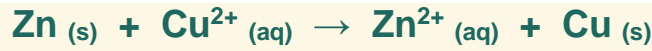
حيث:

E : جهد الخلية بالفولت عند تغير قيمة التركيز عن القيمة المعيارية.

n : عدد الإلكترونات المتحركة خلال التفاعل (حسب المعادلة الموزونة).

Q : حاصل قسمة تراكيز المواد الناتجة على المواد المتفاعلة.

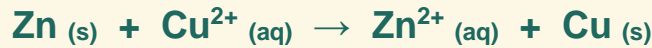
مثال: احسب جهد الخلية الغلفانية التي تعمل وفق التفاعل التالي عند درجة 25⁰ س:



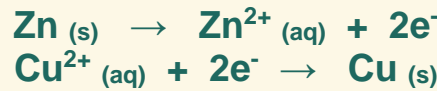
عندما يكون تركيز أيونات الخارصين Zn^{2+} في المحلول 1 × 10⁻¹⁰ مول/لتر، وتركيز أيونات النحاس Cu^{2+} في المحلول 0,1 مول/لتر، إذا علمت أن جهد اختزال النحاس المعياري = 0,34 فولت، وجهد اختزال الخارصين المعياري = -0,76 فولت.

الحل:

أولاً: نحدد قيمة (n)، فمن خلال المعادلة الكلية:



يمكن استنتاج أنصاف التفاعلات التالية:



ومنها، عدد الإلكترونات المتحركة (n) = 2

ثانياً: نحسب قيمة Q

$$-10 \times 1 = \frac{-10 \times 1}{0,1} = \frac{1[\text{Zn}^{2+}]}{1[\text{Cu}^{2+}]} = Q$$

ثالثاً: نحسب قيمة E° للخلية من خلال جدول السلسلة الكهروكيميائية.

$$E^\circ \text{ خلية} = E^\circ \text{ اختزال (نحاس)} - E^\circ \text{ اختزال (خارصين)}$$
$$= (0,34) - (-0,76)$$
$$= 1,1 \text{ فولت}$$

رابعاً: نعوض القيم السابقة في معادلة نيرنست.

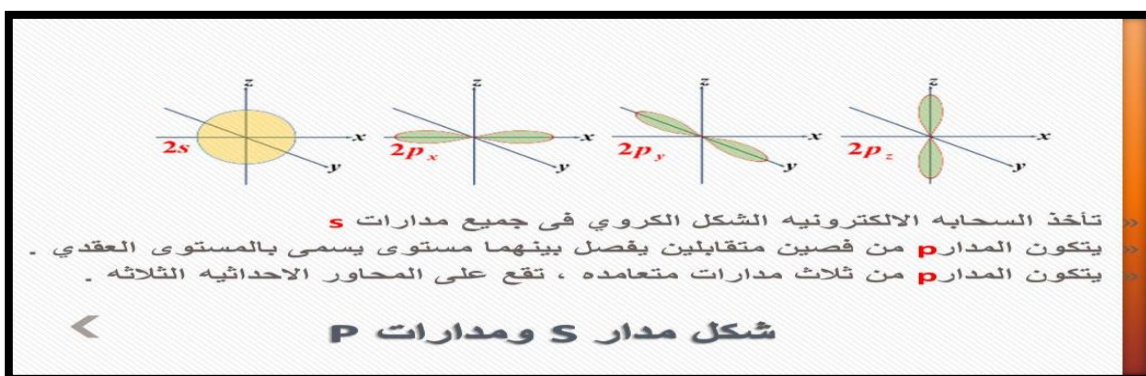
$$E \text{ خلية} = E^\circ \text{ خلية} - \frac{0,0592}{n} \log Q$$
$$= 1,1 - \frac{0,06}{2} \log (1 \times 10^{-4})$$
$$E \text{ خلية} = (1,12) - 1,1$$
$$= 1,22$$

لاحظ أن قيمة جهد الخلية $= 1,22$ فولت، أي أن قيمة E التي تم قياسها أكبر من القيمة المعيارية E° ، مما يعني أن هذا التغير في تركيز الأيونات قد أدى إلى زيادة تلقائية التفاعل الحادث في الخلية مقارنة بالوضع المعياري.

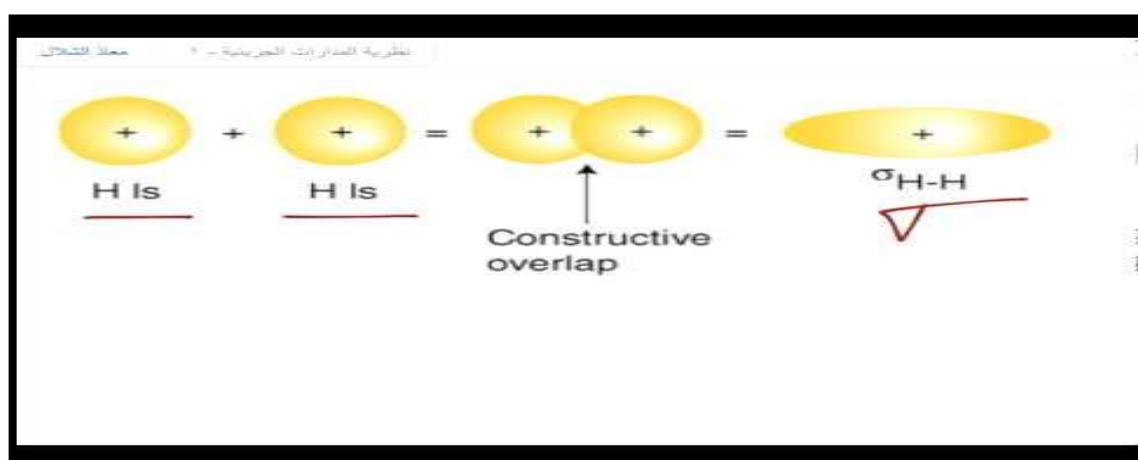
المعيار الحادي عشر : الكيمياء العضوية

المدارات الذرية : أن لالكترونات الذرات مستويات طاقة تسمى بالمدارات (Orbitals) اوربتالات لمدارات التكافؤ .

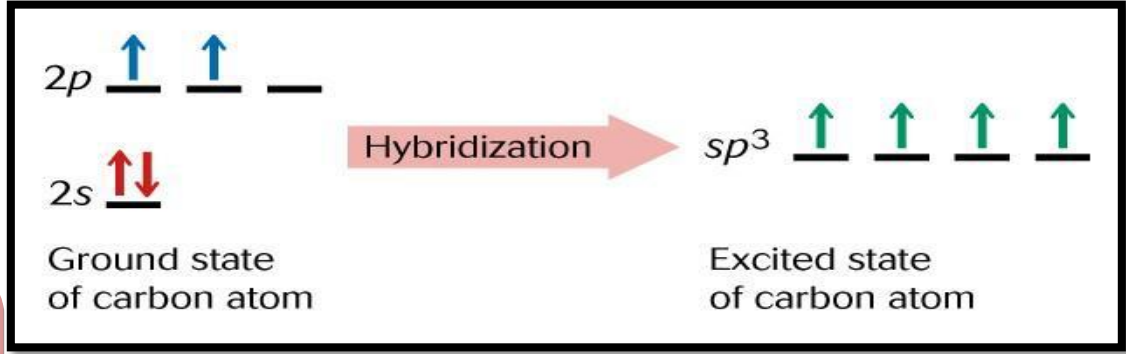
مثال : تشغل الالكترونات في مركبات الكربون كل من مدار S ذو شكل سحابة كروية تقع النواة في منتصفها ، ومدار P ذو شكل سحابة ببيضاوية ذات فصوص تقع النواة بينها وينقسم إلى ثلاث مستويات طاقة متساوية وهي P_x, P_y, P_z



المدارات الجزيئية : يتكون نتيجة تداخل المدارات الذرية بين ذرتين معطية مدارات جزيئية .
 المسؤولة عن هذا التداخل هي الرابطة التساهمية



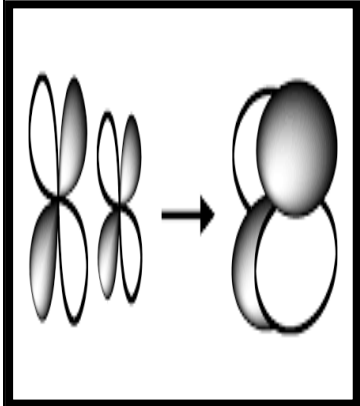
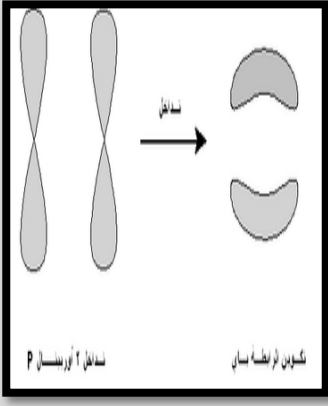
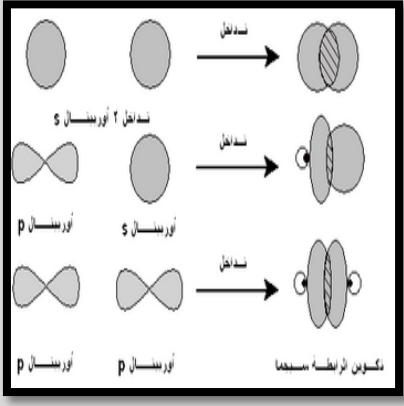
التهجين : هي عملية اندماج فلكين أو أكثر من الأفلاك الذرية الفرعية المختلفة لإنتاج أفلاك جديدة متماثلة في الشكل . باختصار يحدث انتقال للإلكترونات في مدار S الي مدار Pz الفارغ تسمى هذه العملية بالإثارة أو الترقية لتصبح الذرة مثارة غير مستقرة بعدها يحدث التداخل والتهجين لكي تستقر الذرة وتنتج لنا مدارات متساوية بالطاقة



مهم
جدا
التهجين

انواع التداخلات الذرية :

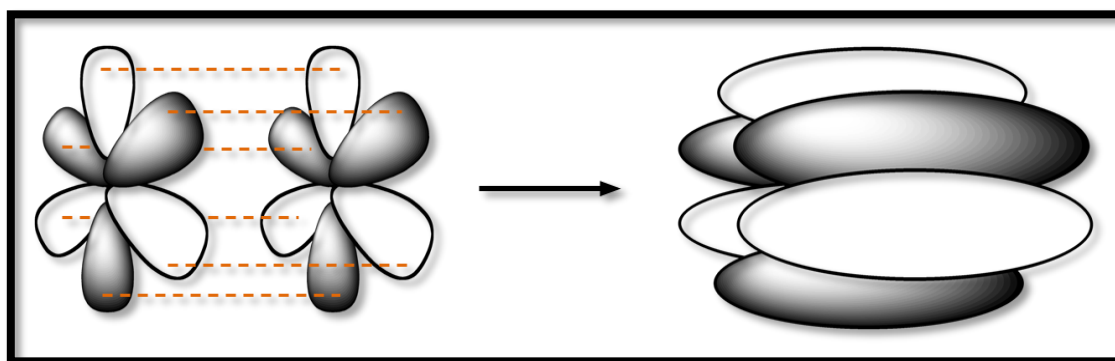
دلتا	باي	سيجما	
روبرت مولينكن	-----	----	العالم المكتشف
جانبي بالجانب(موازي)	جانبي بالجانب(موازي)	محوري بالرأس	نوع التداخل
اضعف من باي	أضعف وأطول	أقوى وأقصر	قوتها
لا تتم الا بعد باي	- لا يتم هذا النوع الا اذا سبقته رابطة سيجما .	هي أول رابطة تنشأ بين الذرات	متى تحدث
اربع اوربتالات مع اربع اوربتالات من ذرة اخرى	اوربتالين	اوربتال واحد مع اوربتال اخر من ذرة اخرى	عدد المدارات المتداخلة
له مستويين عقديين	مسطح له مستوى عقدي واحد	لا يوجد له مستوى عقدي	شكل المدار الجزيئي المتكون

<p>يتم بين مدارات d معا</p>	<p>يتم فقط بين مدارات P معا</p>	<p>١/ بين S مع S ٢/ P مع P (يحدث ذلك في الذرات من نفس النوع مثل) ٣/ بين S و P</p>	<p>الإفلاك المشاركة</p>
<p>ثمانى كلورو ثنائى رينات البوتاسيوم ($K_2Re_2Cl_8$) من الأمثلة الأخرى أيون $[Re_2Cl_8]^{2-}$</p>	<p>الالكينات والالكينات</p>	<p>١/ H_2 ٢/ Cl_2 , O_2 ٣/ الهيدروكربونات (CH) أو (H_2O) أو (NH_3)</p>	<p>مثال</p>
			<p>النموذج</p>

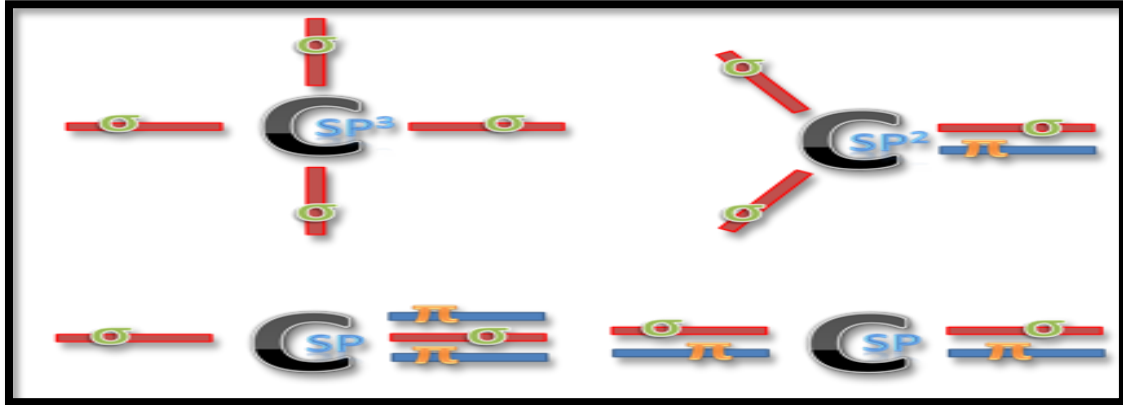
معلومة مهمة : توجد هناك رابطة رابعة تسمى ب **رابطة فاي** ويرمز لها بالرمز

تنتج من تداخل ستة مدارات ذرية من نوع **f** مع ستة اخرى من ذرة اخرى من نوع **f** ايضا . يؤدي هذا التداخل إلى تشكل **مدار جزئى** رابط له ثلاث مستويات عقدية، هناك مثال واحد فقط على جزيء توجد فيه الرابطة دلتا وهو **ثنائى اليورانيوم** U_2

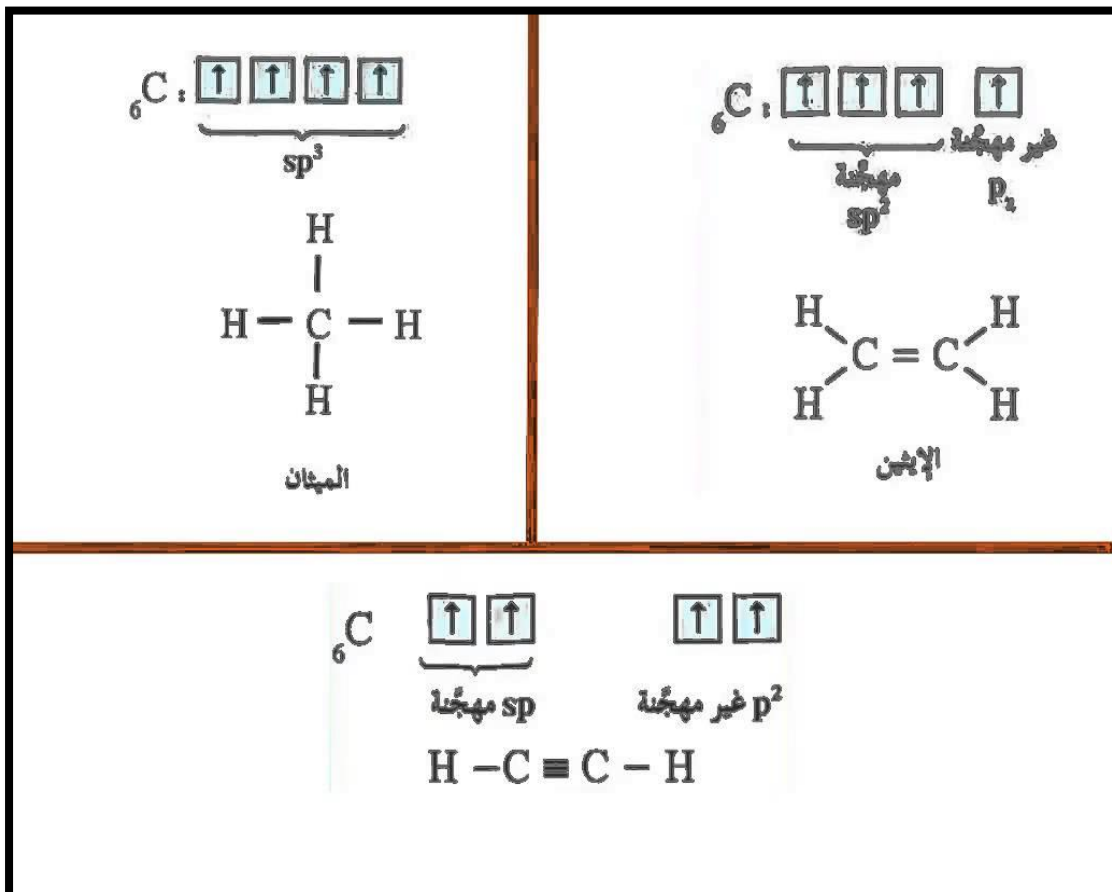
كيفية التداخل /



عند حساب نوع التهجين تحسب رابطة سيجما فقط وكذلك الأزواج الحرة أن وجدت كما في الشكل التالي :



أشكال التهجين في ذرة الكربون :

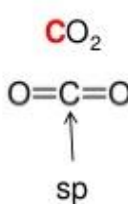
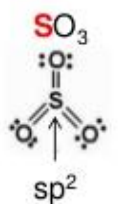
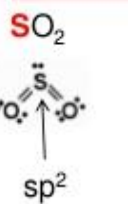
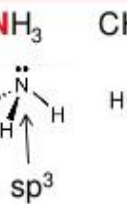
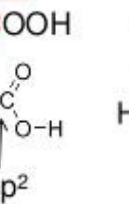
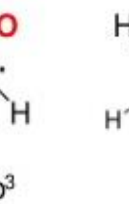

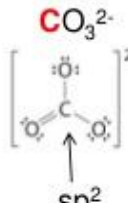
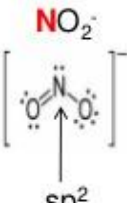
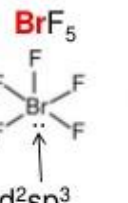
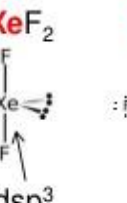
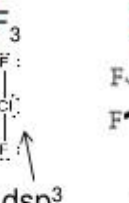
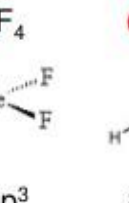
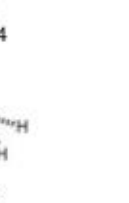


٣	٢	١	
SP	SP ₂	SP ₃	نوع التهجين
S مع 1P _(x)	S مع 2P _(x,y)	S مع 3P _(x,y,z)	التداخل بين المجالات
اثنان (أي رابطتين من سيجما)	ثلاثة (أي ٣ روابط سيجما)	أربعة (أي ٤ روابط سيجما)	الافلاك المهجنة
فلكين (Py .Pz)	فلك واحد (Py)	لا يوجد	الافلاك الفارغة
المجالان الغير مهجنان يعملان رابطتين باي Py مع Pz Py مع Pz	المجال الغير مهجن يعمل رابطته باي واحدة Py مع Py	لا تكون رابطته باي لان جميع المجالات مهجنة	تكوين رابطة باي
النسبة متساوية بينهما P → 1/2 S → 1/2	P → 2/3 S → 1/3	P → 75% S → 25%	النسبة بين المدارات المهجنة
الاستيلين	الايثلين	الميثان	مثالة
خطي	مثلث مستو	هرم رباعي الأسطح	شكله
١٨٠	١٢٠	١٠٩,٥	زاويته
			شكلة الفراغي

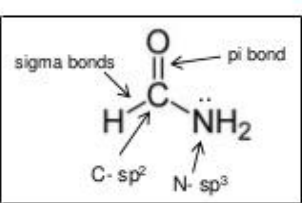
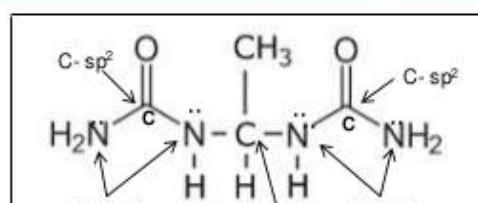
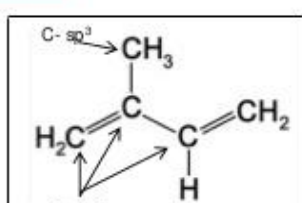
أمثلة على تهجين عدة مركبات : نلاحظ هنا حسبنا الأزواج الحرة

IB Question

State the type of hybridization shaded in red

CO_2 	SO_3 	SO_2 	NH_3 	CH_3COOH 	H_2O 	H_2CO 
CO_3^{2-} 	NO_2^- 	BrF_5 	XeF_2 	ClF_3 	XeF_4 	CH_4 

State the hybridization shaded in red and number of sigma and pi bonds

 <p>5 sigma bonds 1 pi bond</p>	 <p>19 sigma bonds 2 pi bonds</p>	 <p>12 sigma bonds 2 pi bonds</p>
---	---	--

ملاحظة مهمة: ما سبق معرفته هو نوع التهجين للذرة نفسها



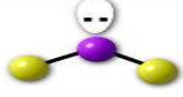





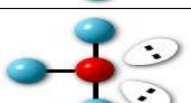

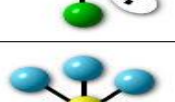
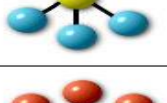
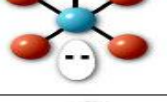
وتكون بين C-C, C-O, C-N

أما نوع الرابطة المتكونة هي رابطة سيجما بين C-H هو من نوع $sp^3 - s$ في الالكانات (حيث ان S تهجين ذرة الهيدروجين و SP^3 تهجين ذرة الكربون)

أما في الالكينات $sp^2 - s$ أما في الالكينات $sp - s$

جابوا الصيغة الأخرى لشكل المثلث في قياس

• يسمى شكل مثلث مستو بصيغة أخرى وهي مستو ذو ثلاث زوايا .

أمثلة	التهجين	الشكل الفراغي للمركب	شكل الفلك	الشكل البنائي Structure	الصيغة الجزئية حسب VSEPR	عدد الأزواج غير المرتبطة	عدد الأزواج المرتبطة	عدد الأزواج الإلكترونية حول الذرة المركزية
CO ₂	sp	خطي linear	خطي		AB ₂	0	2	2
BF ₃	sp ²	مثلث مستوي Trigonal Planar	مثلث مستوي		AB ₃	0	3	3
NO ₂ ⁻	sp ²	شكل منحنى Bent	مثلث مستوي		AB ₂ E	1	2	3
CCl ₄	sp ³	رباعي الأسطح Td	رباعي الأسطح Td		AB ₄	0	4	4
NH ₃	sp ³	مثلث هرمي Trigonal Pyramid	رباعي الأسطح Td		AB ₃ E	1	3	4
H ₂ O	sp ³	شكل منحنى Bent	رباعي الأسطح Td		AB ₃ E ₂	2	2	4
PCl ₅	dsp ³	مثلث هرمي ثنائي tbp	مثلث هرمي ثنائي tbp		AB ₅	0	5	5
SF ₄	dsp ³	شكل الأرجوحة seesaw	مثلث هرمي ثنائي tbp		AB ₄ E	1	4	5
BrF ₃	dsp ³	شكل حرف T	مثلث هرمي ثنائي tbp		AB ₃ E ₂	2	3	5
ICl ₂ ⁻	dsp ³	خطي linear	مثلث هرمي ثنائي tbp		AB ₂ E ₃	3	2	5
SF ₆ ²⁻	d ² sp ³	ثماني الأسطح O _h	ثماني الأسطح O _h		AB ₆	0	6	6
IF ₅	d ² sp ³	هرم رباعي Square pyramid	ثماني الأسطح O _h		AB ₅ E	1	5	6
XeF ₄	d ² sp ³	مربع مستوي Square planar	ثماني الأسطح O _h		AB ₄ E ₂	2	4	6

الشكل ونوع التهجين والزوايا جدا مهمة، يتكرر بقياس دائما

الصيغ في الكيمياء العضوية :

- ١/ الجزئية أو (المجملة) : توضح فقط أعداد الذرات ونوعها
- ٢/ التركيبية أو (المفصلة) : توضح المجموعات الذرية و الروابط بين الرموز..
- وللصيغة المفصلة عدة أشكال مثل الصيغة النصف المنشورة والمكثفة و الهيكلية..
- ٣/ الصيغة المنشورة توضح جميع الروابط بين الذرات في المركب.
- ٤/ الصيغة الفراغية : توضح التوزيع الفراغي للذرات والروابط .
- ٥/ الصيغة الذرية : التي تبني حاسوبياً أو باستخدام كرات بلاستيكية خاصة بذلك .

الاسم	نموذج ذري	الصيغة الهيكلية	الصيغة النصف المنشورة	الصيغة المكثفة	n
حلقي بروبان			$\begin{array}{c} \text{CH}_2 \\ \diagup \quad \diagdown \\ \text{CH}_2 - \text{CH}_2 \end{array}$	$(\text{CH}_2)_3$	3
حلقي بوتان			$\begin{array}{c} \text{CH}_2 - \text{CH}_2 \\ \quad \\ \text{CH}_2 - \text{CH}_2 \end{array}$	$(\text{CH}_2)_4$	4
حلقي بنتان			$\begin{array}{c} \text{CH}_2 \quad \text{CH}_2 \\ \diagdown \quad \diagup \\ \text{CH}_2 - \text{CH}_2 \end{array}$	$(\text{CH}_2)_5$	5
حلقي هكسان			$\begin{array}{c} \text{CH}_2 \quad \text{CH}_2 \\ \diagdown \quad \diagup \\ \text{CH}_2 - \text{CH}_2 \\ \quad \\ \text{CH}_2 - \text{CH}_2 \end{array}$	$(\text{CH}_2)_6$	6

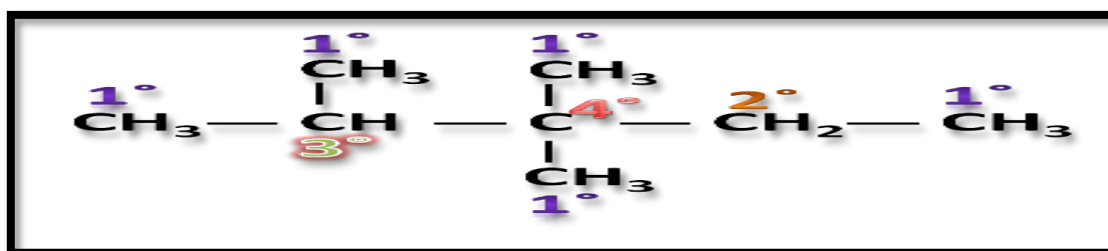
الصيغ التمثيلية لجزء البروبان	
الصيغة الجزئية C_3H_8	الصيغة التركيبية $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$
الصيغة المكثفة $(\text{CH}_3)_2\text{CH}_2$	الصيغة الهيكلية
الصيغة المنشورة $\begin{array}{c} \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \\ \quad \quad \\ \text{H} - \text{C} - \text{C} - \text{C} - \text{H} \\ \quad \quad \\ \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \end{array}$	الصيغة الفراغية
نماذج ذرية	الصيغة الفراغية

رتبة ذرة الكربون :

وهي عدد ذرات الكربون الأخرى التي ترتبط بها ذرة الكربون ..
حيث تكون ذرة الكربون :

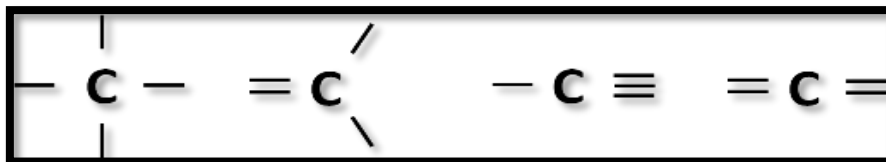
- أولية 1° : عندما ترتبط بذرة كربون واحدة أو لا ترتبط بأي ذرة كربون..
- ثانوية 2° : عندما ترتبط بذرتي كربون.
- ثالثية 3° : عندما ترتبط بثلاث ذرات كربون .
- رباعية 4° : عندما ترتبط بأربع ذرات كربون .

تمرين : وضح رتبة ذرات الكربون في الصيغة التالية



العناصر المتواجدة في المركبات العضوية :

أهم العناصر التي تدخل في بناء المركبات العضوية مع تكافؤاتها وطرق ارتباطها :
١- الكربون : هو العنصر الأساسي و المشترك بين المركبات العضوية .



٢- الهيدروجين : يأتي في المرتبة الثانية بعد الكربون و هو ذو تكافؤ أحادي:



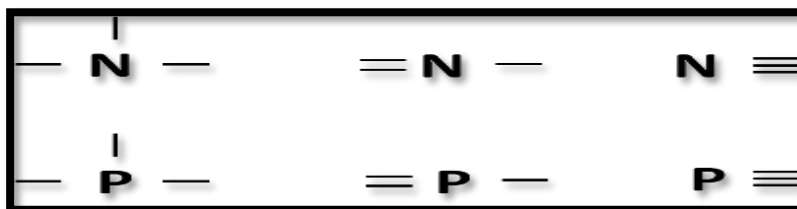
٣- الهالوجينات : الفلور و الكلور و البروم واليود وتتميز بالتكافؤ الأحادي .



٤- الأوكسجين و الكبريت : يتميزان بالتكافؤ الثنائي :



٥- الفوسفور و النيتروجين : يتميزان بالتكافؤ الثلاثي :



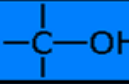
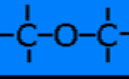
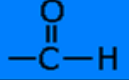
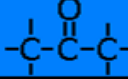
وكذلك تدخل ذرات الأخرى ولكن بنسبة أقل بكثير من العناصر التي أوردناها .

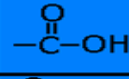
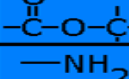
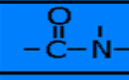
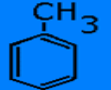
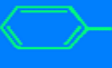
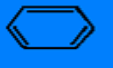
- تدعى عناصر الأوكسجين و الآزوت "النيتروجين" والكبريت و الفوسفور و

الهالوجينات باسم العناصر المولدة للوظائف العضوية .

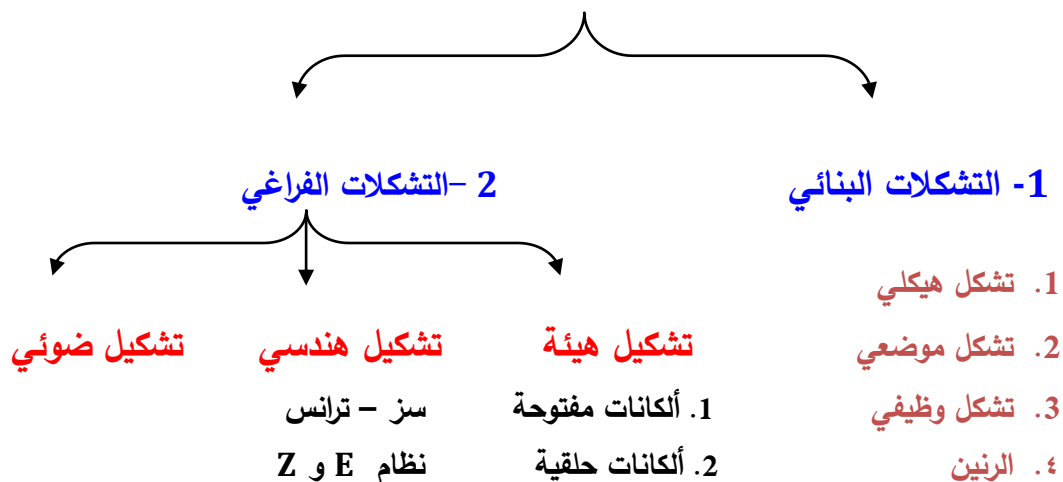
المجموعات الفعالة : هي الجزء من المركب العضوي له القدرة على التفاعل قد تكون ذرة أو مجموعة من الذرات متصلة بالمركب وتمنحه بأكمله صفاته الخاصة به .

مثال		الصيغة العامة	المجموعة الوظيفية		العائلة
الصيغة	الإسم		الصيغة	الإسم	
CH ₄	الميثان	C _n H _{2n+2}	C—C	الرابطه الأحادية	الألكانات
C ₂ H ₄	الإيثيلين	C _n H _{2n}	C=C	الرابطه الثنائية	الألكينات
C ₂ H ₂	الأسيتلين	C _n H _{2n-2}	C≡C	الرابطه الثلاثية	الألكاينات
CH ₃ Cl	كلوريد الميثيل	R—X	C—X	ذرة الهالوجين	هاليدات الألكيل

مثال		الصيغة العامة	المجموعة الوظيفية		العائلة
الصيغة	الإسم		الصيغة	الإسم	
CH ₃ OH	ميثانول	R OH		هيدروكسيل	الأعوال
CH ₃ OCH ₃	إيثر ميثيلي	ROR		إيثر	الأيثرات
HCHO	فورمالدهيد	RCHO		كاربونيل أدهيد	الألدهيدات
CH ₃ COCH ₃	أسيتون	RCOR		كاربونيل كيتون	الكيتونات

مثال		الصيغة العامة	المجموعة الوظيفية		العائلة
الصيغة	الإسم		الصيغة	الإسم	
CH ₃ COOH	حمض الخل	RCOOH		كاربوكسيل	الأحماض العضوية
CH ₃ COOCH ₃	حلات المينيل	RCOOR'		إستر	الإسترات
CH ₃ NH ₂	مينيل أمين	RNH ₂	—NH ₂	أمين	الأمينات
CH ₃ CONH ₂	استاميد	RCNH ₂		أميد	الأميدات
	طولوين			فينيل	المركبات العطرية

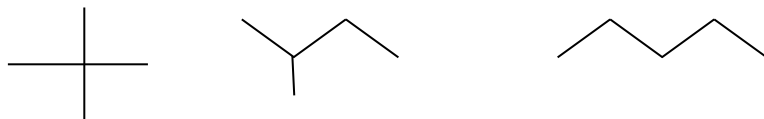
أنواع التشكل



أولا - التشكلات البنائية:

1- التشكل الهيكلية / تعني اما سلسلة مستقيمه او متفرعة وهو خاص بالالكانات الصيغة

الجزئية : C_5H_{12} تتفق أربعة ألكانات في هذه الصيغة وتسمى بمتشكلات هيكلية وهي:



2- التشكل الموضعي / مركبات لها نفس الصيغة الجزئية لكنها تختلف في موقع المجموعة الوظيفية أي أنها تحمل نفس المجموعة الوظيفية لكن الاختلاف في ترتيب هذه المجموعة. مثال الصيغة $C_4H_{10}O$ تجمع كلا من 2-بنتانول و 1-بنتانول وهما من فصيلة الكحولات كما في المثال التالي على التوالي



٣- التشكل الوظيفي /مركبات لها نفس الصيغة الجزيئية لكنها تختلف في نوع المجموعة الوظيفية الموجودة في كل مركب.

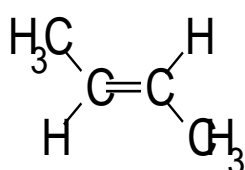
فالصيغة $C_4H_{10}O$ يحتمل أن تكون لمركب ثنائي إيثيل إيثر أو لمركب 1- بيوتانول



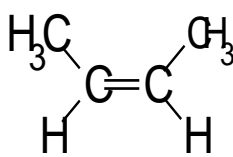
ثانياً / التشكيلات الفراغية: يقصد به أن يكون لمركب واحد أكثر من تشكيل مختلف لمواقع ذراته في الفراغ ويشتمل على ثلاثة أنواع هي تشكيل الهيئة (صيغ نيومان للألكانات المفتوحة وهيئة الكرسي والقارب والملتوي للألكانات الحلقية) وتشكيل هندسي (سز و ترانس , (E و Z) , anti و syn) وتشكيل ضوئي (تشكيل مطلق - خليط راسيمي - زوج من المتمارنات - زوج من الداياستريومرات - حالة الميزو الخ).

1- التشكل الهندسي / يختص بتوزيع الذرات (أو المجموعات) فراغياً في المركبات التي تعاني من الدوران الحر حول محورها مثل الرابطة المزدوجة أو المركبات الحلقية ،

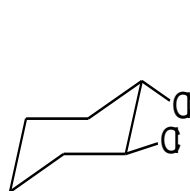
فإذا كانت الذرات أو المجموعات المتشابهة في نفس الاتجاه من الرابطة يسمى المركب سيس (Cis) (وإذا كانت في جهتين متعاكستين يسمى ترانس (Trans).



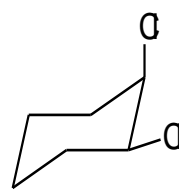
ترانس



سز



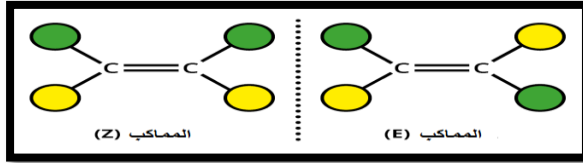
ترانس



سز

(يكون الدوران حول الرابطة الثنائية مقيداً، مقارنة بالدوران حول الرابطة الأحادية، بحيث تستطيع الذرات الدوران بحرية حول هذه الرابطة.)

- قديماً كان يسمى وضع cis (Z) بالمقرون ، ووضع $trans$ (E) بالمفروق
- تتميز المركبات بوضع $trans$ بدرجة غليان اعلى وكثافة اقل ،لان وضعها يسمح لها بالتراص بجوار بعضها البعض .

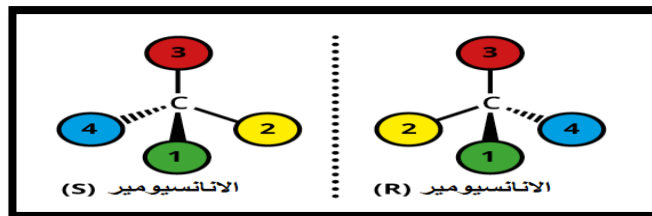


معلومة / الهيئة الفراغية للهكسان الحلقي (الحلقات السداسية)

تقدر الزوايا الداخلية ب ١٠٩,٥ نتيجة لاتخاذ الحلقة وضع (هيئة) الكرسي مما يجعلها خالية من الاجهاد الزاوي واجهاد اللي . ويمثل هذا الوضع اكثر من ٩٩%

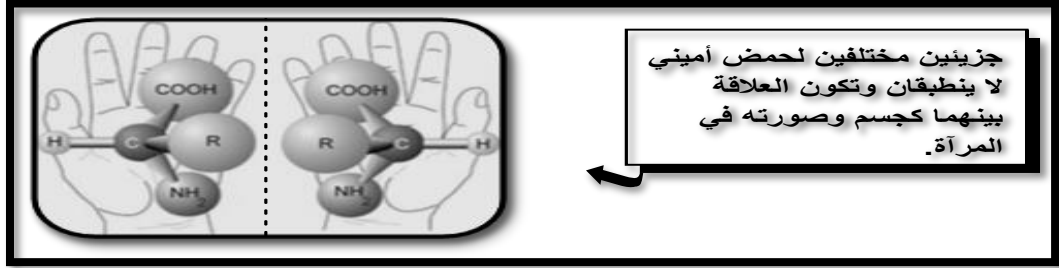
بينما هناك وضع اخر وهو هيئة القارب ويمثل اقل من ١% بسبب التنافر الحاصل بين ذرات الهيدروجين.

٢- الضوئي / من أكثر أنواع التشكل الفراغي إثارة للخيال وينشئ نتيجة التركيب الهرمي رباعي الأوجه لذرة كربون مرتبطة بأربع ذرات أو مجموعات مختلفة تسمى بذرة كربون غير المتماثلة أو ذرة كربون كيرالية



- يعتبر لويس باستير أول كيميائي فراغي فقد اعلن عن اكتشافه وجود بلورات حمض الطرطريك في صورتين العلاقة بينهما كعلاقة جسم وصورتة في المرآة

- الجسم وصورته بالمرآة تسمى (انداد) المركب الأصلي يرمز له R وصورته S .



خليط سكاليميك: هو الخليط الذي يتكون من ندين وتكون نسبة أحدهما أكبر من الآخر وبالتالي يكون هو الند الساند في الخليط.

الخليط الراسيمي: هو خليط من الأنداد متكافئ طبيعياً بنسبة 50:50 وهو غير فعال ضوئياً لأن كل ند يلغي تأثير الند الآخر ويرمز له بأحد الرموز التالية: --(R),(S) أو (D,L-) أو (±)

R --- مع عقارب الساعة ، S --- عكس عقارب الساعة

D --- يمين (right) ، L --- يسار (Left)

--- ألفا (ل تحت) ، B --- بيتا (ل فوق)

قانون حساب عدد المتشكلات البنائية في الالكانات :

$$(2^{n-4} + 1)$$

مثال / كم متشكلا للبنتان ؟ (C₅H₁₂)

n=5 ، n <--- عدد ذرات الكربون

$$2^{5-4} + 1 = 2^1 + 1 = 2 + 1 = 3 \quad \text{نطبق القانون}$$

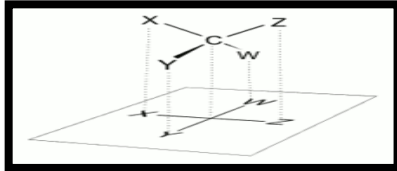
مثال اخر : كم متشكلا بنائيا للمركب C₇H₁₆ ؟

$$2^{7-4} + 1 = 2^3 + 1 = 8 + 1 = 9$$

مهم جاء
بقياس
العام

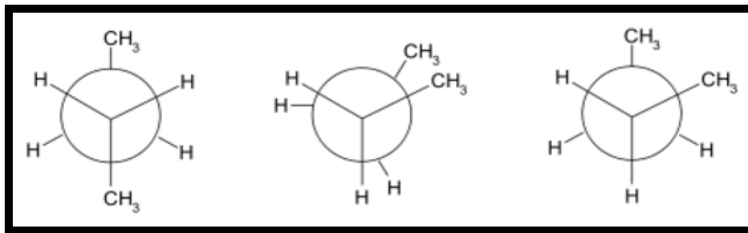
علماء الكيمياء الفراغية :

١- **العالم فيشر** : اهتم بالمتماكبات الضوئية ووضع لها نموذج اسماء مسقط فيشر . يستخدم مسقط فيشر عادة في الكيمياء الحيوية لتمثيل السكريات الأحادية , ولكن يمكن استخدامه أيضا للأحماض الأمينية والجزيئات العضوية الأخرى



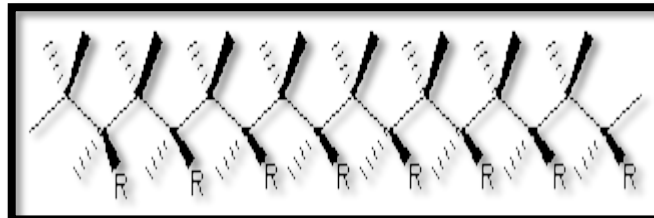
٢-العالم نيومان

مسقط نيومان هو طريقة لرسم التشكل الكيميائي وملاحظة الرابطة كربون- كربون من الأمام للخلف، الكربونية الأمامية كخط والكربونية الخلفية كدائرة .



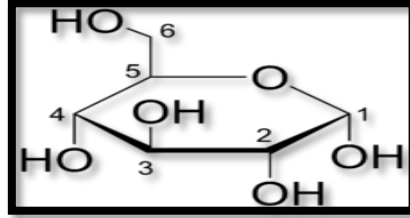
٣- العالم ناتا

مسقط ناتا هو تمثيل ثنائي الأبعاد للجزيئات الفراغية . وتم تسمية هذا المسقط على اسم العالم جوليو ناتا . في جزيء الهيدروكربون الذي يمثل عموده الفقري الكربون في شكل جزيئي رباعي السطوح

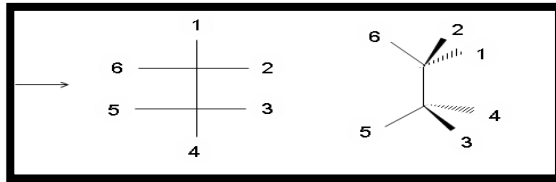


٤ - العالم هوارث

مسقط هوارث هو طريقة شائعة لتمثيل البناء الحلقي للسكر الأحادي بتمثيل بسيط ثلاثي الأبعاد. الخط الغليظ يمثل الذرات القريبة للمشاهد.

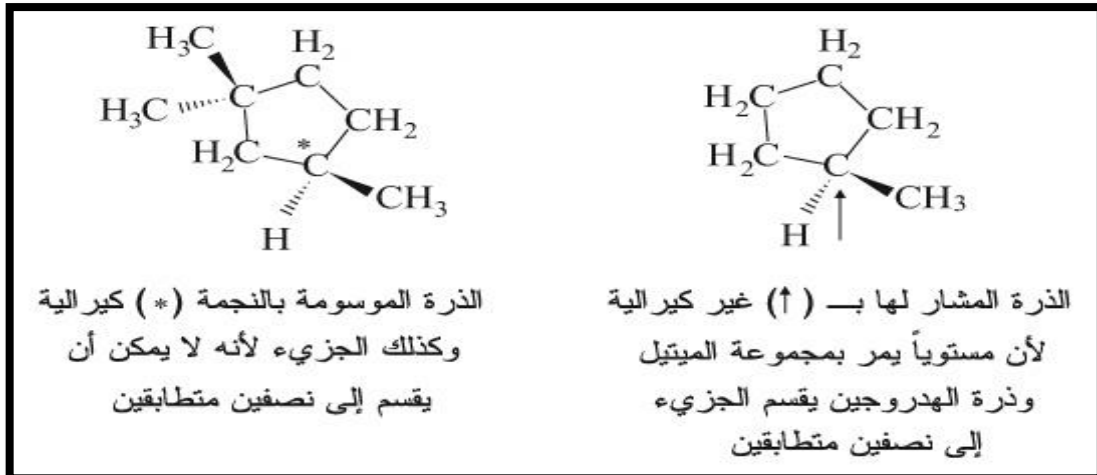


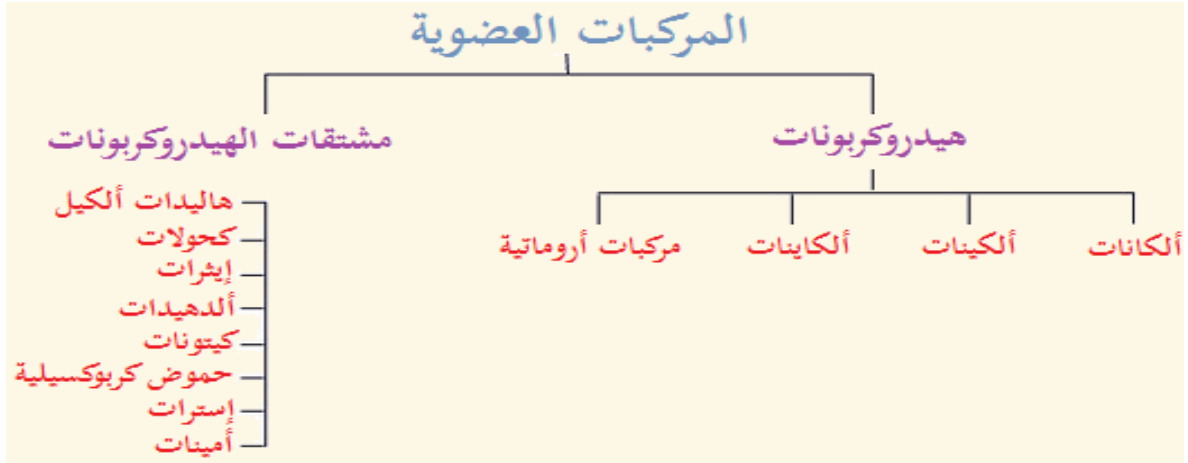
١ - العالم ساوهورس



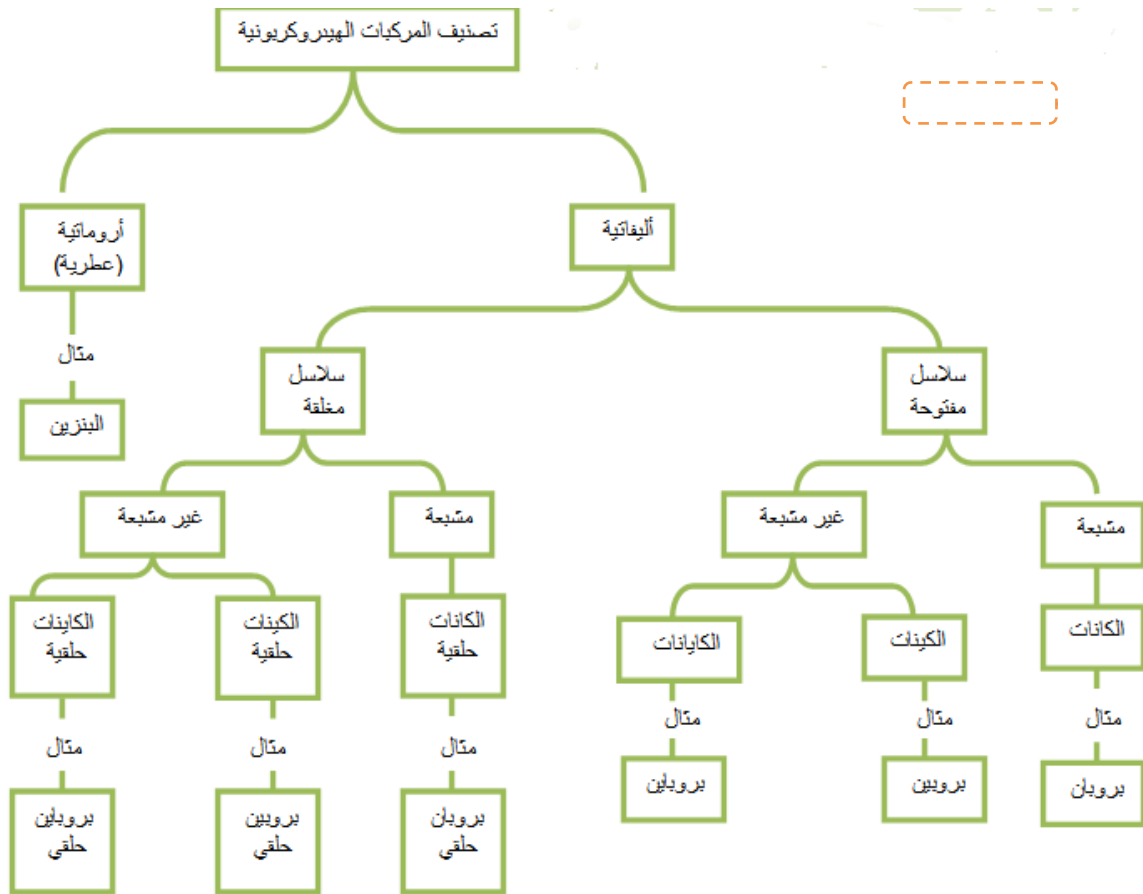
• لابد من معرفة الذرة الكيرالية والغير كيرالية

المركز الكيرالي : هي أي ذرة لها بناء هرمي رباعي الأوجه (غالباً ما تكون كربون) مرتبطة بأربع مجموعات مختلفة.





الهيدروكربونات / هي مجموعة كبيرة من المركبات العضوية يدخل في تركيبها عنصري الكربون والهيدروجين وتنقسم إلى فرعين أساسيين هما:

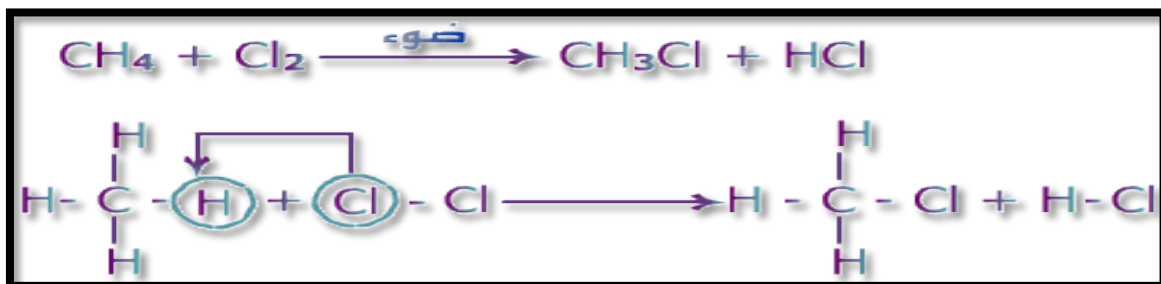


أنواع التفاعلات في المركبات العضوية

مهم نوع
التفاعل

أولاً : تفاعلات الاستبدال

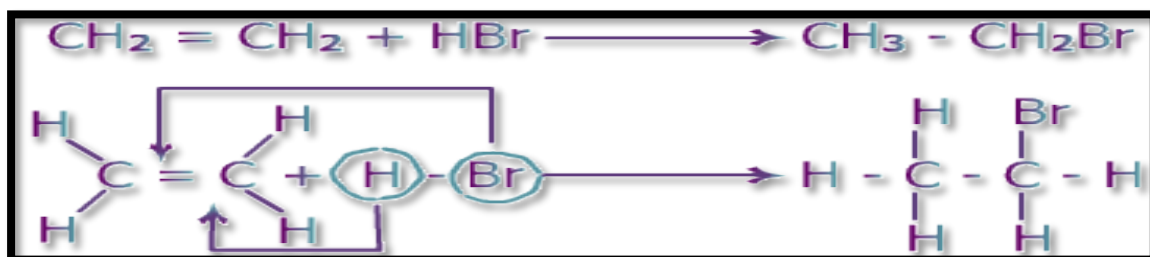
هو تفاعل يتم فيه استبدال ذرة أو مجموعة من الذرات بذرة أو مجموعة ذرات في مركب ما . مثال :



لاحظ أن الرابطة في المركب العضوي بقيت أحادية في تفاعل الاستبدال .

ثانياً : تفاعلات الإضافة

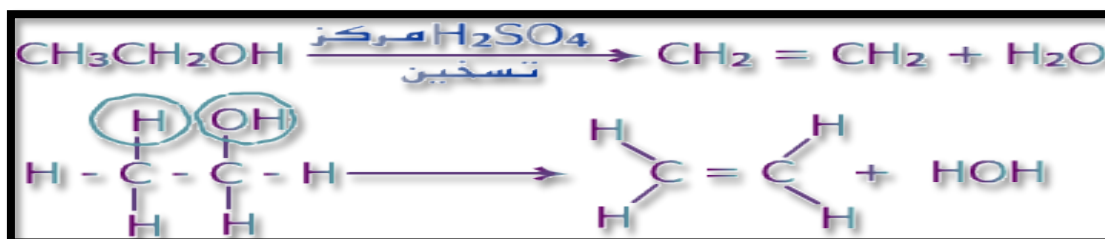
هو تفاعل يتم بين مادتين لإعطاء مادة واحدة باستخدام جميع الذرات من المادتين . وتمتاز الألكينات والألكاينات بهذا النوع من التفاعلات وذلك لوجود الرابطة باي π الأضعف من الرابطة سيغما σ ، وهذا يشجع احتمال كسرها مقابل تكون الرابطة σ الأقوى والأكثر ثباتاً . مثال :



لاحظ أن الرابطة كانت ثنائية وأصبحت أحادية في تفاعل الإضافة .

ثالثاً : تفاعلات الحذف

هو تفاعل يتم فيه حذف جزيء ماء من الكحول أو HX من هاليد الألكيل لتكوين هيدروكربون غير مشبع كالألكينات. مثال :



لاحظ أن الرابطة كانت أحادية وأصبحت ثنائية في تفاعل الحذف أي عكس تفاعل الإضافة .

رابعاً : تفاعلات التأكسد والاختزال

التأكسد : إضافة الأكسجين للمركب العضوي أو انتزاع الهيدروجين منه.
الاختزال : إضافة الهيدروجين للمركب العضوي أو انتزاع الأكسجين منه.



أمثلة :

ولا تحدث عمليتي التأكسد والاختزال في المركبات العضوية إلا بوجود عوامل مؤكسدة ومختزلة غير عضوية .

عوامل مؤكسدة مثل : - دايكرومات البوتاسيوم $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$

- بيرمنغنات البوتاسيوم KMnO_4

عوامل مختزلة مثل : H_2 ، بوجود عامل مساعد فلزي مثل Ni , Pt , Pd

لو تم التفاعل بين الهيدروجين والمركب العضوي ، فالأخير قد تعرض للاختزال .

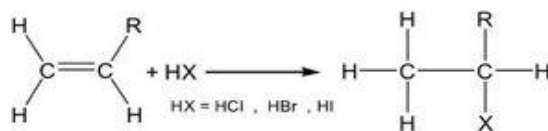
قواعد مهمة في التفاعلات : اولا / تفاعلات الاضافة

قاعدة ماركونيكوف Markovnikov's rule

توصل العالم الروسي Vladimir V. Markovnikov سنة 1869م إلى آلية اضافة المتفاعل غير المتماثل للألكين غير المتماثل حيث تنص على : عند الاضافة الأيونية لمتفاعل غير متماثل إلى ألكين غير متماثل فإن الشق الموجب يضاف إلى ذرة الكربون المتصلة بأعلى عدد من ذرات الهيدروجين بينما يتجه الشق السالب لذرة الكربون المتصلة بأقل عدد من ذرات الهيدروجين .

i. اضافة هاليدات الهيدروجين Addition of hydrogen halides

لإجراء هذا التفاعل يستخدم الهاليد الغازي بإمراره مباشرة في الألكين الذي يقوم بعمل المذيب أو عن طريق إذابة هاليد الهيدروجين في حمض الخليك ثم يخلط مع الألكين .



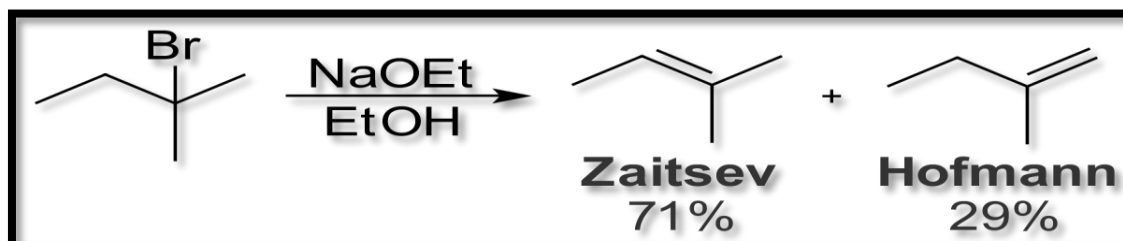
ثانيا / تفاعلات الحذف تخضع لقاعدتين :

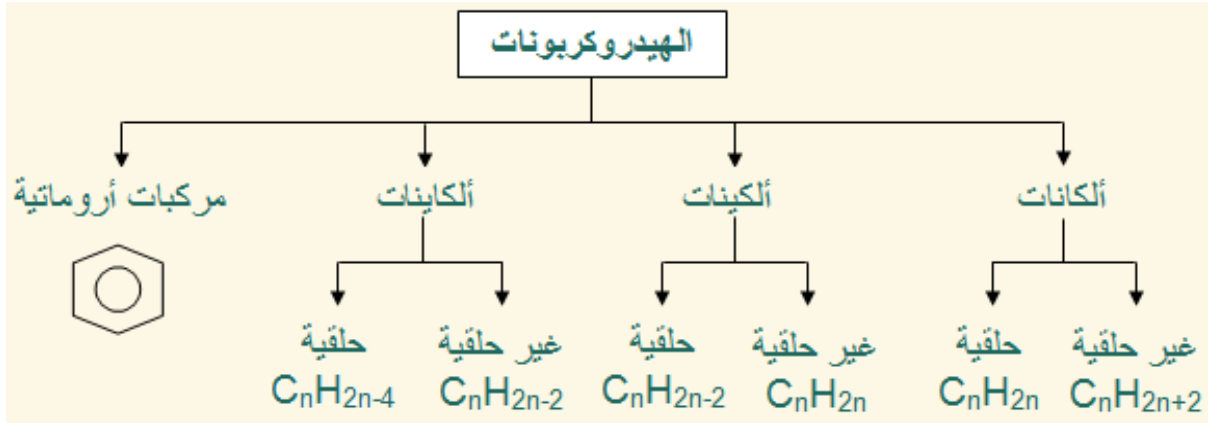
١- قاعدة هوفمان : الحذف موجه نحو الكربونية الطرفية

يتم نزع البروتون من الميثيل الطرفية وتكون نسبته دائما اقل

٢- قاعدة ستيفز : الحذف موجه نحو ذرة بيتا

يتم نزع البروتون من ذرة الكربون بيتا سواء ثالثة ام ثانوية حيث تفضل أولا الثالثة ثم الثانوية ثم الاولية يحظى دائما بالنسبة الاعلى





الصيغ مهمة كل سنة يكررونها

الخواص للعامه للمركبات الهيدروكربونية :

- ١- تدعى الالكانات (البرافينات) و الالكينات (الاوليفينات)
و الالكينات (الاستيلينات)
- ٢- الالكانات خاملة مقارنة مع البقية وذلك لصعوبة كسر الرابطة الأحادية بين C-C
(, C-H)
- ٣- الالكينات نشطة يعزى ذلك إلى حالة عدم التشبع فهي تميل إلى التفاعل لكي تصل
إلى حالة التشبع .
- ٤- بينما الالكينات أكثر نشاطا من الالكينات يرجع السبب إلى الكثافة الالكترونية أكثر
على الرابطة الثلاثية.

نوع المركب	نوع الروابط	التفاعل مع الهالوجينات
البارافينات	فردية	تتفاعل فقط بالاستبدال — لأنها مشبعة
الأوليفينات	زوجية	تتفاعل بالإضافة في الظروف العادية (غير مشبعة)
الاستيلينات	ثلاثية	تتفاعل بالإضافة — كما تتفاعل بالاستبدال مع الفلزات

٤- الهيدروكربونات الأروماتية (العطرية)

هي المركبات العضوية التي تحتوي على حلقات البنزين جزءاً من بنائها
يُمكن أن تكون الهيدروكربونات غازية (مثل الميثان والبروبان) ، ويمكن أن تكون سائلة
(مثل البنزين والهكسان) وقد تكون من الشمع أو المواد الصلبة منخفضة درجة الانصهار
(مثل شمع البرافين والنفثالين) وقد تكون بوليمرات مثل متعدد الإيثيلين ومتعدد البروبيلين
والبوليستيرين .

جدول أسماء وصيغ المركبات الليفاتية

—C≡C—		$\begin{array}{c} \diagup \\ \text{C}=\text{C} \\ \diagdown \end{array}$		$\begin{array}{c} \\ -\text{C}-\text{C}- \\ \end{array}$		عدد ذرات الكربون
حدود الألكيل (إل)	الألكينات (إن)	الألكينات (لن)	الألكانات (آن)	الألكانات (آن)	الألكانات (آن)	
R	C _n H _{2n+1}	C _n H _{2n-2}	C _n H _{2n}	C _n H _{2n+2}	C _n H _{2n+2}	
CH ₃	ميثيل	—	—	—	CH ₄	ميثان
C ₂ H ₅	إثيل	C ₂ H ₂	إيثين	C ₂ H ₄	C ₂ H ₆	إيثان
C ₃ H ₇	بروبيل	C ₃ H ₄	بروبين	C ₃ H ₆	C ₃ H ₈	بروبان
C ₄ H ₉	بيوتيل	C ₄ H ₆	بيوتين	C ₄ H ₈	C ₄ H ₁₀	بيوتان
C ₅ H ₁₁	بنثيل	C ₅ H ₈	بنطين	C ₅ H ₁₀	C ₅ H ₁₂	بنتان
C ₆ H ₁₃	هكسيل	C ₆ H ₁₀	هكسين	C ₆ H ₁₂	C ₆ H ₁₄	هكسان
C ₇ H ₁₅	هبتيل	C ₇ H ₁₂	هبتين	C ₇ H ₁₄	C ₇ H ₁₆	هبتان
C ₈ H ₁₇	اوكتيل	C ₈ H ₁₄	اوكتين	C ₈ H ₁₆	C ₈ H ₁₈	اوكتان
C ₉ H ₁₉	نوبيل	C ₉ H ₁₆	نوبين	C ₉ H ₁₈	C ₉ H ₂₀	نوبان
C ₁₀ H ₂₁	ديكيل	C ₁₀ H ₁₈	ديكين	C ₁₀ H ₂₀	C ₁₀ H ₂₂	ديكان

ملاحظة الألكينات تسمى أما بإضافة مقطع (ين) وهو الأشهر أو بمقطع (لين) كما في الجدول .

طريقة التسمية حسب نظام الايواك IUPAC :

التسمية جدا مهمة

- 1- نحدد أطول سلسلة (المركب الأم)
- 2- نرقم من الجهة الأقرب للتفرع بحيث يأخذ أقل ترقيم
- 3- إذا تعدد التفرع من نوع واحد نستخدم كلمة ثنائي (di) أو ثلاثي (tri) أو رباعي (tetra) ليبدل على التكرار .
- 4- أما إذا اتصلت مجموعات بديلة مختلفة على السلسلة الأم فتمت تسميتها وفقا لنظام الترتيب

الأبجدي اللاتيني

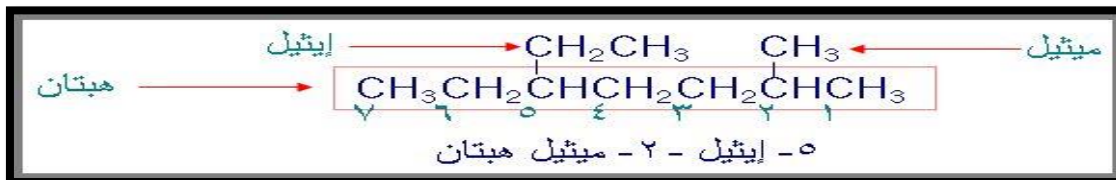
جدول يوضح الترتيب الأبجدي لأغلب الذرات والمجموعات الذرية باللغة اللاتينية

الترتيب	اسم الذرة أو المجموعة الذرية ورمزها	الترتيب	اسم الذرة أو المجموعة الذرية ورمزها
١	أمينو NH ₂ Amino	٦	هيدروكسي OH Hydroxy
٢	برومو Br Bromo	٧	يودو I Iodo
٣	كلورو Cl Chloro	٨	ميثيل CH ₃ Methyl
٤	إيثيل C ₂ H ₅ Ethyl	٩	نيترو NO ₂ Nitro
٥	فلورو F Floro	١٠	فينيل C ₆ H ₅ Phenyl

الترقيم حسب الترتيب الأبجدي اللاتيني مو العربي

٥- عندما توجد مجموعتان فرعيتان مختلفتان على بعد واحد فان ترقيم السلسلة من الجهة الأقرب للفرع الذي يبدأ أولاً به الهجاء اللاتيني أما إذا اختلف البعد فالترقيم من الجهة الأقرب للفرع بغض النظر عن أسمة الهجائي .

مثال : هنا الميثيل أقرب للفرع من الايثيل لذا الترقيم يبدأ من جهتها

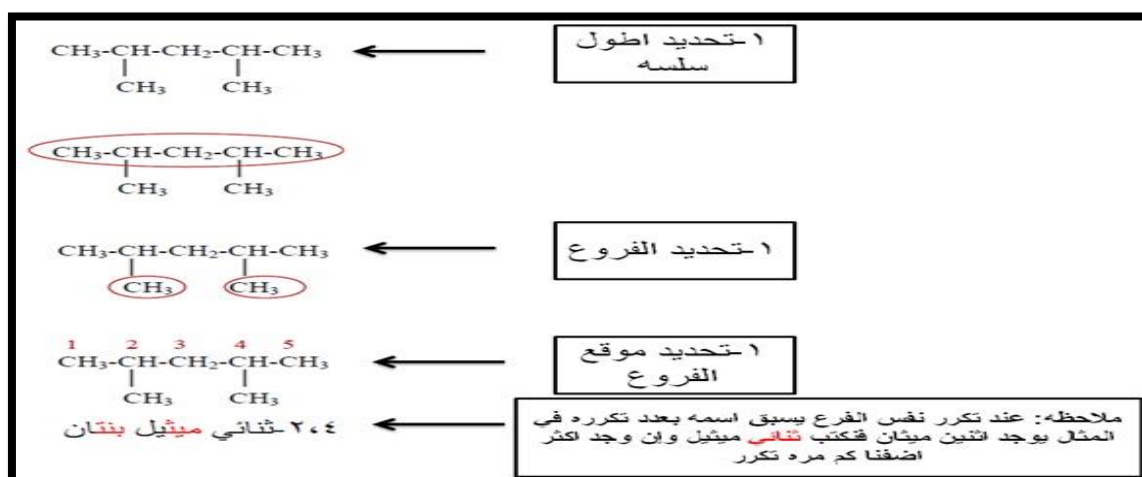


٦- يفصل الرقم عن الكلمة ب (-) والرقم عن الرقم ب (،)

٧- مجموعات الهالوجين تكتب على وزن هالو

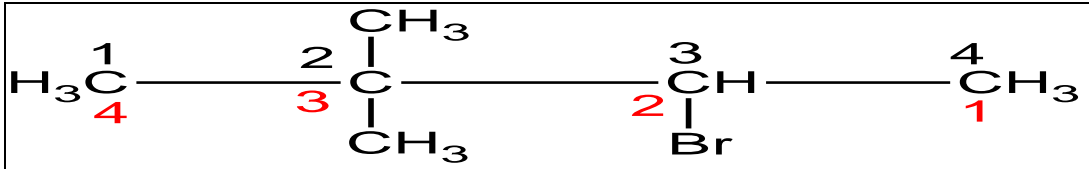
مثال / فلور تكتب فلورو ، كلور تكتب كلورو وهكذا البقية برومو وايدودو

٨- تتبع نفس الطرق السابقة عند تسمية الألكانات الحلقية بإضافة مقطع حلقي أو كلمة (cyclo) إلى آخر الكلمة .



١٠ - إذا وجدت أكثر من مجموعتين (ثلاث مجموعات فأكثر) يراعي في الترقيم أن يبدأ

الترقيم من هذه الذرة بحيث تأخذ هذه المجموعات أقل رقم في الترقيم أما عند كتابة الاسم فتكتب المجموعة ذات الحرف الأبجدي أولاً مهما كان رقمها . كما في المثال التالي



3 به رومو 2 و 2 و 3 ناي م ي ث يل به يوتان
 ص د ي ح مجموع ارقام اقل

~~2 به رومو 3 و 3 ناي م ي ث يل به يوتان~~
 مجموع ارقام اك بر خطأ

أمثلة أخرى :

تسمية الألكانات ذات السلسلة المتفرعة

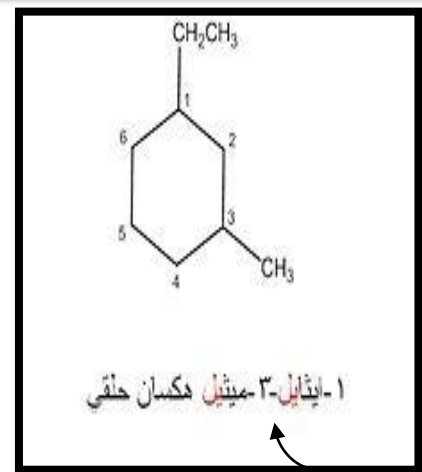
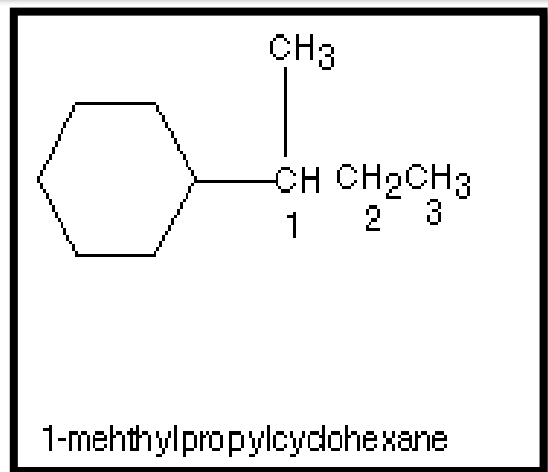
$$\begin{array}{cccccccc}
 & & & & & & & \\
 & & & & & & & \\
 \text{CH}_3 & \text{CH}_2 & \text{CH}_2 & \text{CH} & \text{CH}_2 & \text{CH}_3 \\
 \text{6} & \text{5} & \text{4} & \text{3} & \text{2} & \text{1} \\
 & & & | & & \\
 & & & \text{CH}_3 & & \\
 & & & \text{4} & & \\
 & & & \text{3} & & \\
 & & & \text{2} & & \\
 & & & \text{1} & & \\
 & & & \text{X} & & \\
 & & & \text{3} & & \\
 & & & \text{ميثيل هكسان} & & \\
 & & & \text{CH}_3 & & \\
 & & & | & & \\
 & & & \text{CH}_3\text{CCH}_2\text{CH}_3 & & \\
 & & & | & & \\
 & & & \text{CH}_3 & &
 \end{array}$$

$$\begin{array}{cccc}
 & & \text{CH}_3 & \\
 & & | & \\
 \text{H}_3\text{C} & - & \text{C} & - & \text{CH}_2 & - & \text{CH}_3 \\
 & & | & & & & \\
 & & \text{CH}_3 & & & &
 \end{array}$$

ميثيل بيوتان

$$\begin{array}{c}
 \text{CH}_3 \\
 | \\
 \text{CH}_3\text{CCH}_2\text{CH}_3 \\
 | \\
 \text{CH}_3
 \end{array}$$

٢، ٢ - ثنائي ميثيل بيوتان



نلاحظ هنا في الشريحة (١) أن الترقيم بدأ من الجهة الأقرب للترتيب الأبجدي .

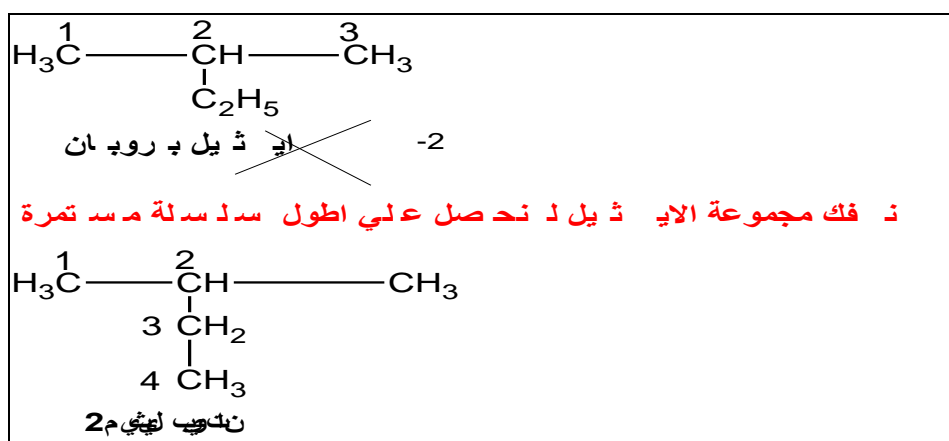
مهم جدا معرفة تسمية الايزو والثاني والثانوي

n	الصيغة الجزيئية للألكان	الصيغة التركيبية الممكنة للألكان	اسم الألكان الشائع	الصيغة الممكنة للجزر الألكيلي المشق	اسم الجزر الألكيلي
1	CH ₄	CH ₄	ميثان	CH ₃ -	ميثيل
2	C ₂ H ₆	CH ₃ - CH ₃	إيثان	CH ₃ - CH ₂ -	إيثيل
3	C ₃ H ₈	CH ₃ - CH ₂ - CH ₃	بروبان	CH ₃ - CH ₂ - CH ₂ -	بروبيل
				CH ₃ - CH - CH ₃	ثانوي بروبيل
4	C ₄ H ₁₀	CH ₃ - CH ₂ - CH ₂ - CH ₃	بيوتان	CH ₃ - CH ₂ - CH ₂ - CH ₂ -	بيوتيل
				CH ₃ - CH - CH - CH ₃	ثانوي بيوتيل
				CH ₃ - CH - CH ₂ -	ايزو بيوتيل
			ايزوبيوتان	CH ₃ - CH - CH ₃	ثالثي بيوتيل

لاحظي الجدول ، يوجد فيه ايزو بيوتان و ايزو بيوتيل (الفرق يكون كالتالي)

- البيوتيل هو عبارة عن (الكيل) وهو عبارة عن نزع H من الكربونية الطرفية .
- والايزو هو عبارة عن نزع H من الكربونية الوسطية .
- الايزو يبدأ من (4C) أما اقل من ذلك فلا يمكن أن تكون مجموعة ايزو .
- **الايزو والثاني متشابهة لكن فرق بسيط بينهم** ، كلاهما عبارة عن تفرع إلا أن
- الايزو / الكربونية الموجود عليها التفرعات وسطية ، و تحوى ذرة (H)
- اما الثالثي / الكربونية الموجود عليها التفرع وسطية ، و لا تحتوي على (H) . ويكون لديها تفرعين

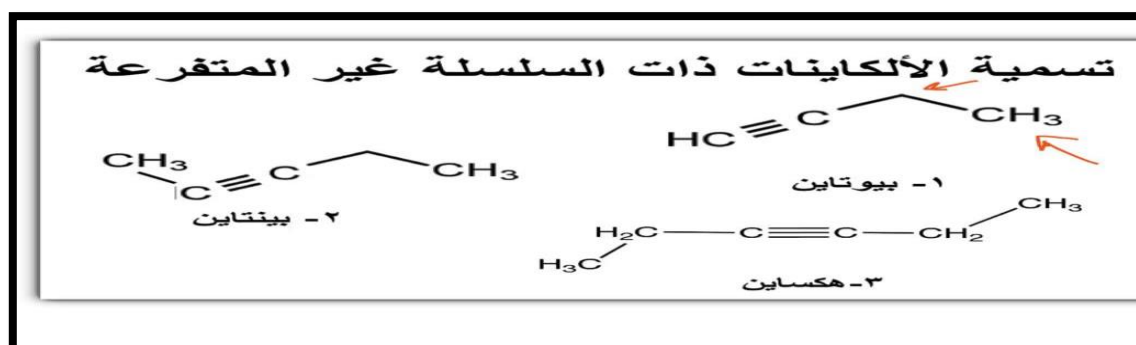
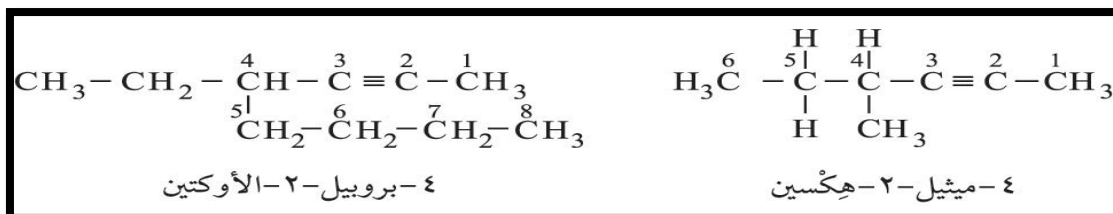
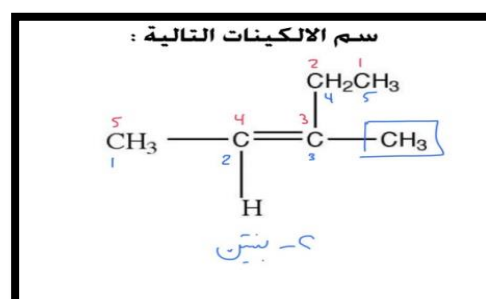
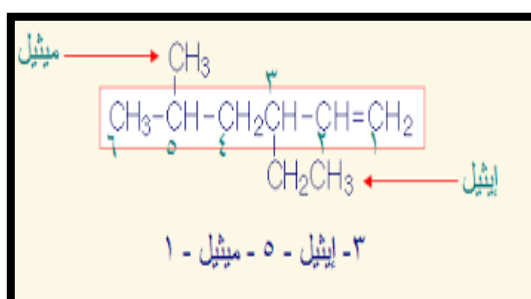
*كثير من الناس تقع في هذا الخطاء



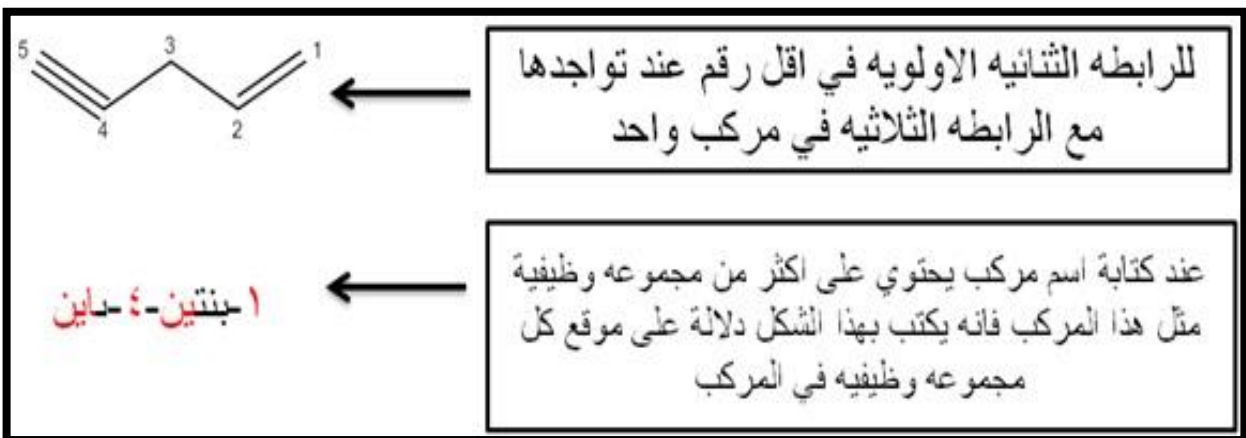
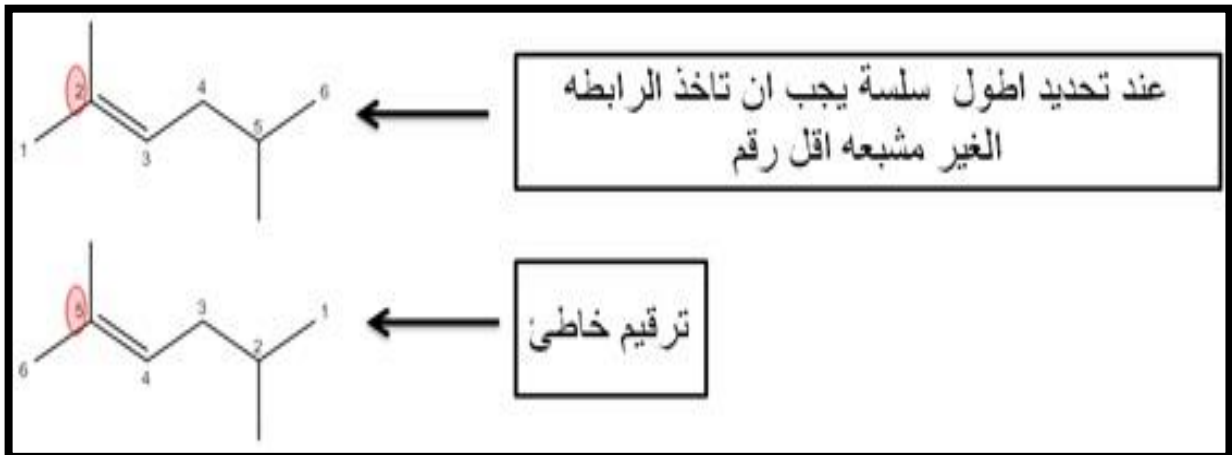
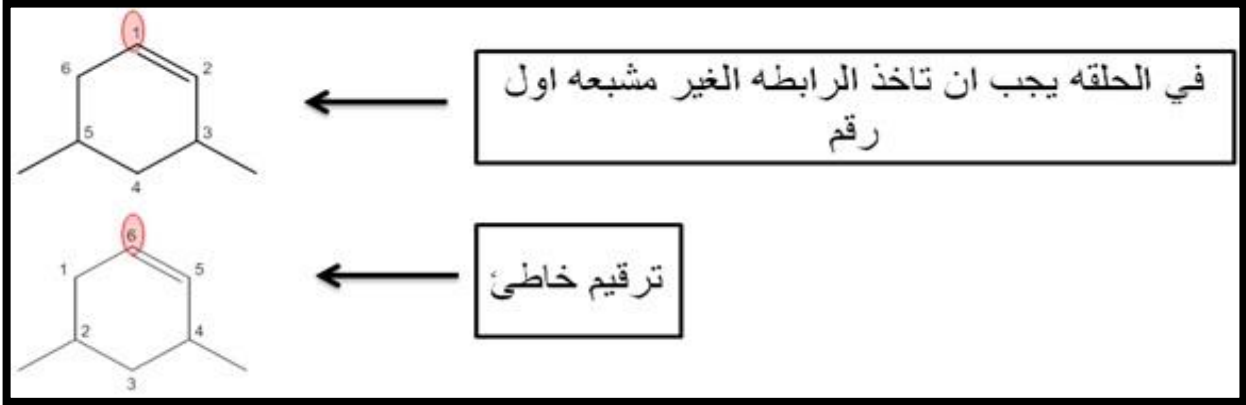
- ٩- عند تسمية الاكينات نتبع نفس الخطوات ويستبدل مقطع (آن) في الاكينات بالمقطع (ين) للدلالة على الرابطة الثنائية . وعند تسمية الاكينات يستبدل المقطع (آن) في الاكينات بالمقطع (آين) للدلالة على الرابطة الثلاثية.

- ١٠- إذا وجدت التفرعات الترقيم يكون من الجهة الأقرب للرابطة سواء الثنائية أو الثلاثية بحيث تأخذ الرابطة الرقم الأقل
- ١١- إذا اجتمع بالمركب رابطة ثنائية وثلاثية فان الترقيم للرابطة الثنائية أولا بحيث تأخذ اقل رقم
- ١٢- إذا وجدت تفرعات أكثر على ذرة كربون فان الترقيم يكون من الجهة الأقرب لهذه الذرة ولا يأخذ بعين الاعتبار الترتيب الأبجدي .

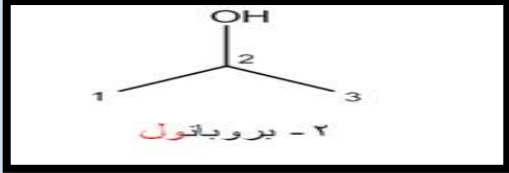



أمثلة :

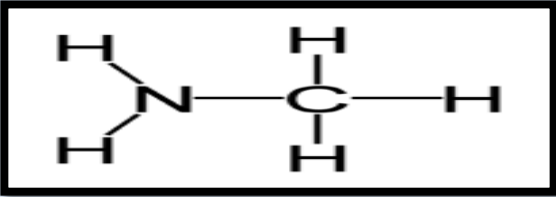
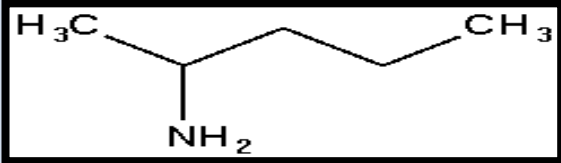



ملاحظات مهم جدا



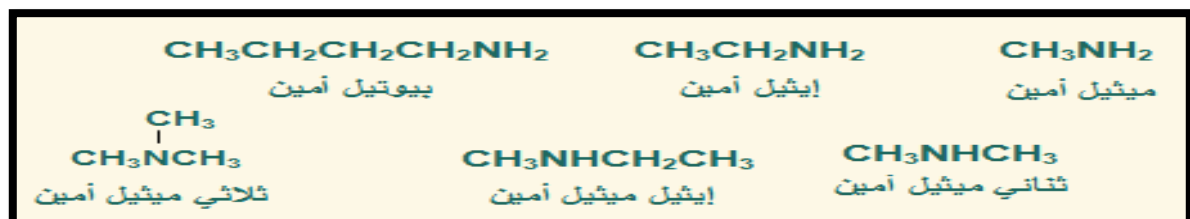
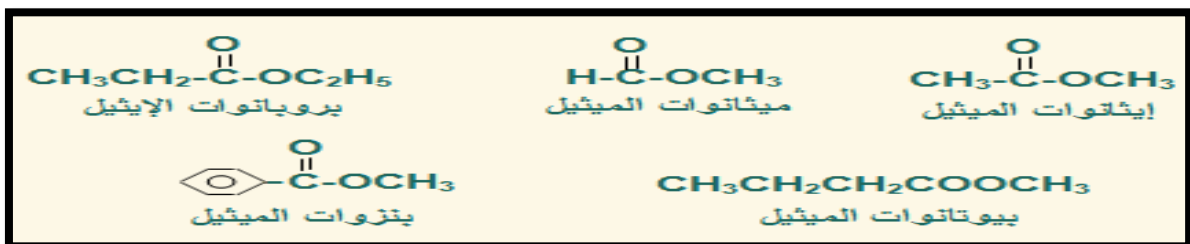
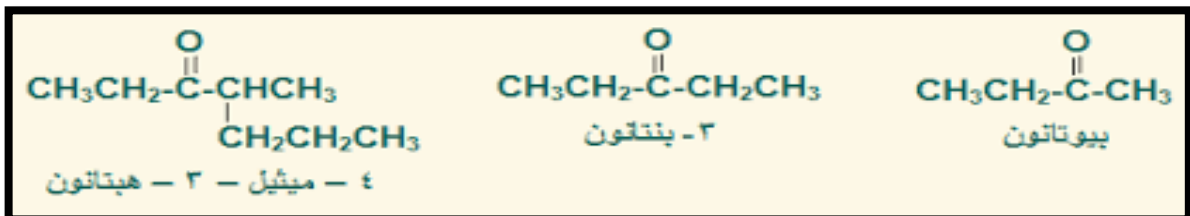
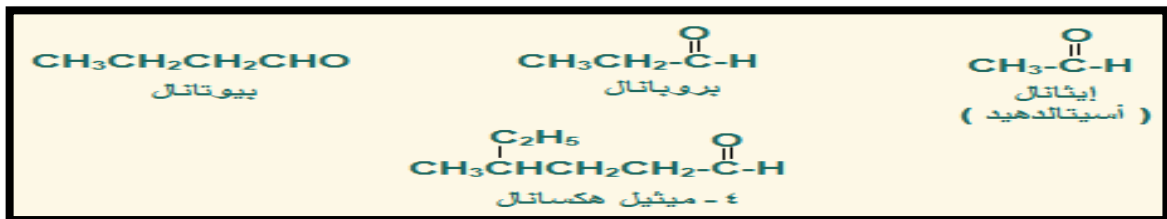
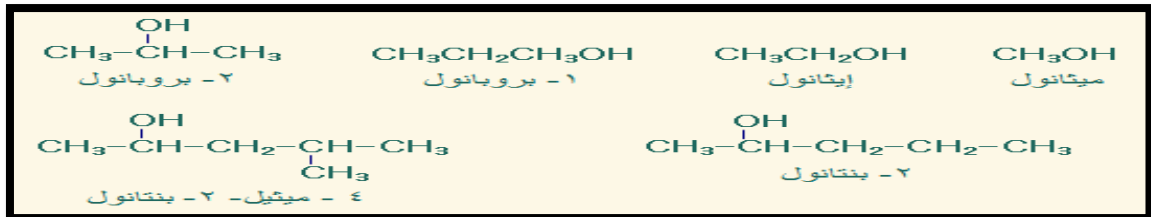
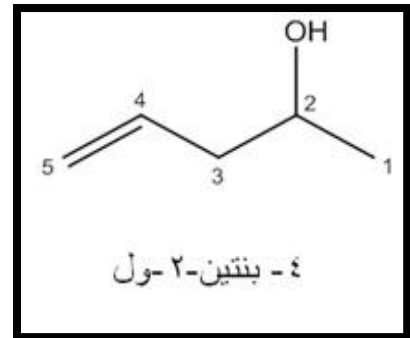
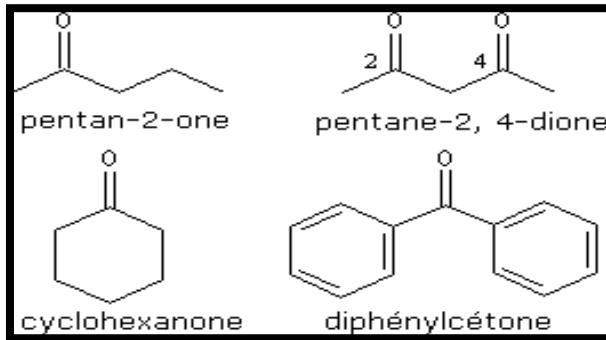
التسمية لباقية المركبات على النحو التالي

المركب العضوي	التسمية الشائعة	تسميته النظامية حسب نظام ايوباك	مثاله
الكحولات	كحول + الكيل مثل كحول بروبييل	الكان + ول (الترقيم يبدأ من ذرة الكربون الأقرب للفرع)	 <p>الاسم الشائع : كحول البروبيل</p>
الالدهيدات	الكيل + الدهيد مثل بيوتيل الدهيد	الكان + ال (الترقيم يبدأ من ذرة الكربونيل)	
الكيوتونات	شقي الالكيل + كيتون وإذا تماثل نكتب ثنائي	الكان + ون (الترقيم يبدأ من ذرة الكربونيل)	
الاثيرات	شقي الالكيل + اثير تسمى مجموعة الالكيل عن يمين ويسار ذرة الأوكسجين كلن على حدة (طبعا الأولوية حسب الترتيب الأبجدي اللاتيني)	(الكوكسي +الكان) إذا كانت R مجموعة الكيلية (اريلوكسي + الكان) إذا كانت R مجموعة أريلية المجموعة المتصلة ب الأوكسجين تعتبر متفرعة تسمى الكوكسي او فينوكسي والآخر هو الالكان يأخذ بالاعتبار المجموعة الأقل عدد في ذرات الكربون هيا الفرع والآخر هو السلسلة الأم	<div style="border: 2px solid black; padding: 10px; text-align: center;"> $\text{CH}_3 - \text{O} - \text{CH}_2\text{CH}_3$ </div> <p>الاسم الشائع / إيثيل ميثيل اثير الاسم النظامي / ميثوكسي ايثان</p>
الأحماض الكربوكسيلية	حمض + الاسم شائع + يك	حمض + الكان + ويك (بداية الترقيم من ذرة الكربوكسيل)	
الاسترات	اسم الحمض الشائع + آت + اسم الالكيل	الكانوات + الكيل (حساب التسمية يبدأ من ذرة الكربونيل)	<div style="border: 2px solid black; padding: 10px; text-align: center;"> $\text{CH}_3 - \text{C}(=\text{O}) - \text{OCH}_3$ </div> <p>الاسم الشائع : اسيتات الميثيل او خلات الميثيل الاسم النظامي : ايثانوات ميثيل</p>

 <p>الاسم النظامي / امينو ميثان الاسم الشائع / ميثيل امين مثال ٢:</p>  <p>اسمه الشائع / ٢- امينو بنتان اسمه النظامي / بنتان -٢- امين</p>	<p>الكيل + أمين الترقيم يبدأ من جهة الأمين لكي ينسب المركب له</p>	<p>الكيل + امين في الأمينات القليلة العدد نستخدم اللاحقة كلمة أمين امينو+ الكان في الأمينات كثيرة الذرات استخدمنا البادئة امينو</p>	<p>الأمينات</p>
<p>مثال ١ / CH₃CONH₂ الاسم النظامي : إيثان اميد الاسم الشائع : الاسيتا أميد مثال ٢ /</p>  <p>الاسم النظامي : متيل - إيثيل الإيثان أميد الاسم الشائع : ميثيل ، إيثيل اسيتا اميد</p>	<p>الكان + اميد نفس البقية من جهة ذرة الكربونيل</p>	<p>اسم الحمض الشائع + اميد بدل ويك</p>	<p>الاميدات</p>
<p>CH₃CH₂CH₂Br الاسم النظامي : ١- برومو بروبان الاسم الشائع : بروميد البروبيل (لا يكتب لها ترقيم في التسمية الشائعة)</p>	<p>هالو + الكان الترقيم يبدأ من جهة الهالوجين الأقرب للتفرع وإذا تساوي في البعدين يرقم من الجهة التي لها الأولوية في التسمية</p>	<p>هالوجين + يد + الكيل</p>	<p>هاليدات الالكيل</p>

**الترقيم في كلا الحالات يبدأ من المجموعة الأم (أي إذا وجدت
مجموعة كربونيل يبدأ من الذرة الحاملة لمجموعة الكربونيل)**

طرق التسمية لمجموعة مركبات :



جدول مقارنة بين المركبات الهيدروكربونية الالمانية
(الألكانات - الألكينات - الألكاينات)

تعريف	مركبات هيدروكربونية الفاتية (مشبعة) تحوي رابطة تساهمية أحادية بين ذرتي كربون متتاليتين	مركبات هيدروكربونية الفاتية (غير مشبعة) تحوي رابطة تساهمية ثنائية بين ذرتي كربون متتاليتين	مركبات هيدروكربونية الفاتية (غير مشبعة) تحوي رابطة تساهمية ثلاثية بين ذرتي كربون متتاليتين
التسمية	ينتهي اسم المركب بالمقطع (ان)	ينتهي اسم المركب بالمقطع (ين)	ينتهي اسم المركب بالمقطع (اين)
الصيغة العامة	C_nH_{2n+2}	C_nH_{2n}	C_nH_{2n-2}
نوع التفاعل	احلال (استبدال)	اضافة	اضافة
مثال	غاز الميثان CH_4	غاز الايثين $CH_2=CH_2$	غاز الايثين $CH \equiv CH$
التحضير	$AlCl_3 + 12H_2O \rightarrow 4Al(OH)_3 + 3CH_4$ كربيد الالمنيوم الميثان	$H \quad H$ $H-C \quad C-H \xrightarrow[170^\circ]{\text{مضخ حراري}} CH_2=CH_2$ $H \quad OH$ -H ₂ O الايثين	$CaC_2 + 2H_2O \rightarrow Ca(OH)_2 + CH \equiv CH$ كربيد الكالسيوم الايثين
الخواص الفيزيائية	غاز عديم اللون ورائحة * اخف من الهواء * تسخن لتولين في الماء	غاز عديم اللون * له رائحة عطرية * يمدح لتولين في الماء	غاز عديم اللون * له رائحة الايثير * شحيح التولين بنساء * يذوب بآديسيون
الخواص الكيميائية	1- الاحتراق يحترق بلهب غير مضي $CH_4 + 2O_2 \xrightarrow{\Delta} CO_2 + 2H_2O + \Delta$ 2- مع غاز الكلور (Cl ₂) * في الظلام لا يتفاعل * في الضوء المباشر . تفاعل شديد و لوفعة * في الضوء غير المباشر تفاعلات احلال $CH_4 + 2Cl_2 \xrightarrow{\Delta} C + 2HCl$ $CH_4 + Cl_2 \rightarrow CH_3Cl + HCl$ احادي كلوروميثان $CH_3Cl + Cl_2 \rightarrow CH_2Cl_2 + HCl$ ثنائي كلوروميثان $CH_2Cl_2 + Cl_2 \rightarrow CHCl_3 + HCl$ ثلاثي كلوروميثان (كلوروفورم) $CHCl_3 + Cl_2 \rightarrow CCl_4 + HCl$	1- الاحتراق يحترق بلهب مضي $C_2H_4 + 3O_2 \xrightarrow{\Delta} 2CO_2 + 2H_2O + \Delta$ 2- التجزئة $CH_2=CH_2 + H_2 \rightarrow CH_3-CH_3$ ايثان 3- الهلجنة مع البروم $CH_2=CH_2 + Br_2 \rightarrow CH_2Br-CH_2Br$ 4- مع هاليد الهيدروجين $CH_2=CH_2 + HBr \rightarrow CH_3-CH_2Br$ احادي بروميثان 5- البلمرة ... $n(CH_2=CH_2) \xrightarrow{\text{بلمرة}} (-CH_2-CH_2-)_n$ بوليثين	1- الاحتراق يحترق بلهب مضي $C_2H_2 + 3/2O_2 \xrightarrow{\Delta} CO_2 + C + H_2O + \Delta$ $C_2H_2 + 5/2O_2 \xrightarrow{\Delta} 2CO_2 + H_2O + \Delta$ 2- الهجزة $CH \equiv CH \xrightarrow{\Delta} CH_2=CH_2 \xrightarrow{\Delta} CH_3-CH_3$ ايثين ايثين ايثان 3- الهلجنة $CH \equiv CH \xrightarrow{Br_2} CHBr=CHBr \xrightarrow{Br_2} CHBr_2-CHBr_2$ 4- مع هاليد الهيدروجين $CH \equiv CH \xrightarrow{HBr} CH_2=CHBr \xrightarrow{HBr} CH_3-CH_2Br$ 1,1 ثنائي بروميثان 5- البلمرة ... $3(CH \equiv CH) \xrightarrow{\text{بلمرة}} \text{بنزين}$
الكلمة	الكلمة	الكلمة	الكلمة

المركبات الأروماتية (العطرية)

♣ **المركبات الأروماتية :** وهي مركبات عضوية هيدروكربونية غير مشبعة تشترك مع بعضها في احتوائها على حلقة بنزين.

● حلقة البنزين Benzenering:

وهي حلقة سداسية الشكل تحم الصفة الجزيئية C_6H_6 ، وتحتوي على ثلاثة روابط ثنائية يتغير موقعها باستمرار .

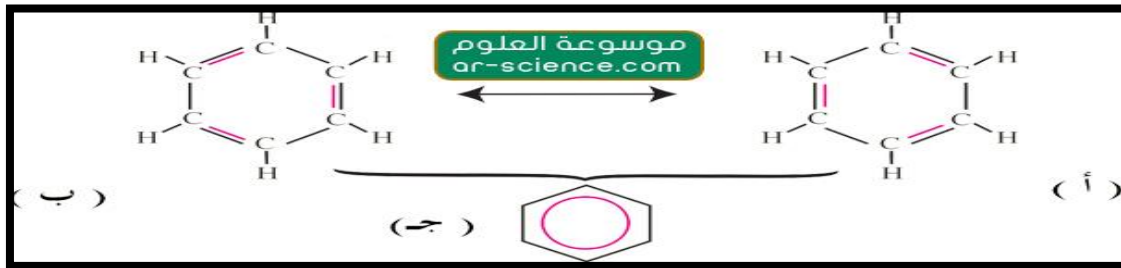
♣ **يعتبر العالم مايكل فاراداي هو أول من اكتشف البنزين** عن طريق عزله من الزيت الغازي (زيت الحيتان أو الفحم) وأعطاه الاسم بيكربوريت الهيدروجين .
(حيث برع هذا العالم في مجال الكهرومغناطيسي والكهروكيميائي)

❖ **لكن العالم كيكولي هو من اقترح الصيغة البنائية الحلقية للبنزين (شكل حلقي مستو)**
❖ يعتبر سائل عديم اللون ذو رائحة مميزة وهو مركب غير قطبي (أو ذو قطبية ضعيفة) يغلي عند درجة حرارة ٨٠ م وعند تبريده يتحول إلى بلورات عند درجة ٤,٥ م .

❖ ويتم اختصار حلقة البنزين على شكل سداسي الأضلاع ، كل زاوية من زوايا الشكل تمثل ذرة كربون مرتبطة بذرة هيدروجين .

❖ وبما أن الرابطة الثنائية يتغير موقعها باستمرار بين ذرات الكربون ، تم الاتفاق على أن تكتب حلقة البنزين على شكل حلقة سداسية بداخلها دائرة دلالة على تغير موقع الرابطة الثنائية .

❖ اقترحت **لينوس باولينج** -- نظرية المجالات المهجنة لتفسير ضعف النشاط الكيميائي للبنزين حيث تنبأت بأن (الكترونات الرابطة الثنائية تتحرك بالتناوب بين كربونات الحلقة)



❖ الخاصية الأروماتية

١- لا بد أن تكون المركبات على شكل حلقي وعلى مستوى واحد

٢- أن تكون الروابط الثنائية متبادلة





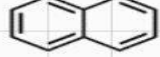
٣- أن ينطبق عليها **قانون هوكل** (الذي يحدد عدد الالكترونات التي تتحرك بين ذرات الكربون في الحلقة سواء التي تشكل رابطة بأي أو الالكترونات السالبة)

يأخذ القانون (عدد الالكترونات = 4n+ 2)

حيث أن n لابد أن تكون $n=\{0,1,2,3,4,\dots\}$

٤- ينطبق أيضا على الحلقات الغير متجانسة (أي التي تحتوي على ذرة غير الكربون بالحلقة) كحلقة البيروول حيث تشارك الذرة الغير متجانسة بإلكترونين وكل ذرة كربون بإلكترون واحد،

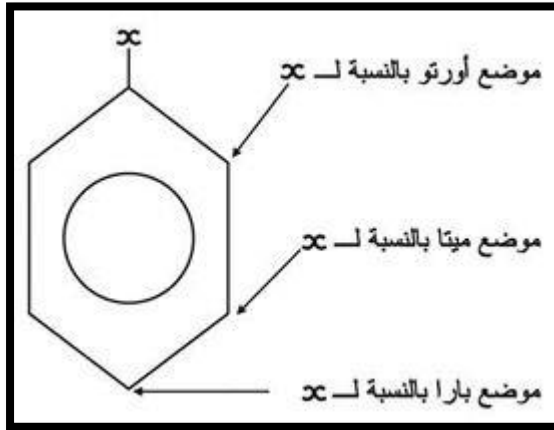
أمثلة تطبيقية على قانون هوكل (مهم)

Huckel's rules				
$4n + 2 = \pi$ عدد إلكترونات				
عدد إلكترونات π يعني بكل رابطة باي إلكترونين 🙌				
إذا $n =$ عدد صحيح (3, 2, 1, 0, ..) < أروماتي				
إذا n كسر فالمركب غير أروماتي				
				
2 π electrons	4 π electrons	6 π electrons	8 π electrons	10 π electrons
Aromatic	Not Aromatic	Aromatic	Not Aromatic	Aromatic
رابطة π يعني إلكترونين				
$4n + 2 = 2$	$4n + 2 = 4$	$4n + 2 = 6$	$4n + 2 = 8$	$4n + 2 = 10$
$4n = 0$	$n = 1/2$	$n = 1$	$n = 3/2$	$n = 2$
$n = 0$	غير أروماتي	أروماتي	غير أروماتي	أروماتي
أروماتي ✓				

❖ **ملاحظة / الشحنة (-)** على المركب يعبر عن وجود إلكترونين لذلك عند حساب القانون تحسب الشحنة السالبة ب إلكترونين ، أما الشحنة (+) فلا يؤثر وجودها على حساب القانون

❖ أيضا الأزواج الحرة على الذرات المغايرة تحسب الداخلية في الحلقة فقط أما التي توجد خارج الحلقة فلا تحسب

*مهم جدا معرفة الأوضاع الثلاثة في الحلقة:



● طبيعة الروابط في حلقة البنزين

◆ الرابطة الثنائية بين ذرات الكربون إحداهما قوية وتسمى **سيجما (σ)** والأخرى ضعيفة وتسمى **باي (π)**.

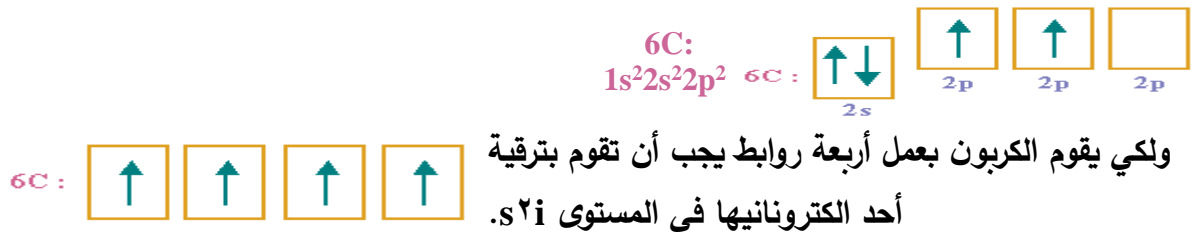
ولفهم طبيعة تكون الروابط في البنزين علينا أن نحسب عدد الروابط القوية (σ) التي تكونها كل ذرة كربون.

◆ تلاحظ من الصيغة البنائية للكربون أن كل ذرة من ذرات الكربون ترتبط بثلاث روابط قوية من نوع (σ) ورابطة واحدة ضعيفة من نوع (π).

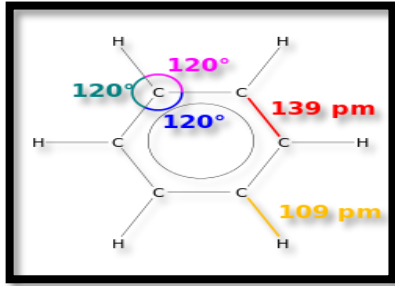
تعلم بأن روابط (σ) تنشأ من أفلاك مهجنة وأن رابطة (π) تنشأ من أفلاك غير مهجنة ، وعليه لعمل ثلاث روابط من نوع (σ) قوية يجب أن يندمج ثلاثة أفلاك ذرية من ذرة الكربون لعمل ثلاثة أفلاك مهجنة كل منها من نوع (sp^2).

أما رابطة (π) الضعيفة فتنشأ من تداخل أفلاك ذرية من نوع (P) من ذرتي كربون تداخلاً جانبياً .

انظر إلى الخطوات الآتية :
التركيب الإلكتروني للكربون :

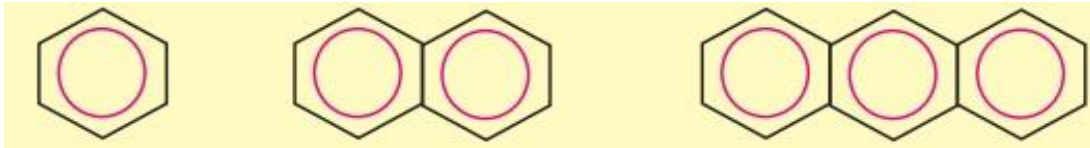


ولكي تقوم ذرة الكربون بعمل ثلاثة روابط قوية من نوع (σ) يجب أن تخط فلكاً واحداً من نوع (s) وفلكان من نوع (P) لتكوين ثلاثة أفلاك من نوع sp^2 .



وتكون قيمة الزاوية بين الأفلاك المهجنة 120°

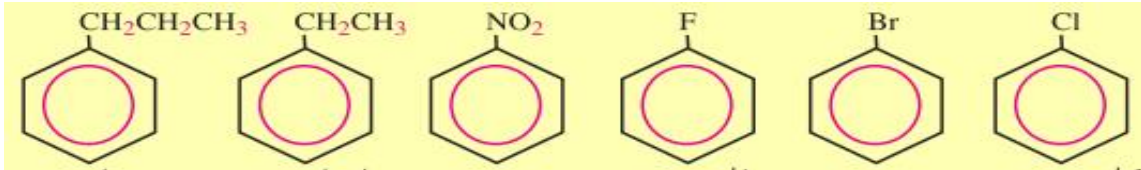
✦ تسميات مشتقات البنزين



بنزين

نفتالين

انتراسين



بروبيل بنزين

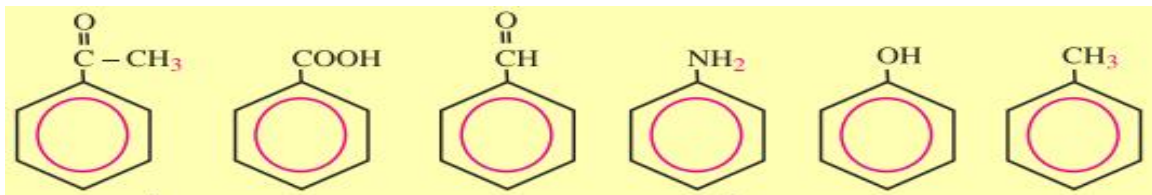
ايثيل بنزين

نيتروبنزين

فلوروبنزين

برومو بنزي

كلورو بنزين



اسيتوفينون

حمض البنزويك

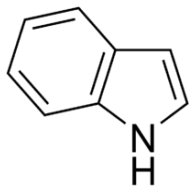
بنزالدهيد

انيلين

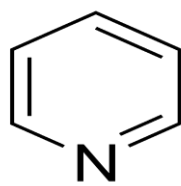
فينول

تولوين

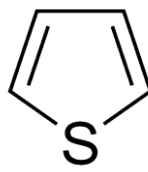
أمثلة على أسماء الحلقات الغير متجانسة



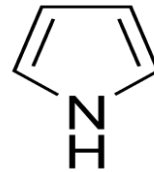
اندول



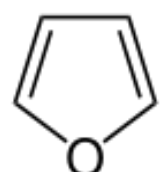
بيريدين



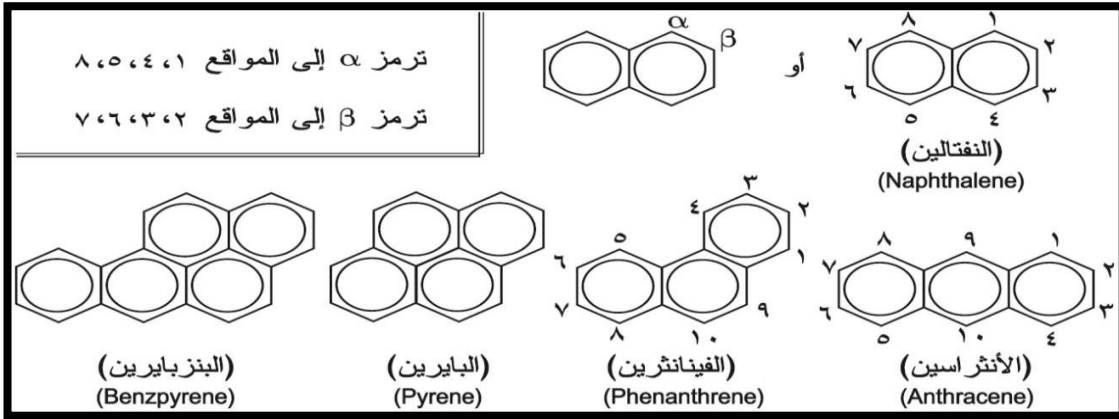
ثيوفين



بيرول



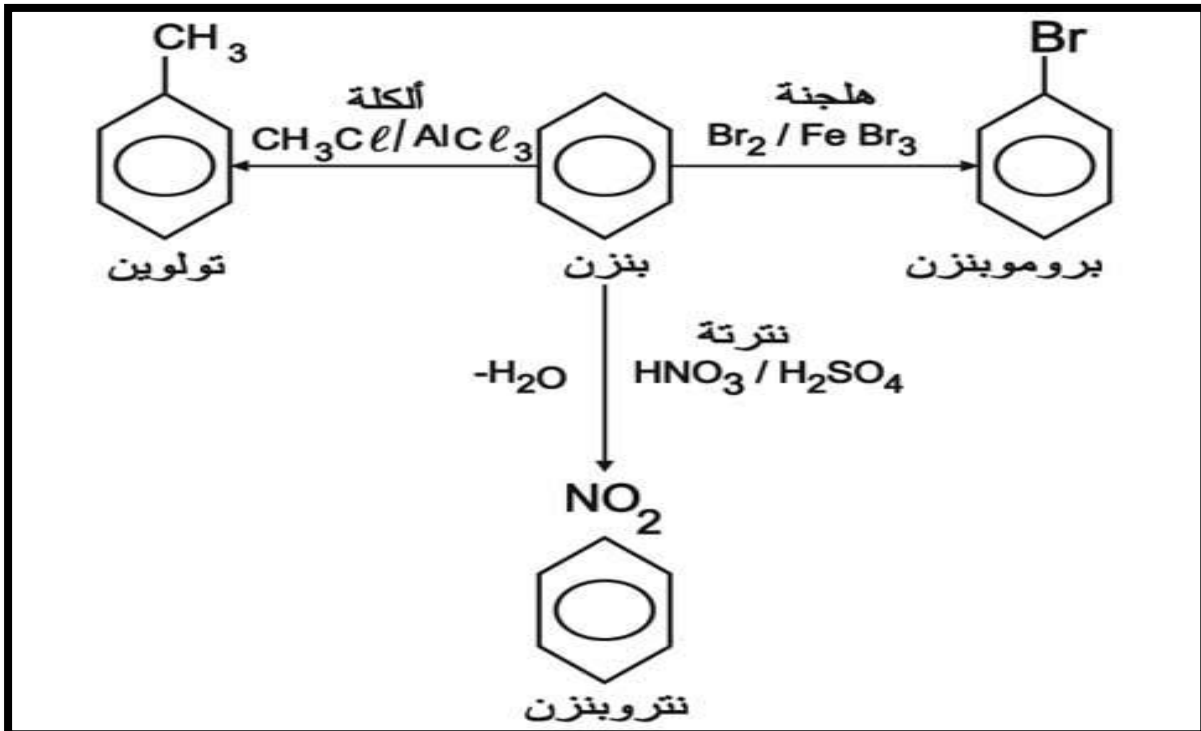
فيورن



تفاعلات حلقة البنزين

أغلب تفاعلات البنزين من نوع الاستبدال حيث يتم انتزاع ذرة (H) من حلقة البنزين ، والاستعاضة عنها بذرة أو مجموعة . ومن أشهر هذه التفاعلات **الهجنة والسلفنة والنترته والكلية فريدل كرفت**) إدخال مجموعة الألكيل (R) عن طريق تفاعل البنزين مع هاليد الألكيل .

واسيلة فريدل كرفت) إدخال مجموعة الأسيل (R-CO-) بمعاملة الحلقة بكلوريد الأسيل أو بلاماء الحمض الكربوكسيلي



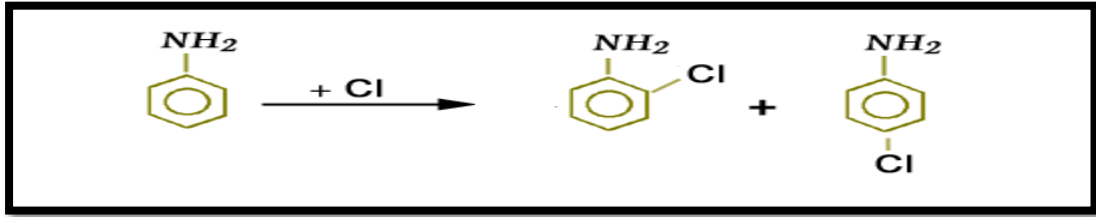
جابوا تفاعل
نترتة البنزين

ملاحظة جدا مهم / دائما في تفاعل النترته والسلفنه يحذف جزي ماء

*تأثير المجموعة البديلة على توجيه التفاعل وعلى فعالية المركبات الاروماتية :

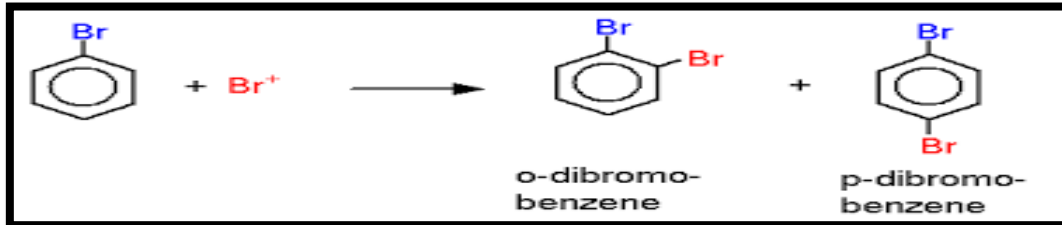
(أ) المجموعات الموجهة للتفاعل ناحية الاورثو او البارا (المنشطة للحلقة)

هي المجموعة المانحة للإلكترونات مثلا لديها أزواج الكترونية
(-NH₂ , -OR, -OH , -R) ومشتقاتها)



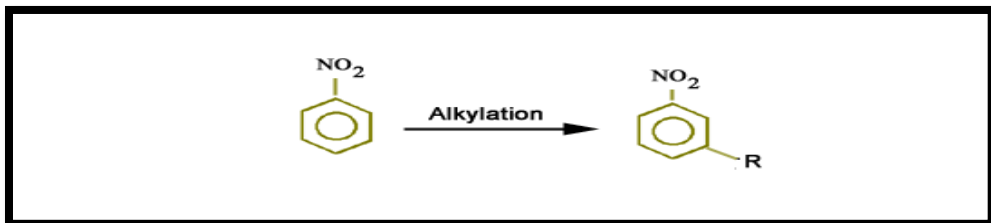
(ب) المجموعات الموجهة للتفاعل ناحية الاورثو او البارا (المثبطة للتفاعل)

هذا القسم خاص بهايدرات البنزين (X = F, Cl , Br , I)
تعتبر تلك العناصر غنية بالإلكترونات فتمنحها للحلقة بواسطة الرنين إلا أنها تعتبر مثبطة لتفاعلات الاستبدال



(ج) المجموعات الموجهة للتفاعل ناحية الميتا (المثبطة للتفاعل)

عندما تكون المجموعة ساحبة للإلكترونات
(الكيتونات والالدهيدات ، الاسترات والأحماض الكربوكسيلية، حمض السلفونيك)
(- NO₂, - NR₃ , - CN



باختصار / المجاميع الموجهة للتفاعل ناحية الاورثو و البارا و الميتا

Ortho & Para directors	Meta directors
-OH, -OR	-NO ₂
-NH ₂ , -NHR, -NR ₂	-SO ₃ H
-C ₆ H ₅	-COOH, -COOR
-CH ₃ , -R (alkyl)	-CHO, -COR
-F, -Cl, -Br, -I	-CN

ملاحظة / عند وجود أكثر من مجموعة بديلة على حلقة البنزين فان توجيه البديل الجديد تحددده المجموعة المنشطة الأكثر فعالية .

مثال / ١ - إذا وجدت مجموعتين منشطتين **{OCH₃ or CH₃}** فان المجموعة الجديد التي ستدخل نقارن موقعها بالنسبة الأكثر تنشيط للحلقة كمجموعة الايثر في هذا المثال **{OCH₃}**

٢ - وكذلك إذا وجدت مجموعة منشطة **(OH)** ومجموعة مثبطة **(NO₂)** فان التفاعل سيوجهه بالنسبة لموقع المجموعة المنشطة فقط .

٣- أما إذا وجدت مجموعتين ساحبتين على الحلقة فان التفاعل سوف يوجهه بالنسبة للذرة الأقل تثبيطا للتفاعل وترتب المركبات حسب قوتها في التثبيط كالتالي :



استعمالات بعض المركبات الهيدروكربونية

المركب	مجموعته	استعمالاته
الميثان	الكان	في وقود المنازل ومختبرات العلوم .
البروبان	=	في وقود الطبخ والتسخين .
البيوتان	=	في القداحات الصغيرة والمشاعل وأيضا في تصنيع المطاط الصناعي .
الايزوبيوتان	=	يعتبر مادة آمنة بيئيا لذلك يستخدم في التبريد وكذلك في المنتجات مثل جل الحلاقة .
غاز الايثين	الكين	يسرع في إنضاج الثمار والفواكه.
الاستيلين	الكاين	يستخدم ضوء الاستيلين (شعلة الاستيلين) لإغراض اللحام في الفلزات .
الانثراسين	عطري	في إنتاج الإصباغ والدهان .
النفثالين	=	في عمل الإصباغ وكذلك طاردا للعث .
الزايلين	=	في عمل ألياف البوليستر والأنسجة .
الفينانثرين	=	يكثر في الجو بسبب الاحتراق غير الكامل للهيدروكربونات .
التولوين والاكزايلين	=	مذيبات صناعية ومختبريه .
بنزوبايرين	=	مادة مسرطنة يتواجد في الرماد وفي دخان السجائر وعوادم السيارات . وهو أول مادة مسرطنة تم اكتشافها في سناج المداخن
الجلسرول	كحول	مانع لتجمد وقود الطائرات
الهكسانول الحلقي	كحول	مركب سام يستعمل مذيبا لبعض المواد البلاستيكية ويدخل في صناعة المبيدات الحشرية
الايثانول	كحول	مطهرا في الطب ومعقما للجلد قبل إعطاء الحقن
ثنائي إيثيل إيثر	إيثر	استخدم قديما كمادة مخدرة في العمليات الجراحية إلا أنه حاليا لا يفضل استخدامه كمخدر .
الانيلين	أمين	في إنتاج الإصباغ ذات الظلال العميقة اللون
هكسيل حلقي امين و الايثيل امين	أمين	في صناعة المبيدات الحشرية والمواد البلاستيكية والأدوية ومطاط الإطارات
الفورمالدهيد	الدهيد	استخدم محلوله قديما لحفظ العينات البيولوجية إلا أنه تم إيقاف استخدامه لأنه قد يسبب السرطان .

المعيار الثاني عشر

المؤشرات	المعيار
١. يعدد الأنواع المختلفة للمجموعات الوظيفية □ غير الهيدروكربونية- ويكتب الصيغ العامة لها.	المعيار، ٣ .٧ .١٢: يشرح المعلم المجموعات الوظيفية الأخرى-غير الهيدروكربونية- وخواصها.
٢. يقارن بين الخواص الحمضية والقاعدية لتلك المجموعات الوظيفية ويعطي أمثلة عليها.	
٣. يقارن بين الخواص الفيزيائية (القطبية والذائبية ودرجة الغليان) للمجموعات الوظيفية ويعطي أمثلة عليها .	
٤. يسمي مركبات المجموعات الوظيفية حسب التسمية الشائعة وقواعد IUPAC .	
٥. يشرح طرق التحضير المختلفة للمجموعات الوظيفية.	
٦. يشرح الخواص الكيميائية للمجموعات الوظيفية ويتعرف على استخداماتها.	
٧. يوضح كيفية الكشف عن المجموعات الوظيفية في المركبات العضوية والتمييز بينها.	
٨. يذكر أنواع تفاعلات الكيمياء العضوية ويشرح ميكانيكيات التفاعلات العضوية الأساسية.	

١٢

هاليدات الالكيل وهاليدات الارايل

هاليد الالكيل / هي مركبات عضوية تحتوي على ذرة هالوجين أو أكثر مرتبطة برابطة تساهمية مع ذرة كربون اليفاتية .

صيغته R-X

هاليد الارايل / هي مركبات عضوية تتكون من هالوجين مرتبط مع حلقة البنزين أو مجموعة اروماتية أخرى .

صيغته Ar-X

أمثلة واستعمالاتها /

١- كلوروميثان / يعرف تجاريا بالسيلون المستعمل كمادة لاصقة لتثبيت الأبواب والنوافذ

٢- كلوروفلوروكربونات (CFCs) / تستعمل كمبردات وفي أنظمة التكيف هذه المادة تؤثر على طبقة الأوزون لذلك استبدلت (HFCs) بالهيدروفلوروكربون

٣- الهالوثان (٢- برومو - ٢كلورو - ١,١,١- ثلاثي فلورو إيثان) استعمل كأول مخدر في الطب قديما في الخمسينات .

خواصها مقارنة بالالكان المقابل /

١- درجة غليان وكثافة هاليد الالكيل أعلى من درجة غليان وكثافة الالكان الذي يحتوي على نفس العدد من ذرات الكربون نفسها .

٢- درجة غليان وكثافة تزداد في الهالوجينات كلما انتقلنا من أعلى إلي أسفل حيث أن اليود أعلاها والفلور أقلها .

ملاحظة /

تستعمل هاليدات الالكيل في الصناعات الكيميائية بوصفها مواد أولية بدلا من الالكانات/ لأنها تعتبر مذيبات ومواد تنظيف حيث تذيب الجزيئات غي القطبية بسهولة كالدون والزيوت

الكحولات و الفينولات

- كحول كلمة أصلها عربي من (غول) وهي عبارة عن مركبات عضوية تحوي مجموعة **هيدروكسيل (-OH)**

* الكحولات مركبات عضوية تتصل فيها مجموعة الالكيل بمجموعة هيدروكسيل (R-OH)
R الكيل

* اما الفينولات مركبات عضوية اروماتية تحوي مجموعة هيدروكسي (Ar__ OH)
Ar ارآيل

(الفينول يسمى بحمض الكربونيك)

* الكحولات لها نوعين ألفتاي صيغته (R-OH) و أروماتي صيغته (Ar-R-OH) بمعنى أن OH لا ترتبط مباشرة بالحلقة فإذا ارتبطت أصبحت فينولات مختلفة تماما عن الكحولات .

مثال :

C6H5CH2-OH هذا يدعي فينيل ميثانول أو كحول البنزاييل كاسم شائع له .

* التسمية الشائعة للكحولات يأتي على صيغة **كحول الالكيل** مثل كحول الميثيل ، كحول البروبيل ،.....

* أشهر الكحولات الايثانول أو كحول القمح CH₃CH₂OH وله استخدامات صناعية متعددة

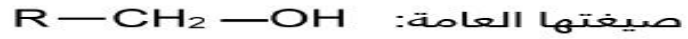
انواع الكحولات

تصنف الكحولات إما حسب عدد المجموعات المتفرعة من ذرة الكربون المتصلة بمجموعة الهيدروكسيل أو حسب عدد مجموعات الهيدروكسيل الموجودة داخل المركب.

التصنيف الاول/ حسب مجموعة الالكيل R المتصلة بذرة الكربون الحاملة مجموعة (OH)

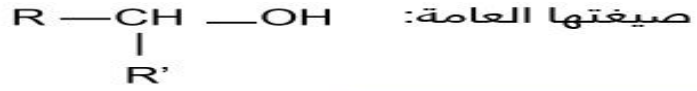
الكحولات الأولية:

يرتبط فيها الكربون الوظيفي بذرة كربون واحدة على الأكثر.



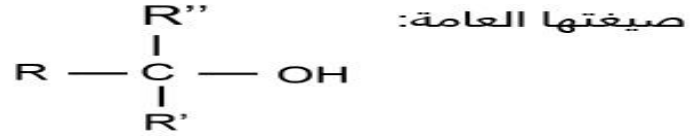
الكحولات الثانوية:

يرتبط فيها الكربون الوظيفي بذرتي كربون.



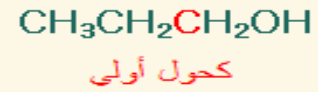
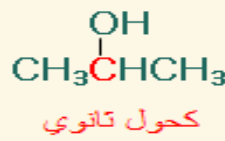
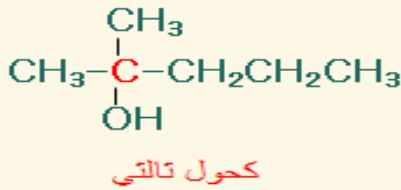
الكحولات الثالثية:

يرتبط فيها الكربون الوظيفي بثلاث ذرات كربون.



مهم
معرفة
نوع
الكحول

مثال



أما التصنيف الثاني / حسب عدد مجموعات الهيدروكسيل (OH)

قسم إلى كحولات أحادية الهيدروكسيل عندما تحوي مجموعة هيدروكسيل واحدة فقط

وثنائية الهيدروكسيل عند وجود مجموعتي هيدروكسيل وثلاثية الهيدروكسيل ومتعددة الهيدروكسيل مثل الجلوكوز

* تصنف جميع الكحولات أحادية الهيدروكسيل إلى كحولات أحادية الدرجة وثنائية الدرجة وثلاثية الدرجة ويستثنى من هذه التصنيفات الغول الميثيلي وذلك لأن ذرة الكربون المرتبطة بمجموعة الهيدروكسيل لا ترتبط مباشرة بمجموعة ألكيل

كحولات عديدة الهيدروكسيل	كحولات ثنائية الهيدروكسيل	كحولات أحادية الهيدروكسيل
هي الكحولات التي تتميز بوجود ثلاث مجموعات هيدروكسيل (أو أكثر) في الجزيء.	هي الكحولات التي تتميز بوجود مجموعتين من الهيدروكسيل في الجزيء.	هي الكحولات التي تتميز بوجود مجموعة هيدروكسيل واحدة في الجزيء.
$\begin{array}{c} \text{OH} \quad \text{OH} \quad \text{OH} \\ \quad \quad \\ \text{CH}_2 - \text{CH} - \text{CH}_2 \\ \\ 1, 2, 3 - \text{بروبان ثلاثي أول} \\ \text{(الجليسرول)} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{OH} \quad \text{OH} \\ \quad \\ \text{CH}_2 - \text{CH}_2 \\ \\ 1, 2 - \text{إيثان ثنائي أول} \\ \text{(جليكول الإيثيلين)} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{CH}_3 - \text{OH} \\ \text{ميثانول} \\ \text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{OH} \\ \text{إيثانول} \\ \text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{OH} \\ \text{1 - بروبانول} \end{array}$

طرق تحضير الكحولات :

أولا / مخبريا هناك ثلاث طرق أهمها

1- من مركبات الكربونيل

من أشهر طرق تحضير الكحولات تحضيرها من مركبات الكربونيل كالكيتونات والألدهيدات والاسترات ويخضع التفاعل إما بإضافة مركب جرينارد أو لتفاعلات الإختزال

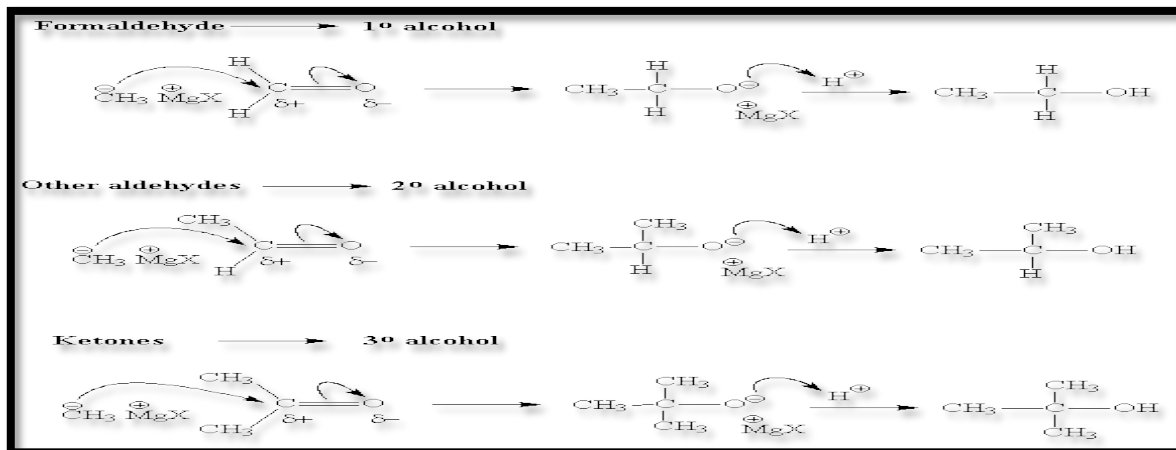
أولا: من مركبات جرينارد

1 / إضافة مركب جرينارد إلى مركب كربونيل

يتم تحضير مركب جرينارد بمفاعل ألكيل هاليد مع المغنسيوم



ميكانيكية التفاعل مع كاشف جرينارد



توضيح

في المثال الاول / يتفاعل مركب جرينارد مع الفورمالدهيد فينتج كحول أولي
وفي المثال الثاني / يتفاعل مركب جرينارد مع الألدهيدات فينتج كحول ثانوي
وفي المثال الثالث / يتفاعل مع الكيتونات وينتج كحول ثالثي

ثانيا: من تفاعلات الاختزال

تفاعلات الاختزال لكل من الألدهيدات والكيتونات تعطي كحولات



ثانيا / اماهة الالكينات

أي تفاعل الالكينات مع الماء في وسط حمضي



ثالثا/تميو هاليدات الالكيل بوجود قاعدة مثل هيدروكسيد الصوديوم أو بالتحلل المائي لتعطي كحولا حسب نوع الهاليد

١ - هاليد الالكيل الأولي ← NaOH أو تحلل مائي كحول أولي

٢ - هاليد الالكيل الثانوي ← تحلل مائي أو مع هيدروكسيد الصوديوم كحول ثانوي

٣ - هاليد الالكيل الثالثي ← تحلل مائي أو مع هيدروكسيد الصوديوم كحول ثالثي

خواص الكحولات

- *تعتبر الكحولات أحماضا ضعيفة فهي اضعف من الماء
- *تمتاز الكحولات على أنها مواد امفوترية (متردده)
- *الايثين هو الكحول الوحيد الذي يعطي كحول أولي بالاماهه أما بقية الالكينات فتعطي كحولات ثانوية وثالثية (حسب قاعدة ماركونيكوف) لأنه الوحيد الذي يعد الكين مئاثل لا تنطبق عليه قاعدة ماركونيكوف .
- *عمليا يمكن التفرقة بين الكحول الأولي والثانوي والكحول الثالثي وذلك عن طريق استخدام برمنجنات البوتاسيوم المحمضة بحمض الكبريتيك حيث يزيل اللون البنفسجي مع الكحول الأولي والثانوي بينما يبقى اللون ثابت مع الكحول الثالثي
- *يستخدم **كاشف لوكاس** للتمييز بين الكحولات الأولية والثانوية والثالثية حيث تستجيب الكحولات الثالثية مباشرة يحدث عكارة ، أما الثانوي فأنها تستجيب ببطء بعد خمسة إلى عشر دقائق ، أما الأولية فأنها لا تستجيب إلا بالتسخين

كاشف لوكاس عبارة عن كلوريد الخارصين الصلب و حمض الهيدروكلوريد

درجة الغليان

- 1- تزداد درجة الغليان بزيادة مجموعة الهيدروكسيل وذلك لزيادة الروابط الهيدروجينية التي تحتاج إلى طاقة حرارية عالية لتكسيرها عند الغليان . وعلية ترتب درجة الغليان على النحو التالي كحول أحادي الهيدروكسيل > ثنائي الهيدروكسيل > ثلاثي الهيدروكسيل > متعدد الهيدروكسيل فمثلا / الايثانول > ايثلين جليكول > الجليسرول > السوربيتول
- 2- كذلك تزداد درجة الغليان بزيادة الكتل الجزيئية فمثلا / الميثانول > الايثانول > البروبانول > بيوتانولوهكذا

(خاصية الغليان تزداد بزيادة الكتلة الجزيئية دائما)

الذوبانية

الذوبانية عكس الغليان بمعنى من يذوب بسرعة أي (ذائبته أعلى) فان درجة غليانه اقل بمعنى أن الميثانول < الايثانول < البروبانول < البيوتانولوبالمثل للبقية

(خاصية الذوبان تقل بزيادة الكتل الجزيئية دائما)

بينما الذوبانية تزداد بزيادة مجموعة الهيدروكسيل لأنها تكون روابط هيدروجينية مع الماء أكثر بالتالي تزداد إذا السربتول < الجليسرول < جليكول الايثين < الايثانول أو الميثانول

مهم
درجة
الغليان
والذائبية

طريقة تحضيره

الطرق الصناعية : أشهر هذه الطرق هي طريقة التخمير

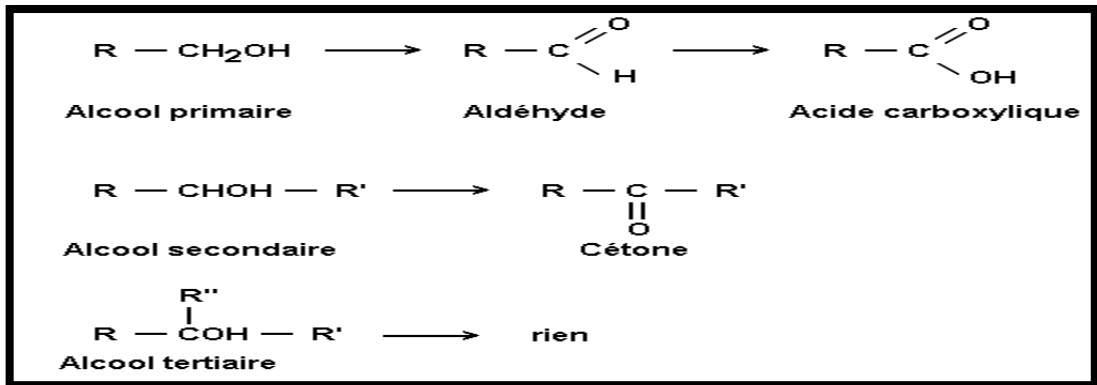
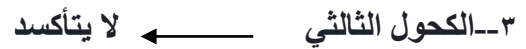
التخمير : تستخدم هذه الطريقة لتحويل سكر الغلوكوز إلى إيثانول بدرجة حرارة في وجود خميرة



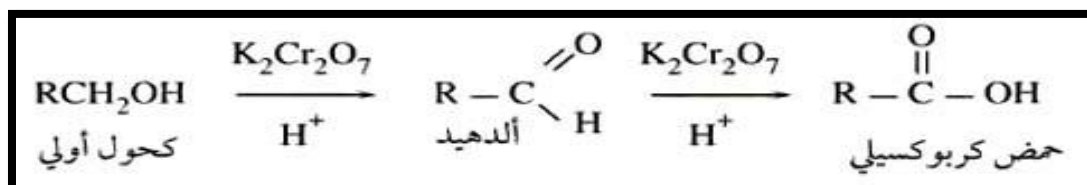
يحضر الإيثانول صناعيا من تخمر سكر الذرة

أشهر تفاعلاتها الأكسدة

تفاعلات الكحولات :



المثال التالي يوضح تحضير الالدهيدات بواسطة أكسدة الكحولات الأولية في وجود عامل مؤكسد قوي مثل دايكرومات أو برمنجات البوتاسيوم في وسط حمضي



٢- تتفاعل الكحولات مع الأحماض الكربوكسيلية لتكون الاسترات بوجود حمض الكبريتيك .

٣- تتفاعل الكحولات مع حمض الكبريتيك المركز الساخن لتكون الكين



ملاحظة

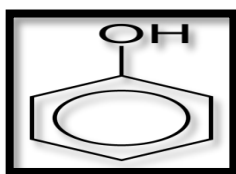
دائما حمض الكبريتيك الساخن ينزع الهيدروكسيل ليكون ماء ويكون رابطة ثنائية ويعمل على كسر الرابطة الثنائية في الاكينات بوجود الماء وحرارة عالية

مقارنة بين الفينولات و الكحولات

الكحولات	الفينولات	وجه المقارنة
مركبات إلفاتية متصلة بمجموعة الهيدروكسيل	مركبات اروماتية متصلة ب مجموعة الهيدروكسيل (أي متصله بحلقة بنزين)	تعريفها
R—OH	Ar—OH	صيغتها العامة
الرابطة بين (R—O) طويلة وضعيفة يسهل كسر أما الرابطة بين (O—H) فهي قوية ويصعب كسرها لذلك دائما تنفصل مع بعض	الرابطة بين (Ar—O) قوية وقصيرة يصعب كسرها أما بين (O—H) فهي طويلة وضعيفة لذلك فهي تميل إلى فقد البرتون دائم لسهولة كسر الرابطة بينهما	نوع الرابطة
أقل من الفينولات حمضيته ضئلة جدا جدا	أعلى حمضيه من الكحولات	حمضيتها
تعتبر حمضا لأنها تعطي بروتون حسب نظرية برونشتيد . لكنها ضئيلة الحمضية جدا جدا . وتعد قواعد لوجود الزوج الالكتروني على الاوكسجين (حسب نظرية لويس) لتكون مركبات الكوكسيد مثل ميثوكسيد ،ايتوكسيدحسب نوع الكحول بالتالي تعد الكحولات مواد امفوترية (متردة) (شق الألكيل طارد للالكترونات لذلك تسحبها ذرة الاوكسجين) R → O ← H	يعتبر حمضا (حسب نظرية برونشتيد) تعد الارايل(حلقة البنزين) مجموعة ساحبة للالكترونات فتسحب الالكترونات من ذرة الاوكسجين فتقصر الرابطة وتطول بين (O—H) لذلك تميل إلى فقد الهيدروجين لذلك Ar ← O — H	ميكانيكية الحمضيه
متعادل التأثير على ورقة عباد الشمس أي لا يؤثر	حمضي التأثير يحمر ورقة عباد الشمس	التأثير على ورقة عباد الشمس

يتفاعل مع الأحماض بسهولة فقد (OH) ولكن لا يتفاعل مع القواعد	لا يتفاعل مع الأحماض لأنه حمض ولا يستطيع فقد (OH) يتفاعل مع القواعد	سلوكها الحمضي والقاعدي
تتفاعل ليكون ملح ألكوكسيد الصوديوم تذوب في الماء	تتفاعل ليكون ملح فينوكسيد الصوديوم محدودة الذوبان في الماء	تفاعله مع الفلزات النشطة جدا مثل Na, k قابليتها للذوبان في الماء
لا يتكون لون بنفسجي	يتكون لون بنفسجي	التفاعل مع كلوريك الحديد الثلاثي
يتفاعل معه بسهولة بسهولة نزع OH وكسر الرابطة بين O—R	لا يتفاعل معه لصعوبة نزع OH لتكوين الماء	تفاعله مع HCL
تتفاعل لتكوين الاستر	لا يتفاعل	التفاعل مع حمض الخليك (كشف الاستر)
يتفاعل عدا الثالثي	لا يتفاعل	التفاعل مع برمنجانات البوتاسيوم المحمضة ب حمض الكبريتيك (كشف الاكسدة)
لا يتفاعل	تتفاعل	التفاعل مع هيدروكسيد الصوديوم
اقل من الفينولات	مرتفعة بسبب قدرتها على تكوين روابط هيدروجينية بين جزيئاتها	درجة غليانها
عالية	منخفضة وتزداد بزيادة مجموعة الهيدروكسيل على الحلقة	الذائبية

الفينولات

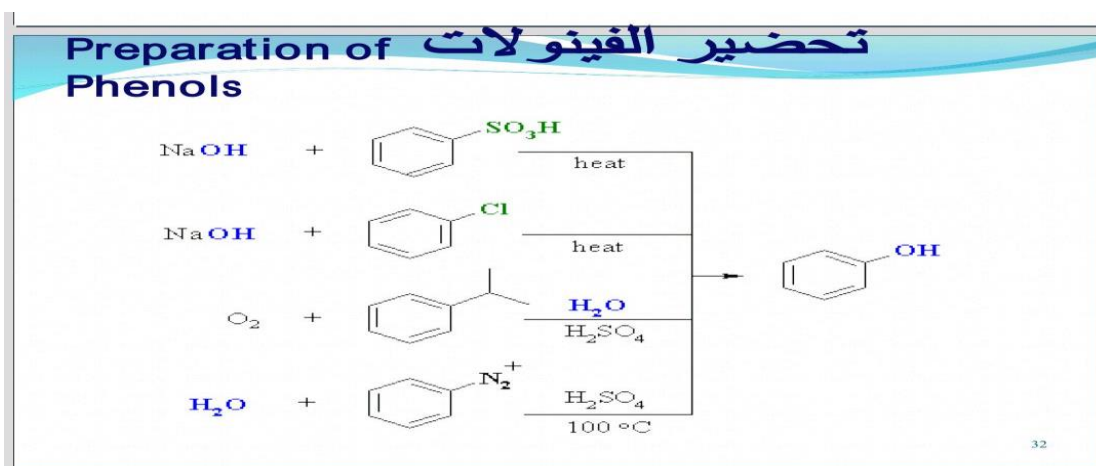


* الاسم النظامي لها الفينول تنسب مشتقاتها الى عائلة الفينولات.
 عدا اذا وجدت مجموعة بديلة كالد هيد وحمض كربوكسيلي فهنا يطلق على مجموعة (OH) ب (هيدروكسي فيسمى المركب المرتبط بمجموعة الالدهيد (هيدروكسي بنزالدهيد) ، والمركب الذي يرتبط بمجموعة الحمض الكربوكسيلي * هناك (COOH) هيدروكسي بنزويك اسد)
 اخر تسميات شائعة تسمى بها مشتقات الفينول كالكريزول
 * مسميات اخرى للفينول / حمض الكربوليك ، هيدروكسي البنزين ، فينيل الكحول

* تعتبر الفينولات مواد سامة واكله للجلد

* تصنف الفينولات على حسب عدد مجموعات الهيدروكسيل إلى:

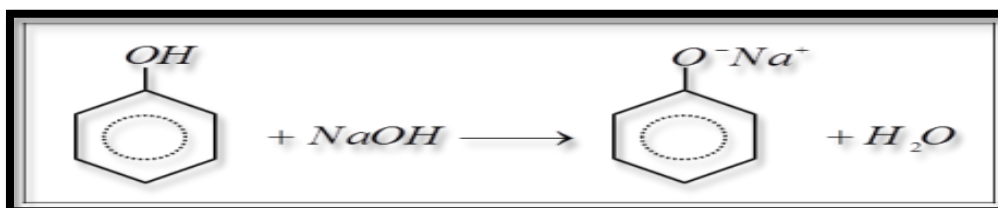
- 1- فينولات أحادية الهيدروكسيل : وهي فينولات تحتوي على مجموعة هيدروكسيل واحدة فقط
- 2- فينولات ثنائية الهيدروكسيل : وتحتوي جزيئاتها على مجموعتي هيدروكسيل
- 3- فينولات ثلاثية الهيدروكسيل
- 4- فينولات تتصل فيها مجموعة الهيدروكسيل بأشباه البنزين



تفاعلات الفينولات

١- تفاعلات كسر الرابطة بين (O—H)

* لتكوين الاملاح أما مع الصوديوم او مع هيدروكسيد الصوديوم لتكون أملاح فينوكسيد الصوديوم + ماء (ايون الفينوكسيد يعتبر قاعدة اضعف من ايون الهيدروكسيد لذلك لا يتفاعل مع الماء)

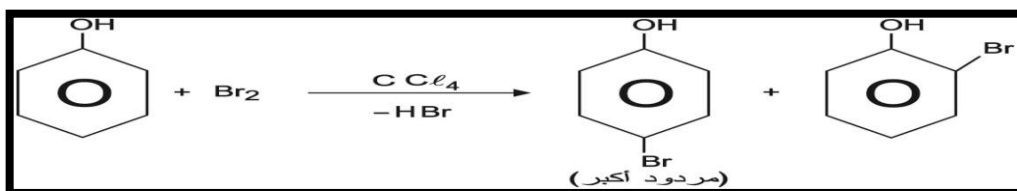


٢- تفاعل الاستبدال الاروماتي الالكتروفيلي

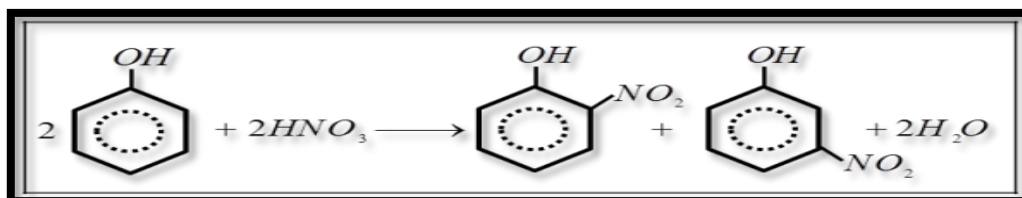
توجه مجموعة (OH) النشطة جدا التفاعل الى وضع اورثو وبارا أو كليهما معا ، لكن يجب التركيز على ظروف التفاعل

- **ففي الهلجنة** نركز على المذيب فإذا كان محلول مائي (فان الماء يعتبر مذيب عالي القطبية)، فهو يعطي على كلا الموضعين معا فيعطي (٦,٤,٢ ثلاثي هالو الفينول) أما إذا استخدم مذيب غير قطبي فإنه مرة يعطي وضع اورثو (اقل نسبة) ومرة وضع البارا (الأكثر نسبة) فهو لا يساعد على تأين الفينول إلى ايون الفينوكسيد مما يجعل الحلقة اقل فاعلية تجاه الاستبدال الالكتروفيلي .

- **أما في النيترة أو السلفنة** فهنا دور تركيز الحمض ودرجة الحرارة يلعب دورا في توجيه التفاعل فإذا استخدم حمض مركز (Conc) يتم الاستبدال على وضع الاورثو وبارا معا. لكن مع المخفف (dil) يتم التفاعل مره على الاورثو منفردا (ناتج رئيسي أي بنسبة أعلى) ومرة على الوضع بارا منفردا (الأقل نسبة) .
/ الهلجنة

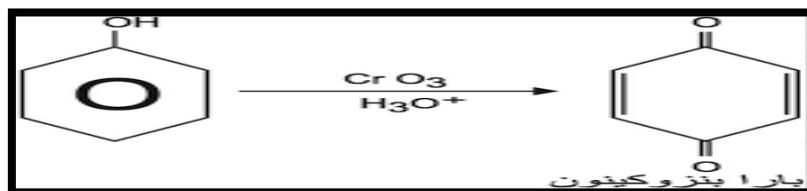


ب/ النترتة



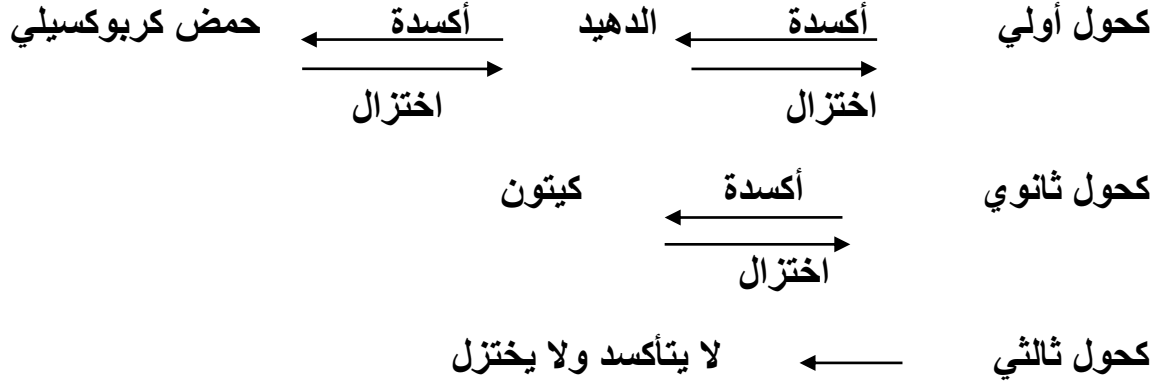
٣- تفاعلات الأكسدة

- يتأكسد الفينول بسهولة إذا تعرض للهواء بعض الوقت (أكسدة ذاتية) مكونا الكوينون الملون .



مهم فهم هذا المخطط كل سنة
يجيبوا بأكسدة ياختزال

ملخص جدا مهم



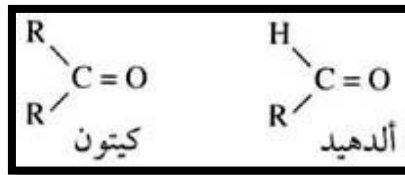
. ملاحظة

الأكسدة أما نزع هيدروجين أو إضافة أوكسجين

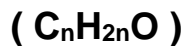
فلاحظ أول خطوة في أكسده الكحول الأولي تم نزع (٢ هيدروجين) ثم بالخطوة الثانية تم إضافة الأوكسجين والعكس بالاختزال . وبالمثل في الكحول الثانوي

الدهيدات و الكيتونات

تعريفها : هي مركبات عضوية تحتوي على مجموعة الكربونيل



الصيغة العامة :



المجموعة الوظيفية:



- أبسط الألدهيدات (ميثانال أسمة الشائع فورمالدهيد (CH_2O))
- وكذلك يعرف الإيثانال بالاسم الشائع أسيتالدهيد
- أبسط الكيتونات (بروبانون اسمه الشائع أسيتون ($\text{CH}_3)_2\text{CO}$))

التركيب الهندسي لمجموعة الكربونيل:

يشابه تركيب مجموعة الكربونيل ما هو موجود في الرابطة الثنائية في الألكينات حيث يكون التهجين في ذرة الكربون لمجموعة الكربونيل من النوع SP_2 حيث يوجد ثلاث روابط من النوع سيجما متصلة بثلاث عناصر أخرى مكونة في مجموعها تركيباً هندسياً على هيئة مثلث تبلغ الزوايا بين كل رابطتين 120 ° وتتكون رابطة بأي بين ذرة كربون مجموعة الكربونيل والأكسجين نتيجة لتداخل مجالي P في كل من ذرة الكربون وذرة الأكسجين

الطرق العامة لتحضير الألدهيدات والكيتونات

١- أكسدة الأغوال

سبق التحدث عنها في الكحولات

٢- تفاعل الألكينات مع الماء

- (أ) تكون الأسيتالدهيد عن طريق تفاعل الأسيتيلين مع الماء في وجود حمض الكبريت وكبريتات الزنق كعامل مساعد
- (ب) تتكون الأسيتون عن طريق تفاعل البروبانين مع الماء في وجود حمض الكبريت وكبريتات الزنق كعامل مساعد

٣- اختزال كلوريدات الحموض الكربوكسيلية

- (أ) تكون الألدهيدات عن طريق اختزال كلوريدات الحموض الكربوكسيلية بواسطة الهيدروجين في وجود عامل مساعد مثل البلازميوم مع كبريتات الباريوم وتعرف هذه الطريقة باختزال روزنمند .

تحضير الألدهيدات في الصناعة

عن طريق الميثانول والإيثيلين لإنتاج الفورمالدهيد والأسيتالدهيد كما يلي

- (أ) من الميثانول _____ نفس معادلة الكحول الأولى
- (ب) من الإيثيلين _____ نفس معادلة الكحول الثانوي

الخواص الفيزيائية للألدهيدات والكي-tonونات

١- درجة غليان الألدهيدات والكي-tonونات أعلى من الإيثرات لأن درجة قطبية الرابطة في الألدهيدات والكي-tonونات أكبر من قطبية الرابطة في الإيثر

٢- درجة غليان الألدهيدات والكي-tonونات أقل من الأغوال لأن الأغوال أعلى قطبية وتكون روابط هيدروجينية بين جزيئاتها

٣- تذوب الألدهيدات والكي-tonونات في الماء بسبب اشتراكهما في الصفة القطبية وإمكانية تكوين روابط هيدروجينية مع الماء

٤- تقل الذائبية في الماء بارتفاع الكتلة الجزيئية بسبب ضعف الجزء الهيدروكربوني غير القطبي فيها

٥- ذائبية الألدهيدات والكي-tonونات في الماء أقل من الأغوال لأن قطبية الألدهيدات والكي-tonونات أقل من قطبية الأغوال

٦- الكي-tonونات أقل نشاطا من الالدهيدات

الخواص الكيميائية للألدهيدات والكي-tonونات

١- تفاعلات الإضافة

تستجيب الألدهيدات والكي-tonونات لتفاعلات الإضافة بسبب وجود رابطة مضاعفة في مجموعة الكربونيل تتكون من رابطتين إحداهما رابطة ضعيفة تسمى باي.

(أ) الأالدهيد

يختزل إلى الغول الأولي عن طريق إضافة جزئ الهيدروجين إلى الرابطة المضاعفة في الكربونيل
سبق التحدث عنها

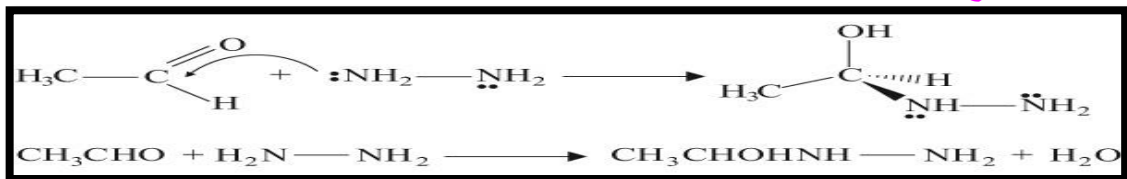
(ب) الكي-ton

يختزل إلى الغول الثانوي عن طريق إضافة جزئ الهيدروجين إلى الرابطة المضاعفة في الكربونيل

سبق التحدث عنها

٢- التفاعلات مع الهيدرازين ومشتقاته

(أ) التفاعل مع الهيدرازين

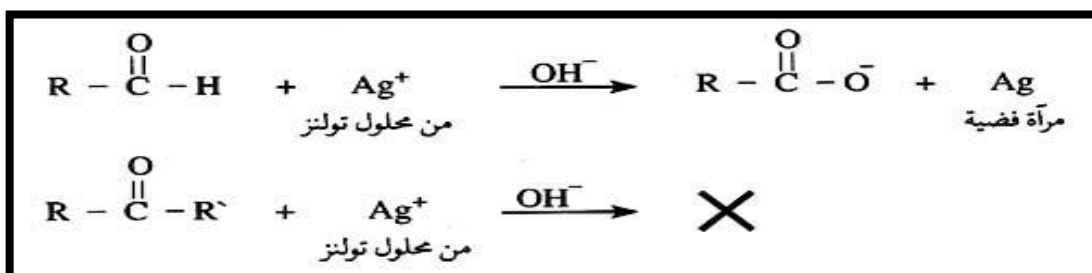


ملحوظة / تستخدم تفاعلات الألدهيدات والكي-tonونات مع الهيدرازين أو أحد مشتقاته للكشف عن مجموعة الكربونيل في الألدهيدات والكي-tonونات لتعطي رواسب صفراء برتقالية

التمييز بين الألدهيدات و الكيتونات

(أ) باستخدام محلول تولن (لا لون له)

يتفاعل محلول تولن القاعدية الذي يحتوي على أمينات الفضة $Ag(NH_3)_2^+$ مع الالدهيدات مكوناً مرآة فضية بينما لا يتفاعل مع الكيتونات لأن الألدهيدات تحتوي على ذرة هيدروجين متصلة بمجموعة الكربونيل بينما الكيتونات لا تحتوي على ذلك كما في المعادلات التالية



(ب) باستخدام محلول فهلنج (أزرق اللون)

يتفاعل محلول فهلنج الذي يحتوي على ترترات النحاس الثنائية مع الالدهيدات مكوناً راسب بني محمر من (Cu_2O) بينما لا يتفاعل مع الكيتونات لأن الألدهيدات تحتوي على ذرة هيدروجين متصلة بمجموعة الكربونيل بينما الكيتونات لا تحتوي على ذلك كما في المعادلات التالية



الايثرات

الإيثرات مركبات عضوية تتميز بوجود مجموعة الايثر وهي عبارة عن ذرة أكسجين تتوسط مجموعتي ألكيل أو أرايل ولها الصيغة العامة



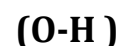
مثل ثنائي إيثيل إيثر الذي يستخدم كمذيب عضوي (CH₃-CH₂-O-CH₂-CH₃) وهو أشهرها . لكن أبسطها هو ثنائي ميثيل إيثر

جاء بقياس

الخواص الفيزيائية للإيثرات

القطبية

قطبية لأن السالبة الكهربائية للأكسجين أعلى من السالبة الكهربائية للكربون لذلك تتكون رابطة قطبية بين الأكسجين و الكربون وبذلك تعتبر الايثرات قطبية و الايثرات أقل قطبية من الكحولات نتيجة وجود



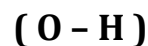
في الكحولات و أعلى من الهيدروكربونات لوجود الرابطة القطبية في الايثرات أما الهيدروكربونات فلا توجد روابط قطبية نتيجة تقارب السالبة الكهربائية

الرابطة الهيدروجينية

* لا توجد روابط هيدروجينية بين جزيئات الايثر لعدم وجود هيدروجين حمضي
* تكون روابط هيدروجينية مع الكحولات و الماء لوجود الهيدروجين الحمضي في الكحولات و الماء .

درجة الغليان

* أعلى من الهيدروكربونات لأن الايثرات قطبية أما الهيدروكربونات فلا تحتوي على روابط قطبية
أقل من الكحولات نتيجة وجود الرابطة بين



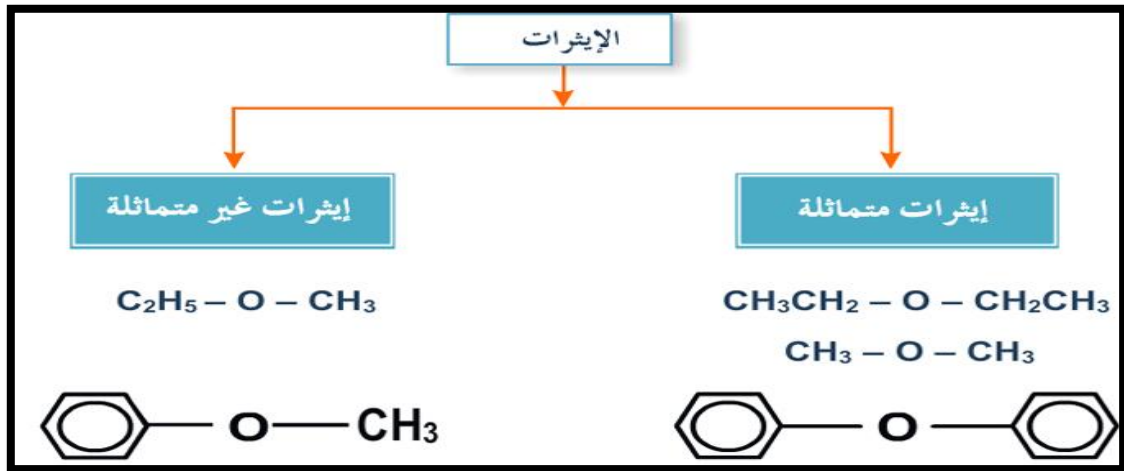
* وكذلك الروابط الهيدروجينية في الكحولات أما الايثرات فلا تكون روابط هيدروجينية
* كلما ازداد حجم الايثر زادت درجة الغليان

الذائبية

أقل من الكحولات لأن الكحولات أعلى قطبية وأعلى من الهيدروكربونات لأن الايثرات قطبية أما الهيدروكربونات غير قطبية

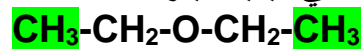
كذلك وجود رابطة هيدروجينية بين الايثرات والماء

تنقسم الايثرات الى :

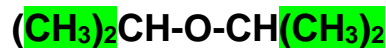


تصنيف الايثرات الى :

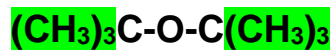
١- اذا ارتبطت ذرة الكربون المرتبطة بذرة الأوكسجين بذرة كربون أخرى واحدة اعتبر المركب **ايثرات** (Primary) **أحادية** مثل ثنائي ايثيل ايثر



٢- إذا ارتبطت بذرتي كربون سمي إيثر ثنائي مثل ثنائي أيزوبروبيل تسمى **ايثرات ثنائية** (secondary)



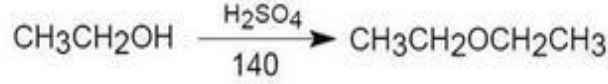
٣- أما عندما ترتبط ذرة الكربون بثلاث ذرات كربون أخرى تسمى **ايثرات ثلاثية** مثل: (Tertiary) ثنائي رباعي بيوتيل ايثر



٤- **الايثرات المتعددة** هي التي تحوي أكثر من مجموعة ايثرية وهي بذلك نوع من البوليمرات مثل بوليمر البولي ايثلين جليكول والبولي بروبيلين جليكول ويمكن اعتبارها بالايثرات التاجية .

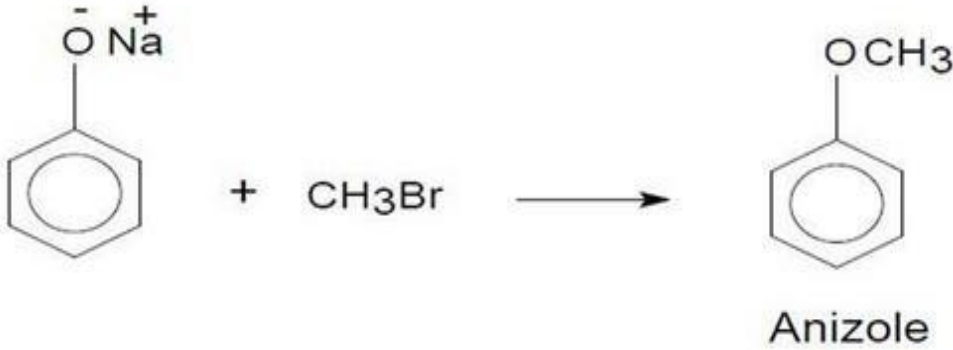
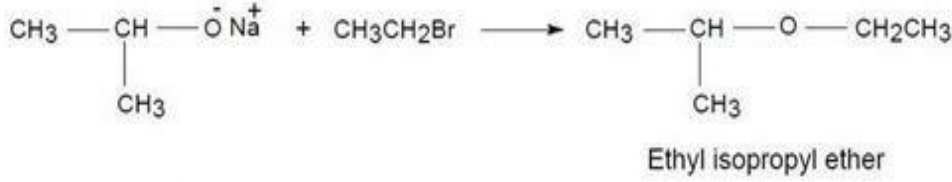
تحضير الإيثرات

1. انتزاع الماء من الكحولات: تتم هذه الطريقة عند معاملة الكحولات بحمض الكبريتيك المركز عند درجات حرارة عالية نسبياً. هذه الطريقة جيدة وتستخدم لتحضير الإيثرات المتماثلة غير المتفرعة.



2. تحضير وليمسون:

يتم وفقاً لهذه الطريقة تحضير الإيثرات المتماثلة وغير المتماثلة وذلك من معاملة الملح الصوديومي للكحولات (أيون الكوكسيد alkoxide ion)، أو الملح الصوديومي للفينولات (أيون الفينوكسيد phenoxide ion) بهاليد الألكيل عن طريق استبدال نيكلوفيلي.

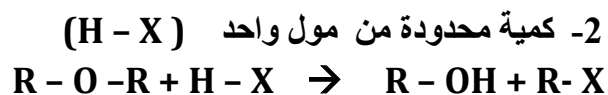


تفاعلات الايثرات قليلة

خاملة (غير نشطة كيميائياً) لأن الرابطة بين الكربون و الأكسجين قوية من نوع σ يصعب كسرها و بالتالي فإن تفاعلاتها قليلة و ليس هناك ما يدعو لتفاعلها مع العوامل المؤكسدة أو المختزلة كذلك عدم وجود هيدروجين حمضي يجعلها لا تتفاعل مع القواعد

تفاعلات الايثرات

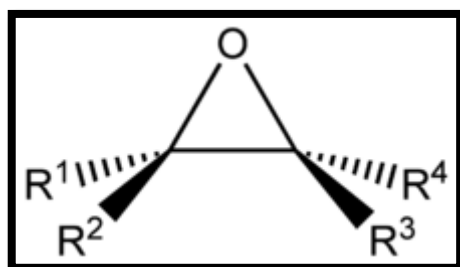
أ – التفاعل مع هاليدات الهيدروجين : الناتج يتوقف على كمية الهاليد



الايثرات الحلقية (الايبوكسيدات)

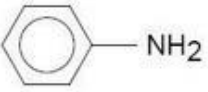
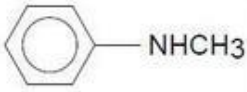
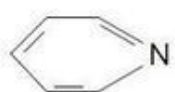
- الايبوكسيدات هي عبارة عن ايثرات ثلاثية الحلقية
- تفاعلها دائم يتم فيها كسر الحلقة
- تعتبر الحلقة ذات طاقة عالية لذلك الايبوكسيدات اكثر نشاطا من الايثرات

تمثل بهذا الشكل :



الأمينات

- هي عبارة عن مشتقات الامونيا فيها تستبدل ذرة هيدروجين او اكثر بمجموعة الكيلية (امينات اليقاتية) او ارايلية (امينات اروماتيه)
- هي مركبات عضوية قاعدية لاحتوائها على زوج الكتروني على ذرة N
- تنقسم الامينات الاليقاتية الى امين اولي وامين ثانوي وامين ثالثي حسب عدد مجموعة الاكيل المرتبطة بمجموعة الامين . (تسميتها بالجدول اعلى)
- الامينات العطرية (الحلقية) تسمى كمشتقات الانيلين

أمينات أولية 1°	أمينات ثانوية 2°	أمينات ثالثية 3°	التعريف
عندما ترتبط ذرة النتروجين بذرة كربون واحدة فقط.	عندما ترتبط ذرة النتروجين بذرتي كربون.	عندما ترتبط ذرة النتروجين بثلاث ذرات كربون.	
CH ₃ NH ₂ Methylamine	(CH ₃) ₂ NH Dimethylamine	(C ₂ H ₅) ₃ N Triethylamine	مثال أليفاتي
 Aniline	 N-Methyl aniline	 Pyridine	مثال أروماتي

خصائص التركيب في الأمينات

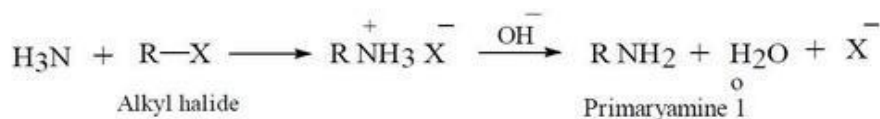
- 1-تحتوي جزيئاتها على عناصر الكربون والهيدروجين والنيتروجين.
- 2-جميع الروابط بين الذرات أحادية قوية من نوع سيجما.
- 3- جزيئات الأمينات قطبية لارتفاع السالبية الكهربية للنيتروجين عن الهيدروجين والكربون إلا أن قطبيتها أقل من الكحولات لأن السالبية الكهربية للأكسجين أعلى من النيتروجين.
- 4-تتكون روابط هيدروجينية بين جزيئات الأمينات (ما عدا الثالثية لأنها لا تحتوي على رابطة (N - H)
- 5-يوجد زوج إلكتروني فريد على ذرة النيتروجين لذلك تعتبر الأمينات قواعد (نظرية لويس) كما أنها تستقبل بروتون (لاوري وبرونشتد)

تحضير الأمينات بعدة طرق منها:

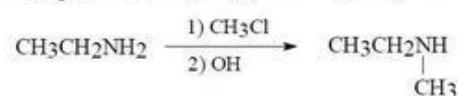
أولاً: التحضير بواسطة تفاعلات الاستبدال النيكلوفيلي ومثال على ذلك تفاعل الهاليدات العضوية مع

الأمونيا أو الأمين:

أ- تفاعل هاليد الألكيل مع الأمونيا ليعطي أمين أولي:



ب- تفاعل هاليد الألكيل مع الأمين الأولي ليعطي أمين ثانوي:



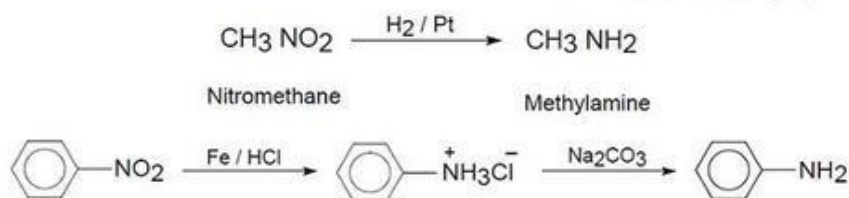
أمين أولي
(1)

أمين ثانوي
(2)

ج- وكذلك الثالثي يحضر من الأمين الثانوي مع هاليد الألكيل .

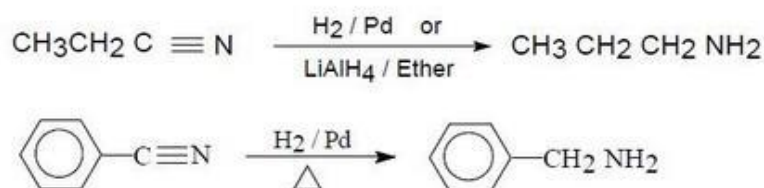
ثانياً - التحضير بواسطة الاختزال:

أ. اختزال مركبات النيترو الأليفاتية والأروماتية. يتم تحضير الأمينات أيضاً باختزال مركبات النيترو الأليفاتية والأروماتية باستخدام العامل المختزل ليشيوم الومنيوم هيدريد LiAlH_4 في وسط إيثر أو استخدام الهيدروجين بوجود عامل مساعد.

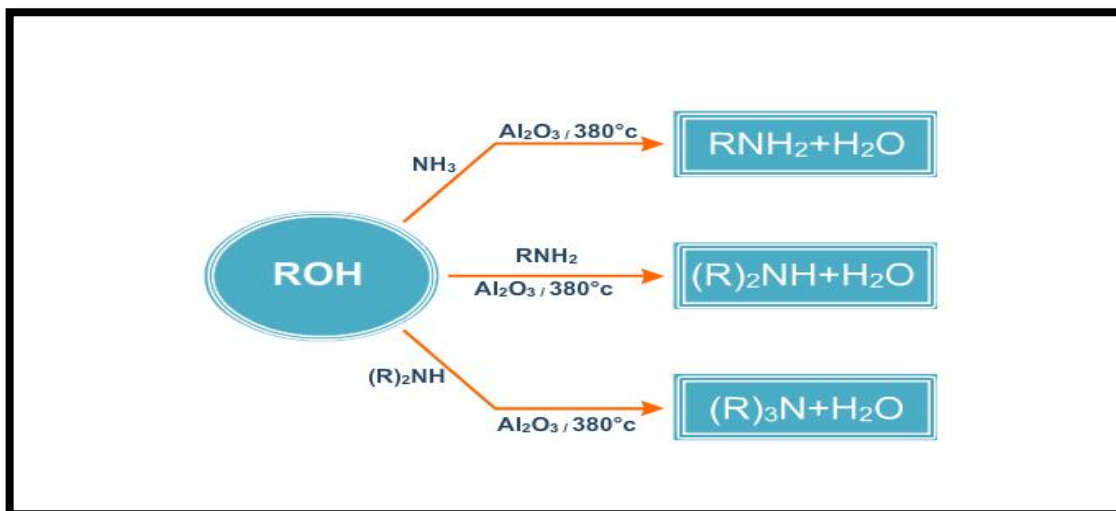


ب. اختزال المركبات النيتريالية الأروماتية والأليفاتية.

تختزل مركبات النيتريل بواسطة الهيدروجين وبوجود عامل مساعد كالتنكيل، ويمكن اختزاله كذلك بواسطة LiAlH_4 في الإيثر بواسطة الصوديوم مع الإيثانول حيث ينطلق الهيدروجين الفعال ويهدرج مجموعة النيتريل.

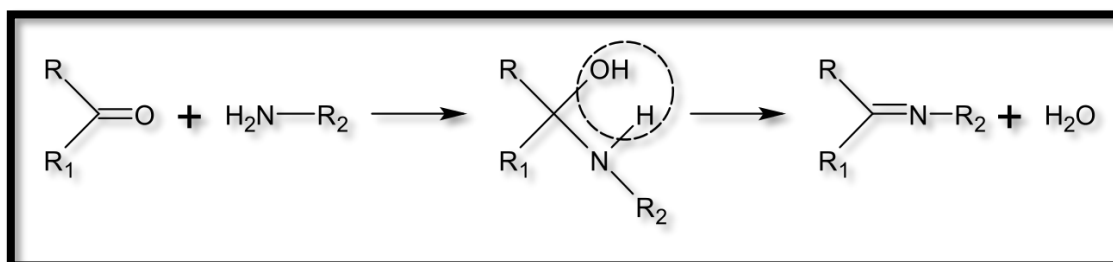


ثالثا / تفاعل الامونيا مع الكحولات



رابعا / اختزال الاميدات ، وكذلك اختزال الايمينات والاكسيمات

تسمى الايمينات بقواعد شيف (وهي عبارة عن ارتباط ذرة النيتروجين بذرة الكيل او اريل وليس ذرة هيدروجين) ويتم بهذا الشكل



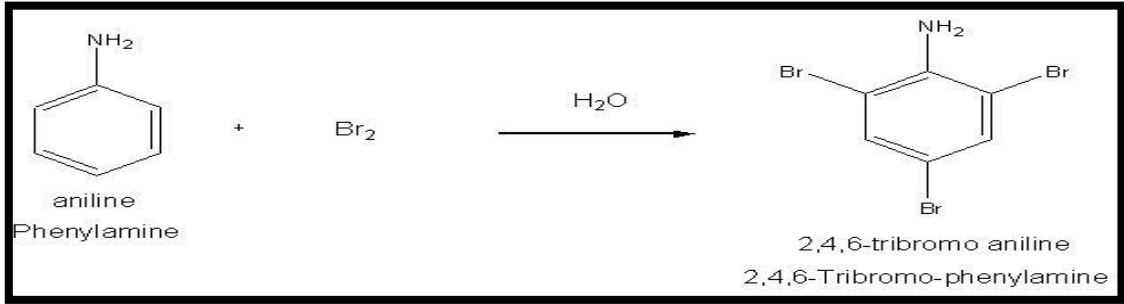
مهم
جات
بقياس

خامسا / طريقة جبريل (الكلة غير مباشرة) <===> لتحضر أمين أولي وذلك بمعاملة هاليد الالكيل بملح فثاليميد البوتاسيوم ومن ثم معاملة الناتج بقاعدة أو بحمض .

سادسا/ تكسير او خسف هوفمان

يتم فيه تحويل الاميدات الى امينات وذلك بنزع مجموعة الكربونيل باستعمال موكسد قوي

تفاعلات الانيلين / مجموعة الانيلين توجه التفاعل نحو الاورثو و البارافقط



الخواص الفيزيائية

تعلم وجود خاصية تجميعية في كل من الكحولات والأحماض الكربوكسيلية بسبب وجود الروابط الهيدروجينية بين جزيئاتها، وهذه الخاصية توجد أيضاً في الأمينات.

الروابط الهيدروجينية في الأمينات

ونظراً إلى أن السالبية الكهربائية للنيتروجين أقل منها للأكسجين، لذلك تكون قوة الرابطة الهيدروجينية في الأمينات أضعف منها في كل من الكحولات والأحماض، ويترتب على ذلك :

- 1- انخفاض درجة غليان الأمينات الأولية مثل ميثيل أمين عن درجة غليان الكحولات والأحماض المقابلة لها مثل الميثانول والميثانويك، فمثلاً ميثيل أمين غاز بينما الميثانول والميثانويك سوائل.
- 2- قابلية ذوبان الأمينات الأولية في الماء أقل منها لكل من الكحولات والأحماض المقابلة لها، حيث تكون قوة جذب أقطاب الماء لجزيئات الأمين أقل بسبب ضعف الخاصية القطبية للأمين.
- 3- الامينات ذات الكتل الجزيئية الصغيرة تذوب بالماء بسبب قدرتها على تكوين روابط هيدروجينية بينما تقل الذوبانية بزيادة كتلتها الجزيئية (أي زيادة عدد ذرات الكربون)
- 4- ورائحة الأمينات غير مقبولة، فهي تشبه رائحة السمك الفاسد،

جاء بقياس

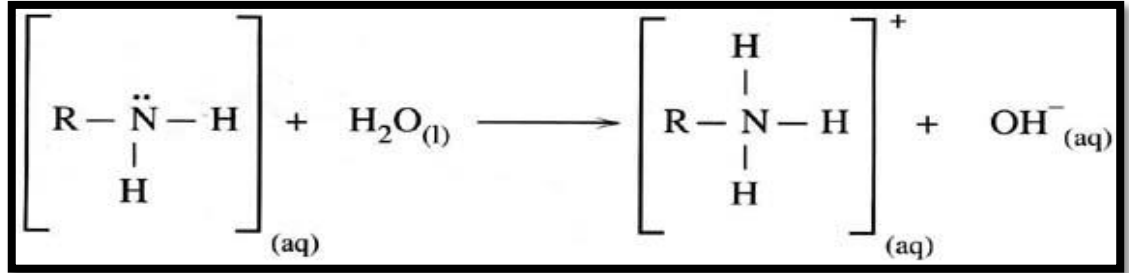
وهي المسؤولة عن الرائحة الكريهة المنبعثة من تحلل الجثث.

٥- بعض الأمينات الأروماتية سامة، وتتكون مثل هذه الأمينات في اللحم والسمك الفاسدين، ولذا فإن تناول الإنسان لهما يشكل خطورة على صحته.

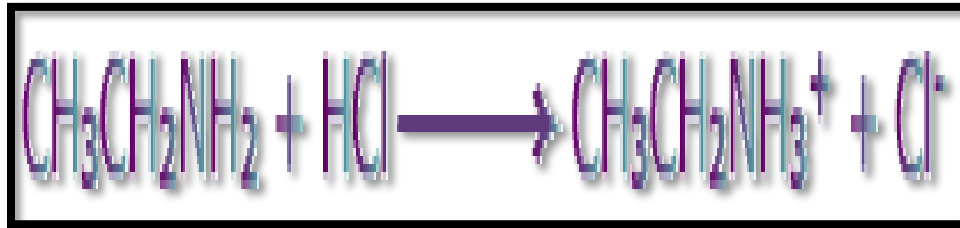
الخواص الكيميائية

إن وجود زوج إلكترون حُر على ذرة النيتروجين يجعل الأمينات قواعد، وبالتالي فمحاليلها المائية تغير لون ورقة تباع الشمس إلى اللون الأزرق.

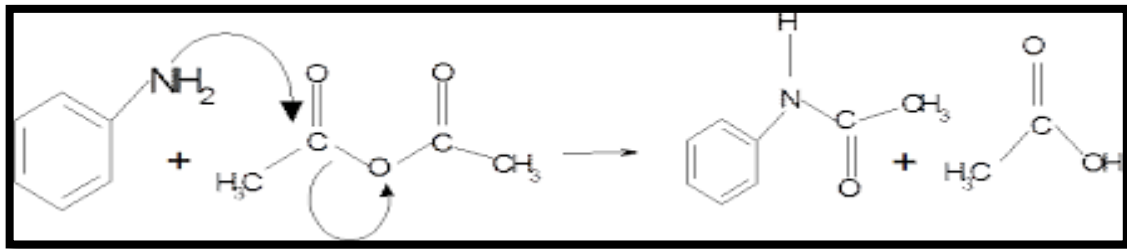
1- تفاعل الأمين مع الماء:



3- تتفاعل الأمينات مع الأحماض وتكون أملاح الأمونيوم:



كما تتفاعل الأمينات بالتسخين مع الحموض الكربوكسيلية أو الاسترات معطية الأميدات كما في المعادلة الآتية:



ملاحظات مهمة

وألاح الأمينات أكثر ذائبية في الماء من الأمينات نفسها، لذا فإن الأدوية التي تحتوي على مجموعة الأمين تحضر في صورة أملاح لتذوب في سوائل الجسم.

1- من الانيلين يتم تصنيع بعض العقاقير كعقاقير السلفا (السلفانيلاميد) وعقار البندول

الإستخدامات

تدخل الأمينات في صناعات متعددة مثل المبيدات الحشرية، والأدوية كالمسكنات، أما أشهر استخداماتها فهو صناعة الأصباغ مثل الصبغة البرتقالية التي تُحضر من الأنيلين.

قاعدية الامينات

الامينات مركبات قاعدية وذلك يعود لوجود الزوج الحر على ذرة النيتروجين ، الا ان قاعديتها ضعيفة مقارنة ب هيدروكسيد الصوديوم

الامينات الاروماتية اقل قاعدية من الامينات الالفاتية والسبب يعود الى دخول الزوج الحر الموجود على N في حالة اوضاع رنين مع الكترونات الرابطة باي في الحلقة ممن يقلل كثافته .

• اذا وجدت مجموعة ساحبة للالكترونات على الحلقة مثل (-NO) او الهاليد (X) او السلفونيك (-SO₃H) <==== فانها يقلل قاعديتها

• اما اذا وجدت مجموعة معطية للالكترونات مثل (-OCH₃) او (-NH₂) او (-R) <==== فان كثافة الزوج الحر سوف تزداد وبذلك تزداد قاعدية الامين الاروماتي .

• زيادة عدد المجموعات الالكيلية المرتبطة بذرة النيتروجين يزيد في قاعدية الأمين نتيجة للتأثير التحريضي الموجب لها وبذلك فان :
الأمين الالفاتي الثانوي اكبر قاعدية من الأمين الالفاتي الأولي، إلا أن قاعدية الأمين الثالثي اقل من الأمين الأولي والثانوي لان مجموعات الالكيل الثلاث تعيق من وصول البروتون بسهولة إلى الزوج الحر على ذرة النيتروجين .

مثال /

تم قياس ثابت القاعدية لبعض المركبات الامينية

(كلما كانت قيمة الثابت K كبيرة كلما كانت قاعدة الأمين قوية .)

والعكس في قانون قوة القاعدية

(فكلما كانت قيمة PK كبيرة كلما كانت قاعدة الأمين صغيرة)

طرق الكشف عنها

تفاعل هاينزبيرج (Hinsberg reaction) : هو عبارة عن اختبار كيميائي يستخدم للكشف عن **الأمينات** . ويعتبر اختبار ممتاز لتمييز **الأمينات** الأولية، الثانوية والثالثية. حيث يتكون ملح يذوب مع الأولية ولا يذوب مع الثانوية ولا يتفاعل مع الثالثية

الأحماض الكربوكسيلية

* الأحماض الكربوكسيلية مركبات عضوية تتميز بوجود مجموعة الكربوكسيل $-C(=O)OH$ وتكتب عادة $\{ CO_2H \text{ أو } -COOH \}$ * وتعتبر الأحماض الكربوكسيلية أحماضا حسب قاعدة لوري- برونستد إذ أنها تمنح بروتونات وتسمى أملاحها وأيوناتها السالبة بالكربوكسيلات .

* أبسط أنواع الأحماض الكربوكسيلية هي مجموعة الأحماض الألكانية وصيغتها العامة $R-COOH$ حيث ان R اما ذرة هيدروجين او مجموعة الكيل وقد يحوي الحمض على مجموعتي كربوكسيل او اكثر .

تسمية الأحماض الكربوكسيلية

أولا / التسمية بالنظام الدولي (IUPAC)

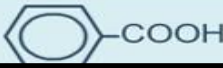
- 1- يتم اختيار أطول سلسلة كربونية شريطة أن تحوي مجموعة الكربوكسيل .
- 2- ترقم السلسلة الكربونية بدءا من مجموعة الكربوكسيل (COOH)
- 3- ترتب الفروع أبجديا وتسبقها أرقام ذرات الكربون المتفرعة منها في السلسلة الكربونية.
- 4- يكتب اسم المركب (حسب عدد ذرات الكربون في السلسلة الكربونية) وينتهي الاسم بالمقطع (يك)

ثانيا / التسمية الشائعة

يضاف إلى اسم المركب المقطع (يك) مثل

حمض الفورميك $HCOOH$ ، حمض الأستيك CH_3COOH

الجدول التالي يوضح بعض الأحماض الكربوكسيلية وتسميتها بالنظامين

م	الصيغة الكيميائية	مصدره	الاسم الشائع	الاسم حسب نظام الأيوباك
١	$H-COOH$	النمل الأحمر	حمض الفورميك	حمض ميثانويك
٢	CH_3-COOH	الخل	حمض الأستيك	حمض إيثانويك
٣	$CH_3 CH_2-COOH$			حمض بروبانويك
٤	$CH_3 CH_2-COOH$ CH_3			حمض ٢-ميثيل بروبانويك
٥	$CH_3CH_2CH_2-COOH$	الزبد	حمض البيوتريك	حمض بيوتانويك
٦	$CH_3 (CH_2)_{14}COOH$	زيت النخيل	حمض البالميك	حمض هكساديكانويك
٧			حمض البنزويك	حمض فينيل ميثانويك

أشهر الأحماض وأماكن تواجدها

مكان وجوده	الاسم الشائع للحمض
الخل	حمض الأسيتيك (الخليك)
النمل	حمض الفورميك
الحمضيات	حمض الستريك
الأسبرين	الأسبرين

* أما أملاح الأحماض الكربوكسيلية فيضاف لها المقطع (ات) مثل :



خواص الأحماض الكربوكسيلية

أولا الخواص الفيزيائية:

١- تعتبر الأحماض الكربوكسيلية مركبات قطبية وتكون فيما بينها روابط هيدروجينية وفي درجات الحرارة العالية في الحالة الغازية تتواجد الأحماض الكربوكسيلية على شكل أزواج ثنائية dimers .

٢- الأحماض الخفيفة (التي تحوي 1- 4 ذرة كربون) تذوب في الماء أما الأثقل من ذلك فهي أقل ذوبانية في الماء وذلك لارتفاع عدد ذرات الكربون وبالتالي زيادة طول السلسلة الهيدروكربونية (الجزء الكاره للماء) تميل إلى الذوبان في المذيبات غير القطبية أو الأقل قطبية من الماء مثل الكحولات والايثرات.

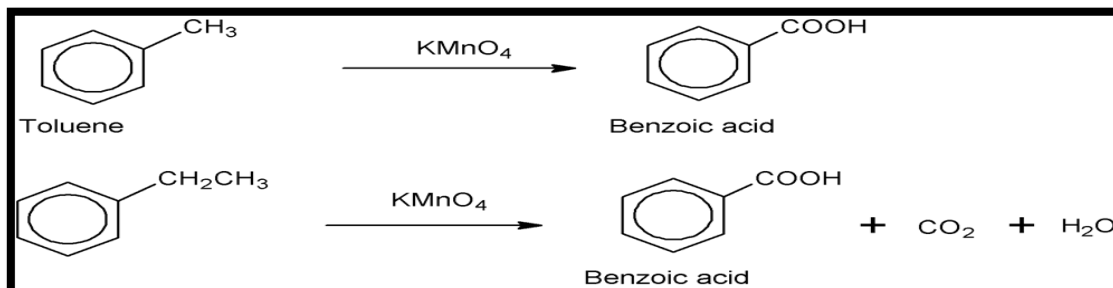
٣- تنتشر وتتنوع الأحماض الكربوكسيلية في الطبيعة وهي أحماض ضعيفة بشكل عام مما يعني أن تأينها في الماء تأين جزئي إلى كاتيونات H^+ و أنيونات RCOO^-

٤- الأحماض المحتوية على مجموعتا كربوكسيل أو أكثر تعتبر أكثر حمضية من الأحماض المحتوية على مجموعة واحد.

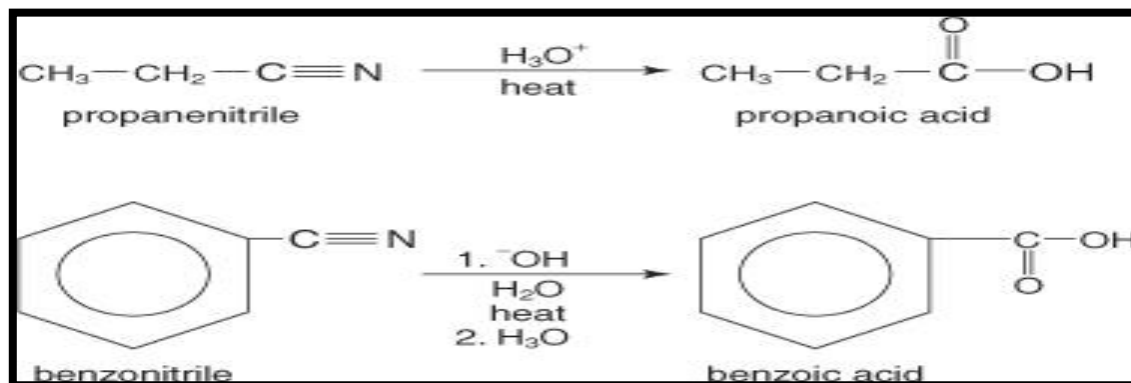
٥- تزداد قوة الحمض كلما قل ثبات الحمض يفسر ذلك تأثير الحثي

٢ / الأوكسدة الكسرية

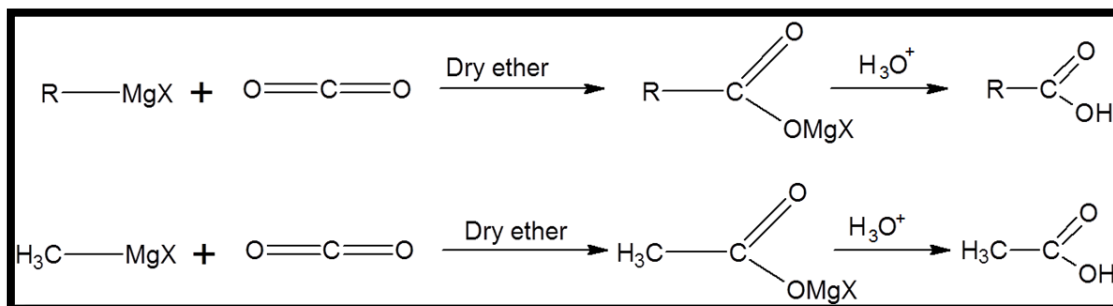
للألكينات باستخدام الأوزون أو برمنجنات البوتاسيوم خاصة إذا وجدت مجموعة ألكيل على حلقة بنزين فإنها تتأكسد كليا إلى حمض البنزويك وتستخدم هذه الطريقة في تحضير حمض البنزويك من التولوين



٣ / هدرلة النيتريلات والاسترات والأميدات hydrolysis في وجود حمض أو قاعدة حسب نوع وظروف التفاعل



٤ / مفاعلة مركب جرينارد مع ثاني أكسيد الكربون



تفاعلاتها

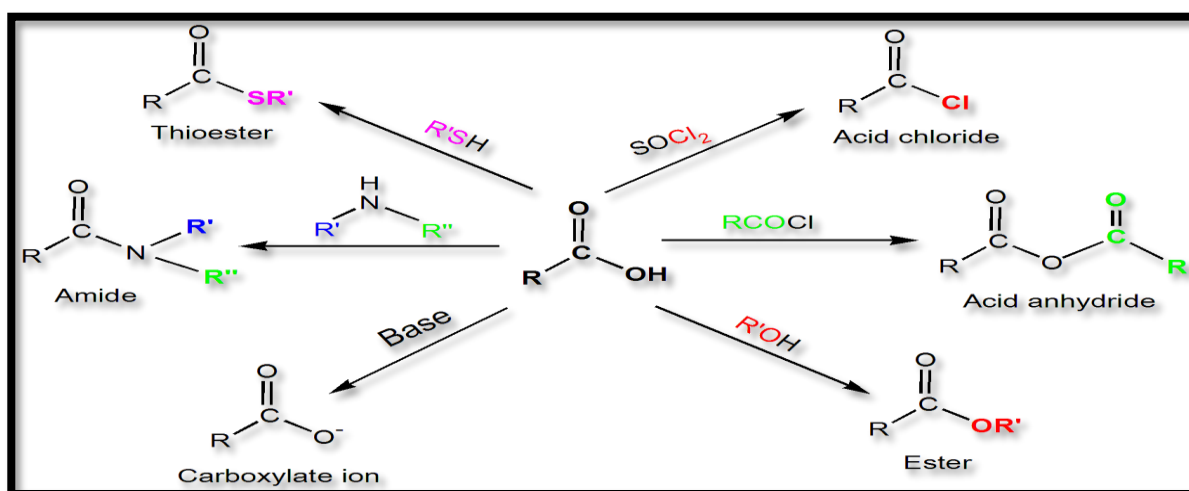
1) تتفاعل الأحماض الكربوكسيلية مع القواعد لتكوين أملاح الحمض بحيث يتم استبدال ذرة الهيدروجين المتواجدة على الرابطة (O-H) بمعدن، ويتصاعد غاز ثاني أكسيد الكربون .

مهم جدا جاء بقياس



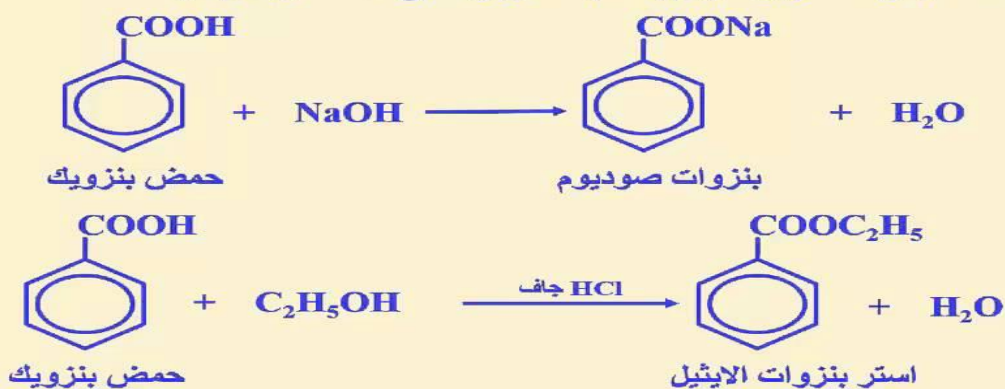
2) كما تتفاعل مع الكحولات والأمينات لتنتج الاسترات والاميدات

والبقية توضحه المعادلات التالية تحويل الحمض إلى مشتقات الحموض



الأحماض الأروماتية أقوى من الأحماض الأليفاتية وأقل ذوباناً في الماء وأقل تطايراً.

تفاعلات مجموعة الكربوكسيل بها تشبه الموجودة في الأحماض الأليفاتية



مشتقات الأحماض الكربوكسيلية

Acid derivative	Dealt with in Section(s)	Example
$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{—C—OR} \end{array}$ ester	13.5 and 14.2	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{CH}_3\text{—C—O—CH}_2\text{CH}_3 \end{array}$ ethyl ethanoate
$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{—C—Cl} \end{array}$ acyl chloride	13.5 and 14.2	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{CH}_3\text{—C—Cl} \end{array}$ ethanoyl chloride
$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{—C—NH}_2 \end{array}$ amide	13.8	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{CH}_3\text{—C—NH}_2 \end{array}$ ethanamide
$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{—C—O—} \\ \\ \text{—C—O—} \\ \parallel \\ \text{O} \end{array}$ acid anhydride	13.5 and 14.2	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{CH}_3\text{—C—O—} \\ \\ \text{CH}_3\text{—C—O—} \\ \parallel \\ \text{O} \end{array}$ ethanoic anhydride

أولا – الإسترات (R-C-O-)

تعريفها /

هي مركبات مشتقة من الأحماض الكربوكسيلية باستبدال H من الحمض بمجموعه الكيل ألكانات الألكيل . مثال

ميثانات الميثيل H-COO-CH_3

اثنانات الميثيل $\text{CH}_3\text{-COO-CH}_3$

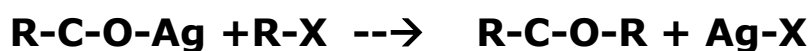
بروبانات الايثيل $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-COO-C}_2\text{H}_5$

اثنانات الايثيل $\text{CH}_3\text{-COO-C}_2\text{H}_5$

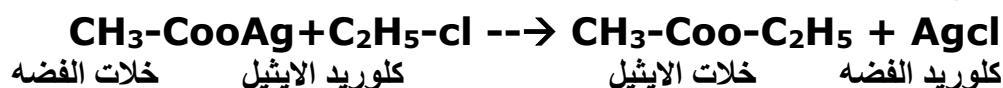
طرق تحضيرها:

١- حمض + كحول استر + ماء

٢- من تفاعل أملاح الفضة مع هاليدات الألكيل



مثال :



الخواص الفيزيائية للاسترات :

- ١- كلما زادت عدد ذرات الكربون في الاستر زادت درجة الغليان
- ٢- لا تمتزج بالماء
- ٣- الاسترات التي بها عدد قليل من ذرات الكربون متطايره

الخواص الكيميائية للاسترات

أ- التحلل المائي

١- في وجود حمض



٢- في وسط قاعدي

مثال



تسمى هذه المعادله بالتصبن (تحلل الاستر بالقلوي)

علل: الاحماض الكربوكسيلية التي بها عدد قليل من الذرات الكربون لها رائحة نفاذه ؟
وذلك لانها قابلة للتطاير

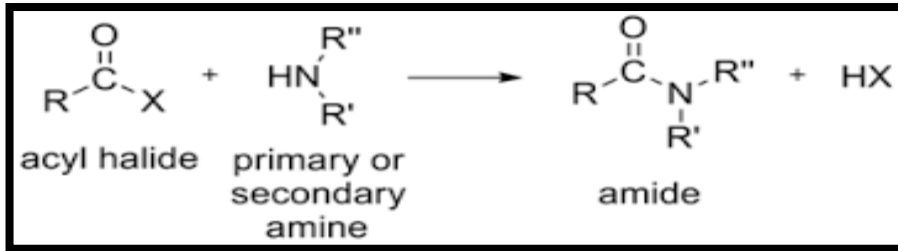
ملاحظة مهمة

الاسترات مركبات قطبية متطايرة ورائحتها عطرة .توجد أنواع كثيرة منها في العطور النكهات الطبيعية وفي الفواكه والإزهار.
فطعم الفراولة يعزى إلى هكسانوات الميثيل
وطعم الأناناس يعزى إلى بيوتانوات الايثيل
ويعزى مصدر الروائح الطبيعية الى خليط من الاسترات والالدهيدات والكحولات

ثانيا - الأميدات

- هي مركبات عضوية تحوي مجموعة الاميد وهي مجموعة الأمين ومجموعة الكربونيل .
- تعتبر الأميدات بنوعيتها الأليفاتية والأروماتية وبأصنافها المختلفة (الأولية والثانوية والثالثية) أقل مشتقات الأحماض الوظيفية فاعلية ويعود ذلك إلى أن المجموعة المغادرة في هذه الحالة هي أيون الأميد (R_2N) .
- ولأنه قاعدة قوية لحمض ضعيف جدا هو الأمين (R_2NH) فإنه يكون من الصعب مغادرته لذلك نجد أن الاستبدال النيكلوفيلي للأميدات لا يتم إلا في أوساط قاعدية أو حامضية وعند درجات حرارة عالية.
- الأميدات الأروماتية (الحلقية) أقل فاعلية من الأميدات الأليفاتية (خطية) المقابلة، ويرجع السبب لهذا الاختلاف إلى اقتران زوج الإلكترونات الرابط على ذرة النتروجين مع إلكترونات الرابطة بأي في مجموعة الكربونيل ويؤدي هذا الاقتران إلى عدم تمركز الإلكترونات ، ويقلل ذلك من الهجوم النيوكليوفيلي على ذرة الكربون الكربونيلية وبالتالي تقل الفاعلية وتكتسب الأميدات الحلقية المعروفة باسم اللاكتامات نفس تفاعلات الأميدات المفتوحة.

تكوينها /



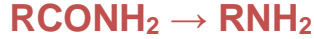
تفاعلها /

١- التميؤ

هو تحويل الأميدات إلى الأحماض والأمينات المقابلة .
(التميؤ الحامضي) يؤدي إلى تكوين الحامض الكربوكسيلى المقابل والأمين في صورة ملح أمونيوم.
أما (التميؤ القاعدي) فيؤدي إلى تكوين الأمين وملح الحامض الكربوكسيلى الذي يتحول إلى الحامض عند تحميض خليط التفاعل.

٢- تفاعل هوفمان، توزيع هوفمان

تفاعل لصناعة الأمينات الأولية من الأميدات باستخدام البروم أو الكلور و هيدروكسيد الصوديوم :



يعمل الهالوجين على استبدال ذرة الهيدروجين من مجموعة الامين حيث يتكون الأميد الهالوجيني و الذي يتفاعل مع القلوي لينتج أيسوسيانيد ، و هذا الأخير يتفكك إلى أمين و ثاني أكسيد الكربون . فالأمين يمتلك ذرة كربون أقل بذرة واحدة من الأمين الذي صنعت منه...

ملخص جدا مهم

١- الحمضية

(أي المحتوية على هيدروجين حمضي وهو عبارة عن الهيدروجين المتصلة بذرة لها سالبية عالية كالأوكسجين)

الأحماض الكربوكسيلية < الفينولات < الكحولات < الالدهيد والكي-tonات

٢- القطبية ودرجة الغليان

ترتيب المركبات العضوية من حيث درجة الغليان والقطبية

١- الأحماض العضوية

مركبات ذات قطبية عالية جداً لاحتوائها على مجموعة أو أكثر من مجموعات الكربوكسيل القطبية ، (كل مجموعة كربوكسيل تستطيع تكوين رابطتين هيدروجينيتين مع مجموعة كربوكسيل لجزيء مجاور

٢- الكحولات

مركبات ذات قطبية عالية لاحتوائها على مجموعة أو أكثر من الهيدروكسيل (—OH) القطبية ، (كل مجموعة هيدروكسيل تستطيع تكوين رابطة هيدروجينية واحدة مع مجموعة هيدروكسيل لجزيء مجاور.)

٣- الاسترات

4-الألدهيدات ثم الكيتونات

مركبات قطبية لارتباط ذرة الكربون بذرة الأكسجين ذات السالبية الكهربائية العالية تستطيع الألدهيدات تكوين روابط هيدروجينية لارتباط مجموعة الكربونيل فيها بذرة هيدروجين (فتكون : درجات غليان الألدهيدات أعلى من درجات غليان الكيتونات

5-الأمينات الأولية والثانوية

لأنها مركبات قطبية تحتوي على H مرتبط بـ N بخلاف الثالثة ، مما يُمكنها من عمل روابط هيدروجينية فيما بينها (النيتروجين أقل سالبية كهربائية من الأكسجين) لذا فهي تلي الألدهيدات والكيتونات من حيث الارتفاع في درجات الغليان.

6-الإثيرات

مركبات قطبية ضعيفة ، لذلك فهي تلي الأمينات الأولية والثانوية من حيث ارتفاع درجات غليانها.

7-الأمينات الثالثة

أقل قطبية من الإثيرات لأن قطبية الرابطة N — C أقل من قطبية الرابطة O — C

8-هاليد الألكيل قطبية لفرق السالبية الكهربائية للهالوجينات وتقل كلما نزلنا اسفل المجموعة

9-الهيدروكربونات الغير متفرعة (الالكانات ثم الالكينات ثم الالكينات) غير قطبية

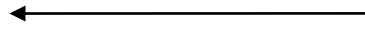
10-الهيدروكربونات المتفرعة (لان التفرع يقلل مساحة السطح) غير قطبية

ملاحظات جدا مهمة :

١- أي المركبات التالية أكثر حمضية ؟
حمض كربوكسيلي - كحول - فينول - حمض الهيدروكلوريك
الجواب / حمض الهيدروكلوريك < الحمض الكربوكسيلي < الفينول < الكحول

٢- أيهما أكثر قاعدية الأمين الأولي ، الثانوي،الثالثي ؟ ...فيكون كالتالي

أمين أولي - أمين ثانوي - أمين ثالثي



تزداد القاعدية

٣- أي المركبات حمضي وأيها قاعدي
كحول - أمين - هاليد الألكيل

الجواب / الحمضي فقط الكحول والبقية قواعد ، بينما الأمين اعلي قاعدية من هاليد الألكيل

٤- المجموعات التي تكون بين جزيئاتها روابط هيدروجينية

الأحماض العضوية - الفينولات - الأغوال - الأمينات ماعدا الأمين الثالثي

٥- ترتيب المركبات من حيث الذائبية ودرجة الغليان



خلاصة / مقارنة الخواص الفيزيائية والكيميائية للمركبات العضوية ومشتقاتها

نوع المركب	قوى الترابط	القطبية	الذوبان في الماء	درجات الانصهار والغليان
الالكانات والالكينات والالكينات	قوى فاندرفال	غير قطبية	لا تذوب في الماء لكن تذوب في المذيبات الغير قطبية مثل البنزين	لها درجات انصهار وغليان منخفضة
المركبات العطرية	قوى فاندرفال	غير قطبية	لا تذوب في الماء لكن تذوب في المذيبات الغير قطبية مثل الهكسان	منخفضة
الكحولات	روابط هيدروجينية	قطبية	تذوب (٣ ذرات كربون كحد أقصى)	مرتفعة
الفيتولات	روابط هيدروجينية	قطبية	تذوب	مرتفعة و أعلى من الكحولات
الايثرات	قوى ثنائية القطب	قطبية ضعيفة	شحيحة الذوبان (٣ ذرات كربون كحد أقصى)	لها درجات انصهار وغليان قليلة الارتفاع نسبيا مقارنة بالكحولات
الالهيدات و الكيتونات	قوى ثنائية القطب	قطبية ضعيفة ، اقل من الكحولات	شحيحة الذوبان (٣ ذرات كربون كحد أقصى)	لها درجات انصهار وغليان قليلة الارتفاع نسبيا مقارنة بالكحولات
الأحماض الكربوكسيلية	روابط هيدروجينية	قطبية	تذوب (٣ ذرات كربون كحد أقصى)	مرتفعة و أعلى من الكحولات
الاميدات	روابط هيدروجينية	قطبية	أكثر ذائبية من الأحماض الكربوكسيلية	مرتفعة و أعلى من الأحماض
الأمينات الأولية والثانوية	روابط هيدروجينية	قطبية	تذوب	مرتفعة
الأمينات الثلاثية	قوى ثنائية القطب	قطبية ضعيفة اضعف من الإيثرات	تذوب	منخفضة
هاليدات الالكيل	قوى ثنائية القطب	قطبية ضعيفة	شحيحة الذوبان في الماء وتقل كلما نزلنا أسفل المجموعة	منخفضة وتزداد كلما نزلنا أسفل المجموعة نتيجة زيادة الوزن الجزيئي

معلومات مهمة :

- ١- رائحة الازهار والفواكه يعزي الي وجود الاسترات
- ٢- الكلوروميثان يستعمل في صناعة المواد اللاصقة ويعرف تجاريا بالسيلكون الذي يستعمل لتثبيت الابواب والنوافذ
- ٣- رباعي فلورو بولي ايثين يوفر سطحاً غير لاصق في ادوات الخبز
- ٤- استعمل الهالوثان في الطب قديماً كمخدر اثناء اجراء العمليات الجراحية .
- ٥- استعمل الفورمالدهيد في الماضي لحفظ العينات البيولوجية الا انه تم تقييد استعماله مؤخراً لانه مسبب للسرطان .
- ٦- يعد كل من بنزالدهيد وساليسالدهيد من المركبات التي تعطي اللوز نكهة الطبيعية بينما يعطي السينامالدهيد رائحة القرفة ومذاقها .
- ٧- يعزي طعم الفرولة الي هكسانوات الميثيل (استر) وطعم الاناناس لمركب بيوتانوات الايثيل بينما الروائح الطبيعية تعزي الي خليطاً من الاسترات والالدهيدات والكحولات .
- ٨- اليوريا هو احد اشهر الاميدات ويعي ب كارباميد ويعرف ب ثنائي اميد حمض الكربونيك . ويوجد في نواتج هضم البروتينات في الثدييات
- ٩- يحضر الاسبرين من تفاعل تكثف بين حمض السلسيليك مع حمض الايثانويك .
- ١٠- يستعمل البولي ايثلين في تجهيزات ملاعب الاطفال لسهولة تشكله وقدرته علة تحمل الاستعمال المتكرر .

المعيار الثالث عشر والرابع عشر

المؤشرات	المعيار
<p>١. يوضح مكونات النفط وأهميته، وطبيعة كل مكون، وكيف تتم عملية تكرير النفط واستخداماته.</p> <p>٢. يشرح الكربوهيدرات وأنواعها وتركيبها الكيميائي وأهميتها الغذائية والصناعية، ويعطي أمثلة عليها.</p> <p>٣. يشرح التركيب الكيميائي للبروتينات والأحماض الأمينية وأنواعها وتركيبها الكيميائي وأهميتها الغذائية، ويعطي أمثلة عليها.</p> <p>٤. يشرح التركيب الكيميائي للزيوت والدهون، وكيفية تحضيرها وأنواعها وتركيبها الكيميائي، ويعطي أمثلة عليها.</p>	<p>المعيار: ٣ . ٧ . ١٣ : يعرف المعلم الكيمياء الحيوية والنفط.</p>
<p>١. يعرف مكونات الهواء وأسباب تلوثه وكيفية معالجته.</p> <p>٢. يبين أهمية طبقة الأوزون، ويتعرف على ظاهرة الاحتباس الحراري، والتلوث الإشعاعي، والكيمياء الخضراء.</p> <p>٣. يعرف كيمياء الماء وخواصه وأسباب تلوثه وكيفية معالجته.</p> <p>٤. يوضح دور الكيمياء في الصناعات الدوائية والغذائية وغيرها.</p> <p>٥. يعرف أهمية الكيمياء في التقنيات الحديثة، مثل: تقنية النانو والطاقة المتجددة وغيرها.</p>	<p>المعيار: ٣ . ٧ . ١٤ : يعرف المعلم كيمياء البيئة والحياة.</p>

١٣

١٤

الكيمياء الحيوية

الكيمياء الحيوية هي احد الفروع الهامة لعلم الكيمياء الذي يبحث في تكوين وتركيب المواد الكيميائية التي تتكون منها أجسام الكائنات الحية ، ومن الموضوعات الهامة التي يشملها هذا الفرع ما يجري من تحولات على الغذاء وما يصاحب ذلك من إنتاج للطاقة وكيفية الاستفادة منها في أداء الوظائف الحيوية

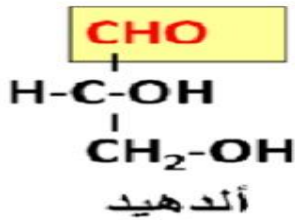
ومن هذه المواد :

- ١- الكربوهيدرات
- ٢- الليبيدات
- ٣- البروتينات

الكربوهيدرات

• تعريف الكربوهيدرات

- تتكون من كيتونات أو الدهايد
- متعددة لمجموعة الهيدروكسيل
- وصيغتها الكيميائية $(CH_2O)_n$



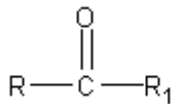
صور الكربوهيدرات : توجد على هيئة سكريات ، ونشويات ، وسكريات بسيطة ، وكربوهيدرات بسيطة ومعقدة ، ودايت كربوهيدرات

وظيفة الكربوهيدرات

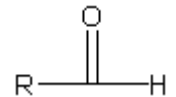
الوظيفة الأساسية للكربوهيدرات هو توفير الطاقة لجسم الكائن الحي خاصة الدماغ والجهاز العصبي. حيث يتم تحويل النشا والسكر إلى جلوكوز ومن ثم يتأكسد الجلوكوز ويتحول إلى طاقة

المجموعات الوظيفية التي تدخل في تركيب الكربوهيدرات

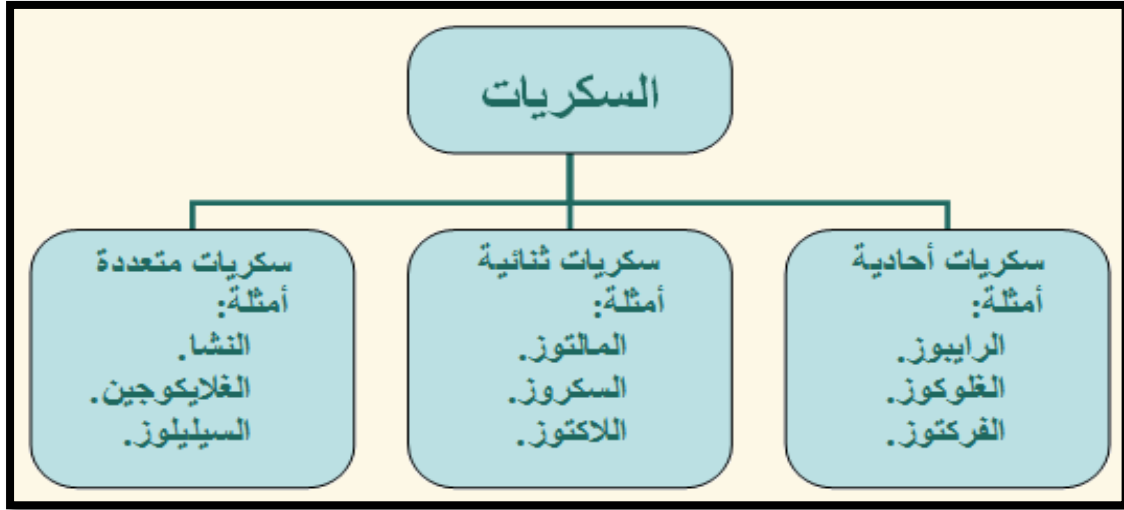
تعتبر الكربوهيدرات الديهيدات أي أنها تحتوي على مجموعة الديهيد



أو كيتونات عديدة الهيدروكسيل



* يمكن تقسيم الكربوهيدرات تبعاً لعدد جزيئات السكر إلى الأقسام التالية:



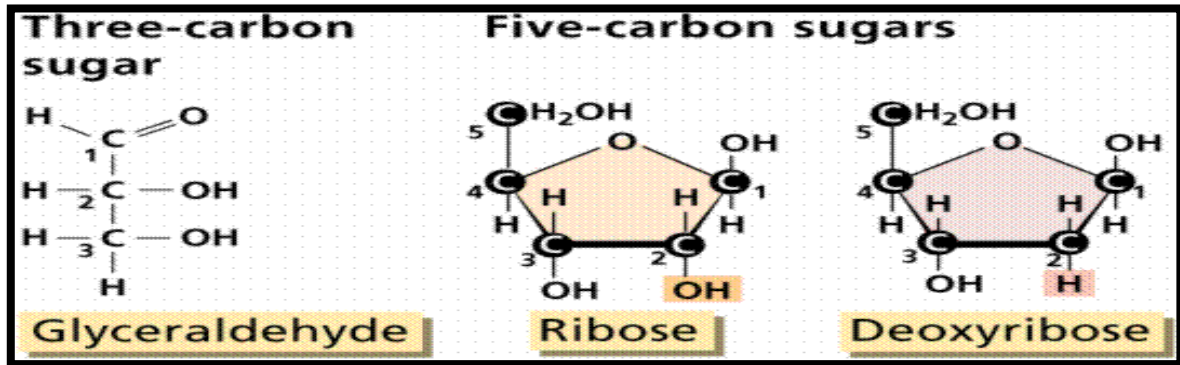
١- السكريات البسيطة (أحادية) :

وهي أبسط أنواع السكريات تتكون من جزيء واحد فقط ، وكل جزيء يحتوي على ٣ - ٧ ذرات كربون .

أمثلة :

- ١- جليسرالدهيد **سكر ثلاثي** وهو اصغر السكريات
- ٢- الجلوكوز و الفركتوز والجالاكتوز **سكر سداسي**
- ٣- الرايبوز و الزيلوز **سكر خماسي**

مهم معرفة
أنواع السكر



ملاحظات مهمة/

- * **الفركتوز** : هو أكثر أنواع السكريات والنشويات حلاوة من حيث الطعم
- * بينما **اللاكتوز**: هو أقل أنواع السكر حلاوة
- * **الجلوكوز والجالاكتوز** متشكّلين هندسيين (أي الاختلاف في موقع الهيدروكسيل)
- * بينما **الفركتوز** متشكّل بنائي **الجلوكوز**(أي الاختلاف في المجموعة الوظيفية)

التصنيف : تصنف السكريات الأحادية على أساس عدد ذرات الكربون ونوع المجموعة الوظيفية في أي منهما , (C₆H₁₂O₆) الجزيء. مثلا لدينا الجلوكوز والفركتوز لهما نفس الصيغة الجزيئية يحتويان على نفس عدد ذرات الكربون إلا أن المجموعة الوظيفية في الجلوكوز هي الالديهيد ، وفي الفركتوز هي الكيتون. أما بالنسبة للريبوز فإن الفرق يكون في عدد ذرات الكربون.

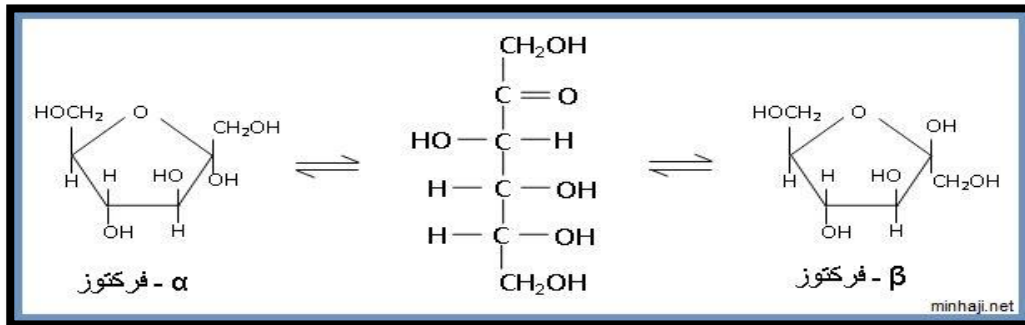
تقسم السكريات الأحادية وفقا لعدد ذرات الكربون الموجودة في الجزيء Molecular إلى:

السكريات الأحادية التي تحتوي على ثلاث ذرات كربون تسمى **TRIOSES** ترايوز والتي تحتوي على 4 ذرات كربون تسمى **TETROSES** تتروز والتي تحتوي على 5 ذرات كربون تسمى **PENTOSEs** بنتوز والتي تحتوي على 6 ذرات كربون تسمى **HEXOSEs** هكسوز

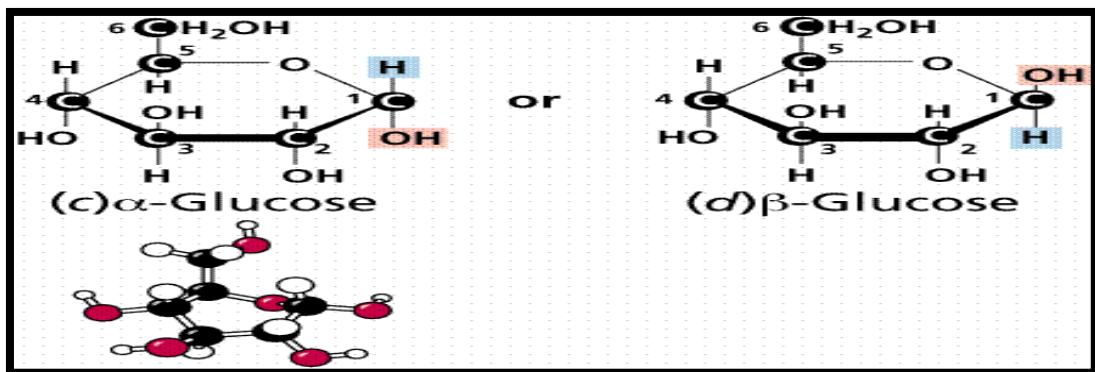
والتي تحتوي على 7 ذرات كربون تسمى **HEPTOSEs** وهكذا

أكثر السكريات انتشارا في الطبيعة .. هي السكريات السداسية HEXOSEs

- السكريات الأحادية التي تحتوي على عدد من ذرات الكربون يساوي خمس أو أكثر قد تكون على هيئة حلقات بالإضافة إلى الشكل الخطي كما هو موضح في الصور التالية:



- للجلوكوز طبيعتين في المحاليل المائية وهي ألفا وبيتا والاختلاف يكون بموقع الهيدوكسيل فقط . كما في الشكل التالي

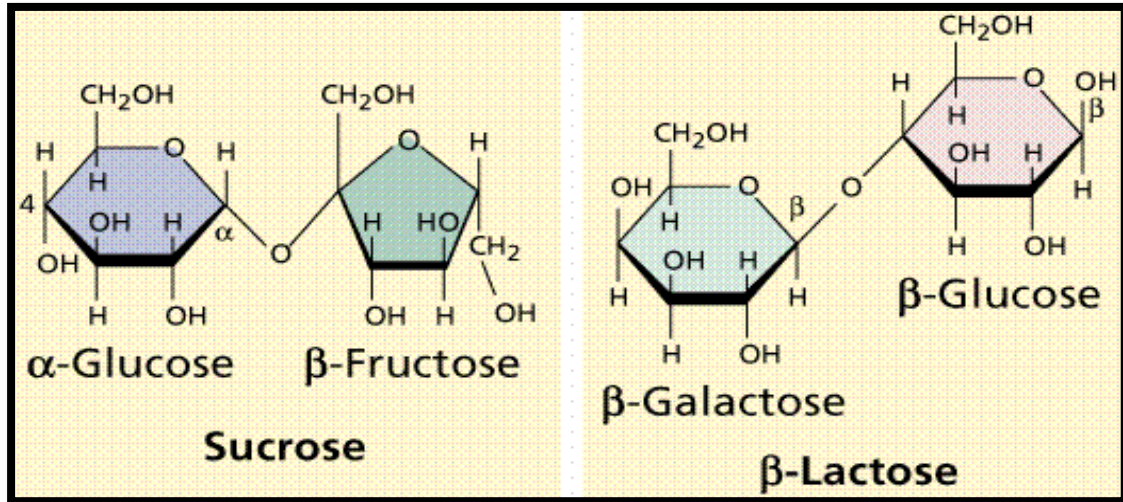
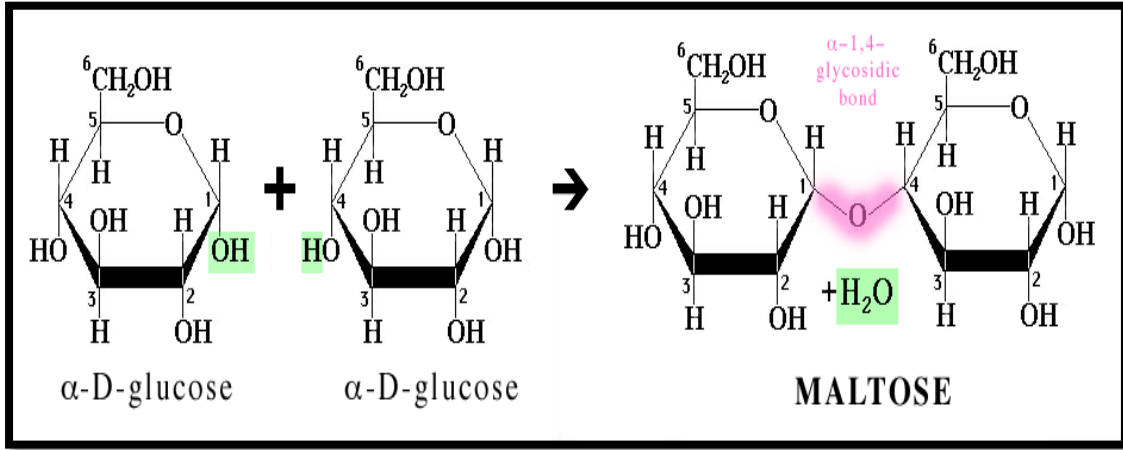


٢- السكريات الثنائية (قليلة التسكر) : تتكون من ارتباط جزئين من السكريات الأحادية برابطة كيميائية تساهمية . ويتحلل الجزيء الواحد فيها مانيا ليعطي جزئين من السكريات الأحادية . ويطلق على الرابطة الجديدة المتكونة ب الرابطة الايثرية

أمثلة :

- ١- السكروز: يتكون من جزئين (ألفا جلوكوز و بيتا فركتوز)
- ٢- اللاكتوز: يتكون من جزئين أيضا (جلوكوز و جلاكتوز)
- ٣- المالتوز: يتكون من جزئين (ألفا جلوكوز و ألفا جلوكوز)

* صور توضيحية لتكون السكريات الثنائية /



مسميات أخرى لأنواع السكريات وأماكن توажدها

اسم السكر	مسمى آخر له	مكان توأجه	نوعه
سكر الجلوكوز	سكر العنب أو سكر الدم	في الفاكهة وبكثرة في العنب	سكر أحادي (سداسي) الدهيدي مختزل
سكر الفركتوز	سكر الفاكهة	في الفواكه والعسل	سكر أحادي (سداسي) كتيوني مختزل
سكر السكروز	سكر المائدة أو سكر الطعام أو سكر القصب	في قصب السكر	سكر ثنائي غير مختزل
سكر المالتوز	سكر الشعير	يتحلل في الأمعاء بواسطة أنزيم المالتيز	سكر ثنائي الدهيدي مختزل
سكر الجالاکتوز	يسمى أيضا بسكر الحليب	لا يوجد في الطعام ولكن يمكن تصنيعه من سكر الحليب في الغدد المنتجة للحليب في جسم الإنسان	سكر أحادي (سداسي) الدهيدي مختزل
سكر اللاكتوز	سكر الحليب		سكر ثنائي مختزل
سكر المانوز		في زلال البيض	سكر أحادي (سداسي) الدهيدي مختزل
سكر الاينوسيتول	سكر العضلات	في العضلات وفي أنسجة الكبد والقلب	سكر أحادي

٣- **السكريات المعقدة** أو **المركبة** (كربوهيدرات عديدة التسكر) تتكون من اتحاد ثلاثة أو أكثر من السكريات البسيطة (الأحادية) وقد تتحد أكثر من (٣٠٠ - ٥٠٠) وحدة من السكريات البسيطة لتكوين السكريات المعقدة، وهذه السكريات لا تذوب في الماء مثل بقية أنواع السكريات. تعتبر بوليمرات من السكريات البسيطة تحتوي على ١٢ وحدة بنائية أساسية أو أكثر .

تنقسم السكريات المعقدة إلى قسمين رئيسيين هما:

١- **السكريات من أصل نباتي**

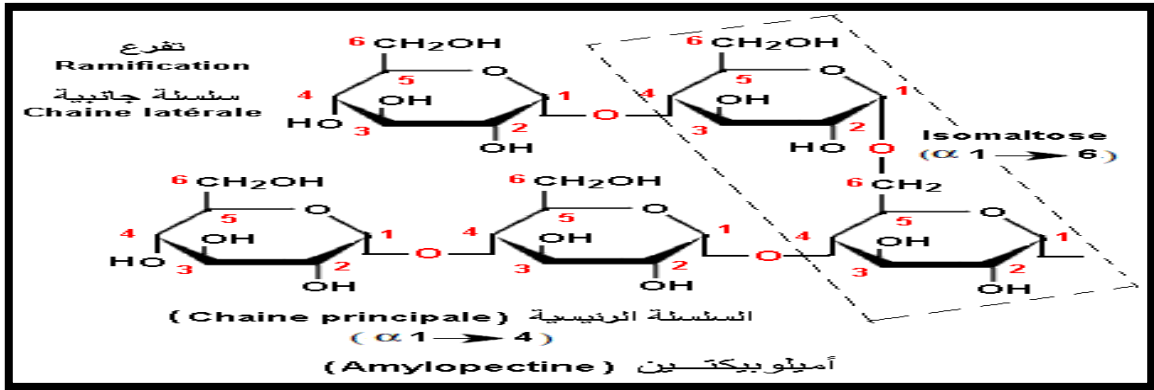
١- **النشا الطبيعي** : ويوجد في الأجزاء التي يتم هضمها من النباتات. وتوجد في الذرة والحبوب ومختلف مشتقات القمح والأرز والبطاطا والمعرونة وجذور النباتات وكذلك الخضار والفواكه.

- هو عبارة عن خليط من نوعين احدهما يسمى الاميلوز والآخر يسمى الاميلوبكتين

الفرق بين مكونات النشا الطبيعي

الاميلوبكتين	الاميلوز	وحدة المونيمر (التكوين)
الجلوكوز	الجلوكوز	نسبة تواجده
٨٠-٩٠%	١٠-٢٠%	أماكن تواجده
في جدار الخلية	في القسم الداخلي للخلية	ذوبانيته في الماء
غير قابل للذوبان في الماء	قابل للذوبان في الماء	نوع السلسلة
عبارة عن سلسلة متفرعة	سلسلة طويلة غير متفرعة	طريقة ارتباط السلسلة
بين كربونة ١ و كربونة ٤ أما الترابط بين السلسلة والتفرع يكون بين كربونة ١ في التفرع و كربونة ٦ في السلسلة	بين كربونة ١ و كربونة ٤	

صور توضيحية لترابط الاميلوبكتين



٢- السيليلوز: يعتبر من أهم المواد التي تدخل في تركيب جدر الخلايا النباتية . وهو المادة الأساسية المكونة لهيكل النباتات . وينتج السيليلوز من تكاثف عدد كبير جدا يقدر بالآلاف من جزيئات **الجلوكوز** عن طريق الارتباط بنفس الطريقة الواردة في الاميلوز. وهو عبارة عن سلسلة غير متفرعة قد تصل كتلتها إلى الملايين

ويكون السيليلوز الألياف التي تساعد في عملية الهضم في الإنسان

ملاحظة /

- ١- النشاء والسليولوز كلاهما بوليمرات عديدة التسكر إلا أنهما يختلفان في خواصهما ووظائفهما ، النشاء جزئ طري لا يذوب في الماء ويستعمل لتخزين الطاقة وله تركيب متفرع او غير متفرع
- ٢- أما السليولوز لا يذوب في الماء ويكون الجدران القاسية للخلية النباتية وله تركيب غير متفرع فقط يشبه السياج ذات السلاسل المتقاطعة .
- ٣- يستطيع الجسم أن يهضم النشا و الجلايكوجين بينما لا يستطيع هضم السليولوز بسبب اختلاف التراكيب

٢ - السكريات من أصل حيواني (النشا الحيواني):

الكائنات الحية، ومنها الإنسان، عندما يتناولون السكريات من أصل نباتي فإنها تقوم بخزن هذه المواد في العضلات والكبد **على شكل جليكوجين** الذي يتكون من مئات الوحدات من الجلوكوز.

الجليكوجين : يخزن في الكبد ويتحول الي **جلوكوز** بفعل هرمون الجلوكاجون في حالة نقص نسبة السكر في الدم ، يتألف من وحدات الجلوكوز تخزن الطاقة . له تركيب متفرع وغير متفرع أيضا مما يجعله سهل الهضم في الجسم .

الخواص الفيزيائية للكربوهيدرات أحادية التسكر

قطبية – تذوب في المذيبات القطبية كالماء – درجة غليانها عالية – معظمها مواد صلبة بيضاء وجميعها لها طعم حلو .

تفاعلات الكربوهيدرات أحادية التسكر

- ١- الاختزال / يتم اختزالها إلى الاغوال المطابقة بواسطة الهيدروجين .
- ٢- الأكسدة / تتأكسد بسهولة إلى حموض باستخدام محلول فهلنج و تولن

أهم الاختبارات أو الكواشف المستخدمة

١- اختبار سلفانوف

الغرض من الاختبار:

التمييز بين السكريات الأحادية الالدهيدية (الجلوكوز) والسكريات الأحادية الكيتونية (الفركتوز) أو على السكريات التي تعطي سكريات كيتونية بالتحلل المائي مثل السكروز.

أشهرها اختبار
بندكت

٢ - اختبار بندكت:

الغرض من الاختبار: تمييز بين السكريات المختزلة (الجلوكوز - الفركتوز - المالتوز - اللاكتوز - الريبوز) وغير المختزلة (السكروز).

٣- اختبار موليش

الغرض من الاختبار: التعرف على مادة كربوهيدراتية وتمييزها عن الليبيدات والبروتين. (اختبار عام لجميع الكربوهيدرات)، كما يمكن أن يعطي إيجابية مع البروتينات السكرية.

٤- اختبار بارفويد:

الغرض من الاختبار: التمييز بين سكر أحادي مختزل (الجلوكوز - الفركتوز - الأرابينوز) وسكر ثنائي مختزل (المالتوز - اللاكتوز). (الريبوز)

5- كاشف اليود:

الغرض من الاختبار:

التمييز بين السكريات العديدة (اللاسكريات) (النشا - الجليكوجين - الديكسترين - الأنيولين) والسكريات الأخرى (الأحادية والثنائية).

البروتينات

البروتينات عبارة عن بوليمرات عضوية أي جزيئات ضخمة تتركب من وحدات بنائية كبيرة تسمى الببتيدات ، و الببتيدات بدورها تتركب من وحدات بنائية صغيرة تسمى بالحموض الامينية .

الأحماض الأمينية (Amino Acid) : هي لبنات البناء الرئيسية لبناء البروتين و الببتيد . فالأحماض الأمينية هي مجموعة من المركبات العضوية متكونة من مجموعة أمين ($-NH_2$) مشتبكة مع مجموعة كربوكسيل الحمضية ($-COOH$)

- هناك اثنان وعشرون نوعاً من الأحماض الأمينية ذات الأهمية الكبيرة في التغذية

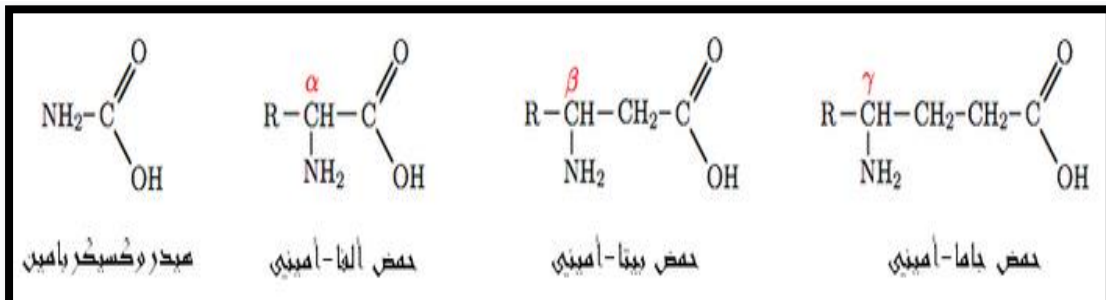
الصيغة العامة /



- تسمى **الحموض الأمينية الطبيعية** بالحموض ألفا امينية (α -Amino Acids) وذلك لأن جذري الأمين يقع في موضع ألفا بالنسبة لمجموعة الكربوكسيل الحمضية المجاورة .

البنية الكيميائية العامة :

يعتبر الحمض الأميني الأبسط من حيث التركيب فهو متكون من جذر أميني متصل هيدروكسي كرباميد مباشرة بكربون جذر الهيدروكسيل. وهذا المركب غير أحيائي. أما في بقية الأحماض الأمينية فتدخل ذرة أو أكثر من الكربون بين هذين الجذرين. ويحدد موقع الأمين في السلسلة الكربونية الفئة التي ينتمي إليها الحمض الأميني كما يلي:



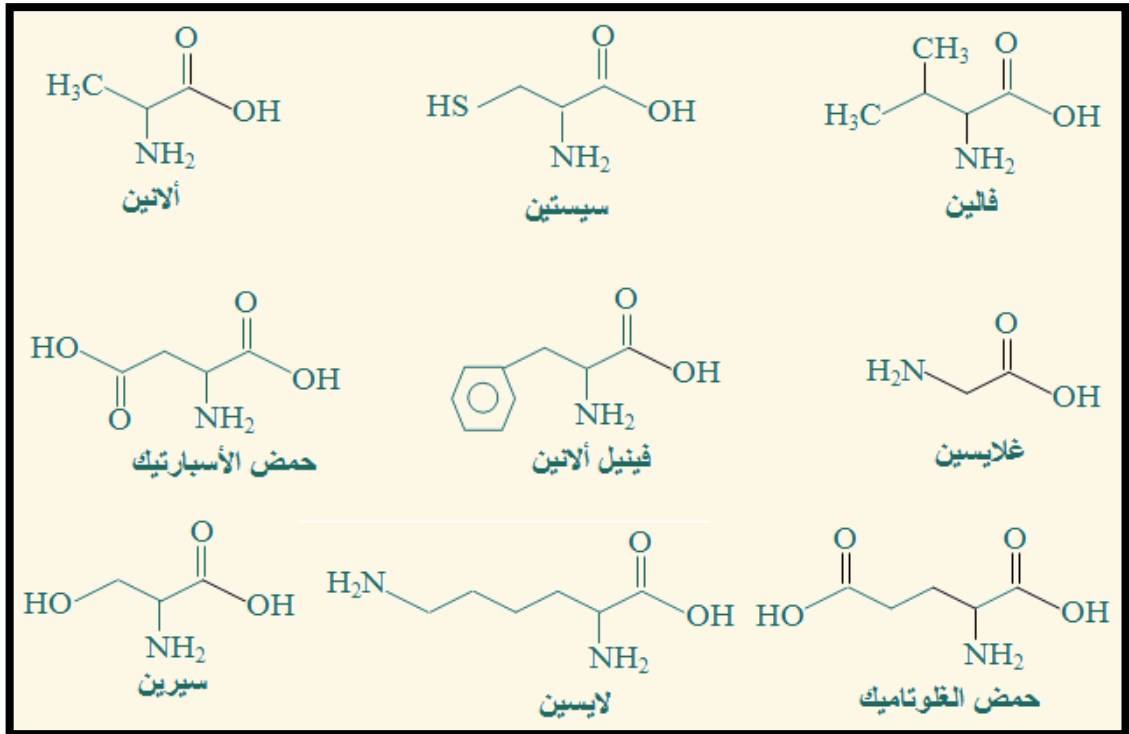
ملاحظة / الترقيم يبدأ من كربونه مجموعة الكربوكسيل بحيث يكون موقع ألفا في **C2**

بينما يكون موقع بيتا **C3** وفي ترقيم جاما تأخذ رقم **C4** .

• **تنقسم الأحماض إلى ثلاث أقسام /**

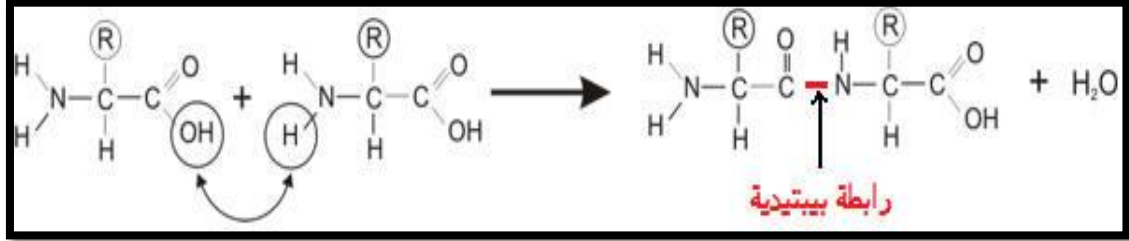
أحماض أمينية قاعدية	أحماض أمينية متعادلة	أحماض أمينية حمضية
الأحماض الأمينية التي فيها يكون عدد مجموعات الأmino أكثر من عدد مجموعات الكربوكسيل في الجزيء وتسلق في الخلول سلوكا قاعديا	الأحماض الأمينية التي فيها يكون عدد مجموعات الكربوكسيل مساويا لعدد مجموعات الأmino في الجزيء وتسلق في الخلول سلوكا مزددا	الأحماض الأمينية التي فيها يكون عدد مجموعات الكربوكسيل أكثر من عدد مجموعات الأmino في الجزيء وتسلق في الخلول سلوكا حمضيا
مثل الاليسين	مثل الجليسين	مثل الأسبارتيك
$\begin{array}{c} \text{NH}_2 \\ \\ \text{H}_2\text{N}(\text{CH}_2)_4\text{CHCOOH} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{NH}_2 \\ \\ \text{CH}_2\text{COOH} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{NH}_2 \\ \\ \text{HOOCCH}_2\text{CHCOOH} \end{array}$

أسماء بعض الأحماض الامينية /



• **تكوين الربط الببتيدي**

- يتفاعل الحمض الأميني (المجموعة الأمينية) مع حمض أميني آخر (المجموعة الكربوكسيلية) لتكوين مجموعة الاميد الوظيفية ، رابطة الاميد المتكونة تدعى باسم **الرابطة الببتيدية (Peptid bond)** **ويتحرر جزي ماء .**
يدعي هذا التفاعل : بالتفاعل الجاف أو تفاعل التكثيف .



- الجزء المتكونة من تفاعل حمضيين امينيين يدعى **ببتيد ثنائي** ، أما المتكون من تفاعل ثلاث أحماض امينية يدعى **ببتيد ثلاثي** وهكذا حتى يصل عدد الحموض الامينية المكونة للببتيد عشر او كثر فتسمى حينئذ **بالببتيدات العديدة** .
• وعندما يصل طول السلسلة نحو ٥٠ حمضا امنيا يطلق عليها اسم البروتين

امثلة على البروتينات :

- (الكولاجين) بروتين بنائي ، متواجد في الجلد والأوتار والأربطة والعظام
 - (أنسولين) هرمون ينظم سكر الدم
 - (الهيموجلوبين) بروتين كروي ناقل ، متواجد في الدم
 - (الانزيمات) بروتين حفاز
 - (الكيراتين) بروتين ليفي ، متواجد في شعر الإنسان
 - (ألبومين) بروتين بياض البيض
- تم تصنيع هرمونات في المختبر لاستعمالها كأدوية مثل هرمونات الانسولين وهرمونات الغدة الدرقية وهرمونات النمو

ملحوظة // إنزيم البابايين يتواجد في البابايا و الأناناس ، وهو العامل الفعال في بقاء اللحوم طرية

الدهون أو الليبيدات

الدهون

هي إسترات من بعض الأحماض الدهنية مع الجلسرين وتعرف باسم الجليسيريدات. هذه الأحماض قد تكون مشبعة أو غير مشبعة، ويغلب أن تتكون الدهون التي نأكلها من سلاسل من الكربون تحتوي على أربع ذرات منها أو على عشرين ذرة على الأكثر. وعادة ما تكون الجليسيريدات الناتجة من اتحاد أحماض دهنية غير مشبعة أو بها عدد قليل من ذرات الكربون، على هيئة زيوت في درجات الحرارة العالية. وبصفة عامة يغلب أن تكون الدهون الحيوانية مشبعة لذلك فهي أصعب في الهضم من الزيوت النباتية.

الليبيدات

- جزيئات حيوية كبيرة غير قطبية فهي بذلك لا تذوب في الماء ولكنها تذوب في المذيبات العضوية مثل الكلورفورم والبنزين والأيثير، ولذلك تسمى في بعض الأحيان بمستخلص الأثير .
Ether Extract
- تؤدي الليبيدات وظيفتين رئيسيتين في المخلوقات الحية فهي تخزن الطاقة بشكل فعال ، وتكون معظم تراكيب الأغشية الخلوية .
- **ليست بوليمرات ذات وحدات بناء أساسية متكررة كما الحال في الكربوهيدرات والبروتينات .**

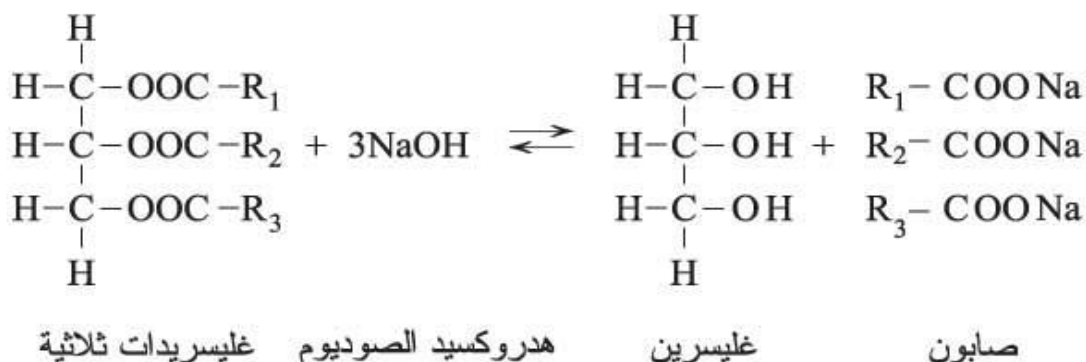
الأحماض الدهنية

- هي وحدة البناء المشتركة في الليبيدات ، وهي أحماض كربوكسيلية ذات سلاسل طويلة
- تحوي معظم الأحماض الدهنية الطبيعية ما بين ١٢ و ٢٤ ذرة كربون ، دائما تحوي عدد زوجي من ذرات الكربون
- وتعرف الأحماض الدهنية التي لا تحتوي على روابط ثنائية بالمشبعة ، في حين تسمى بغير مشبعة إذا احتوت رابطة ثنائية واحدة أو أكثر.
- الروابط الثنائية في الأحماض الدهنية الطبيعية الغير مشبعة جميعها في صور المتشكل سيس وهذا الوضع لا يجعل هذه الأحماض متراصة لذلك لا تتكون قوى تجاذب كثيرة بين جزيئاتها لذلك تكون درجة انصهارها اقل .

- يمكن أن تكون صلبة أو سائلة في درجة حرارة الغرفة ، فعندما تكون سائلة تسمى زيوتا ، وإذا كانت صلبة تسمى دهونا .

- يتمية الجليسيريد الثلاثي مع وجود محلول مائي لقاعدة قوية لتكوين الجليسيرول وأملاح الكربوكسيلات (الصابون) ويسمى بتفاعل التصبن .

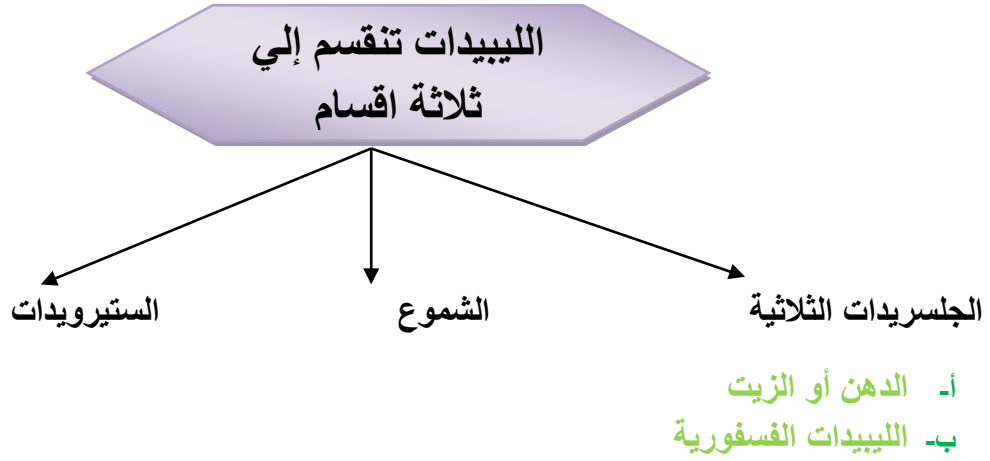
مهمة



2.1 تصنيف الليبيدات Classification of Lipids

تُصنَّف الليبيدات ، على أساس مكوناتها من الاسترات ، إلى:

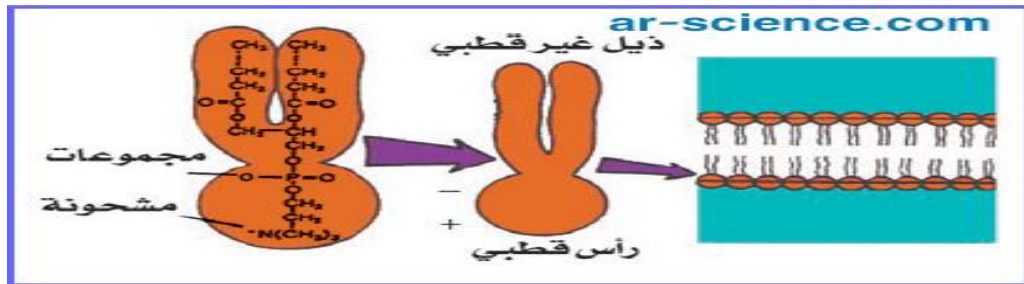
- **الليبيدات البسيطة Simple Lipids:** هي عبارة عن إسترات تنتج من تفاعل الأحماض الدهنية مع الكحولات وتحتوي فقط على عناصر الكربون والهيدروجين والأكسجين. وتنقسم الليبيدات البسيطة بحسب نوع الكحول إلى الجليسيريدات الثلاثية (الزيوت والدهون) والشموع.
- **الليبيدات المركبة Compound Lipids:** هي عبارة عن استرات تنتج من تفاعل الأحماض الدهنية مع الكحولات ويدخل في تركيبها مجموعات جزيئية تحتوي على الفوسفور أو النيتروجين أو الكبريت أو الكربوهيدرات ، مثل الفوسفوليبيدات (الليبيدات الفوسفورية) والجليكوليبيدات (الليبيدات السكرية).
- **الليبيدات المشتقة Derived Lipids:** هي الليبيدات التي تنتج من التحلل المائي لليبيدات البسيطة والمركبة.



١- الدهن أو الزيت / عبارة عن اتحاد حمض دهني مع كحولات ذات سلاسل قصيرة.

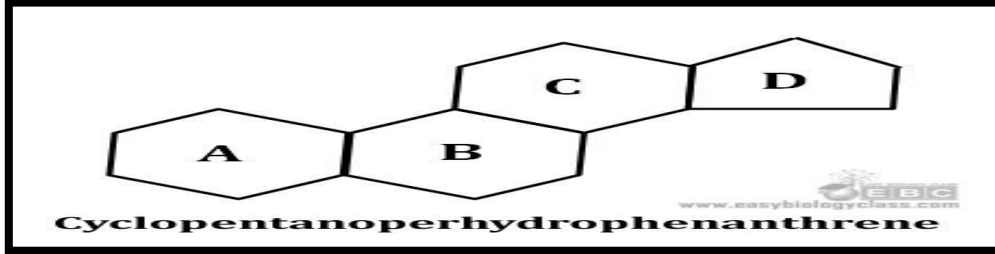
٢- الليبيدات الفسفورية / عبارة عن جلسريدات ثلاثية استبدل فيها احد الأحماض الدهنية بمجموعة فوسفات قطبية . مثل سم الأفاعي عبارة عن الليبيز الفوسفوري الناتج من تفكك الليبيد الفوسفوري.

• تحتوي الليبيدات الفوسفورية على رأس قطبي وذيلين غير قطبيين وتترتب كما في الشكل التالي



٣- الشموع / عبارة عن اتحاد حمض دهني مع كحولات ذات سلاسل طويلة يتواجد في شمع النحل وكذلك تواجد في اوراق النباتات .

٤- الستيرويدات / لبيدات تحتوي تراكيبيها على حلقات متعددة (ثلاث حلقات سداسية وواحدة خماسية) من أمثلتها الهرمونات الجنسية، وكذلك الكولسترول، وفيتامين (د).



معلومة مهمة / بعض أنواع الضفادع يدعي بالعلجوم البحري يستعمل سما ستيرويديا يدعى بوفوتوكسين للدفاع عن نفسه وهو قاتل للكلاب والقطة .

مقارنة مهمة بين كلا من السكريات والبروتينات والليبيدات

الليبيدات	البروتينات	السكريات المتعددة	
الأحماض دهنية	الأحماض امينية	الجلوكوز	وحدة البناء الرئيسية
ليست بوليمرات	بوليمرات	بوليمرات	نوعها
غالباً ما تحوى ١٢ و ٢٤ ذرة كربون	لا بد أن يصل طولها إلى ٥٠ حمضا أمينيا فأكثر	لا بد أن تحتوي على ١٢ وحدة أساسية فأكثر	طول سلسلة البوليمر
غير قطبية	قطبية لوجود N-H و C=O	قطبيه لوجود O-H و C=O	قطبيتها
رابطة استريه	رابطة ببتيديه (اميدية)	رابطة إيثرية C-O-C	نوع الرابطة بين الجزئيات المترابطة
كربوكسيل	أميد (كربوكسيل و أمين)	كربونيل و هيدروكسيل	المجموعة الوظيفية
الكولسترول – فيتامين (د) – و.....	الانزيمات – هيموجلوبين – الكولاجين والكيراتين و.....	نشا – سليلوز – جلايكوجين	أمثلة عليها

الأحماض النووية

Nucleic Acids

الاحماض النووية

التعريف: جزيئات بيولوجية كبيرة تتكون من عدة جزيئات اصغر تسمى النيوكليوتيدات .
تتكون الاحماض النووية من ذرات الهيدروجين والاكسجين والنيتروجين والكربون والفسفور .

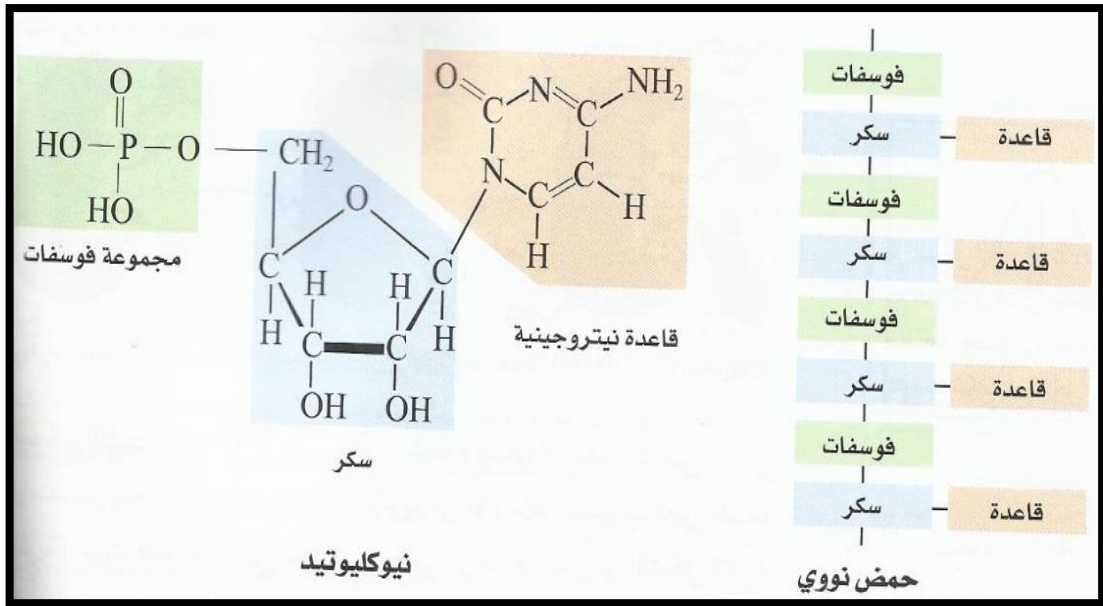
التركيب الجزيئي للاحماض النووية :

تتكون النيوكليوتيدة من ثلاث وحدات هي :

- ١- جزئ سكر خماسي .
- ٢- مجموعة فوسفات .
- ٣- قاعدة نيتروجينية .

فهم

تتابع النيوكليوتيد في الحمض النووي :



أنواع الحمض النووي / يحتوي على نوعين هما DNA و RNA

وجه المقارنة	DNA	RNA
التسمية	Deoxy ribonucleic Acid	Ribo Nuclie Acid
أماكن التواجد	النواة	يخلق في النواة ويخرج إلى السيتوبلازم
الشكل	شريط مزدوج	شريط مفرد
الوحدة البنائية	النيوكليوتيدة	الرايبو نيوكليوتيدة
الحالة	يوجد بشكل ثابت	يهدم ويعاد بناءه باستمرار
الوظيفة	يمثل المادة الوراثية في جميع الكائنات الحية	يترجم الشفرة وينقلها ثم يكون الحمض الاميني
أنواعه	نوع واحد	ثلاث أنواع m.RNA و t.RNA و r.RNA
التركيب الكيميائي	عديد النيوكليوتيد او بولي نيوكليوتيدات	احادي السلسلة النيوكليوتيدية
السكر الخملي	داي اوكسي ريبوز منزوع منه ذرة O2	سكر خملي ريبوزي
القواعد النيتروجينية	A-C-T-G	A-C-G-U

القواعد النيتروجينية /

(1) -A الادينين ، -G الجوانين ---> يحتوي كلاهما على حلقة مزدوجة .

(2) -T الثايمين ، -C السايتوسين ---> لهما تركيب أحادي الحلقة

• كلا من هذان النوعان يكونان أزواجا قاعدية متطابقة داخل الشريط اللولبي

معلومة مهمة / استخدم جيمس واطسون وفرانسيس كريك هذه الملاحظة ليقوما بأحد أعظم الاكتشافات العلمية عندما حدد تركيب DNA الثنائي اللولب .

(3) -U اليوراسيل يتواجد في RNA بدل من -T الثايمين

النفط

تكرير النفط (Oil Refining)

البتترول في صورته الخام (crude oil) غير مفيد ، وللاستفادة منه تتم معالجته بمجموعة من العمليات ، ويطلق على هذه العمليات تكرير البترول ، والتي ينتج عنها مجموعة من المشتقات المفيدة (Petroleum Products) ، وتمرّ عملية تكرير النفط عادةً بالمراحل التالية :

أولاً : المعالجة الأولية : وتشمل التخلّص من الماء والأملاح المصاحبة للنفط ، وهي خطوة مهمّة تسبق عملية التقطير لكون وجود الماء والأملاح في برج التقطير يسبب مشاكل خطيرة ، فقد ينتج عن وجود الماء انفجار برج التقطير للضغط الهائل الذي ينتج من تبخّر الماء ، أمّا الأملاح فتسبب تآكل (corrosion) الحديد المصنوع منه مادة البرج.

ثانياً : عملية التقطير : (Distillation) وهي العملية المهمّة والرئيسة والتي تتم في أبراج ضخمة ، وينتج عنها فصل البترول إلى مكوناته ، وبوجه عام فإن معظم المشتقات البترولية الناتجة من برج التقطير التجزيئي للنفط تكون على النحو التالي :

1- الغازات (petrol ether) وهو منتج يتألف من عدد قليل من المركبات العضوية معظمها عبارة عن هيدروكربونات خفيفة مثل الميثان والايثان والايثيلين والبروبان والبوتان وغيرها وفي الغالب تتراوح أعداد ذرات الكربون في المركبات المكونة لها من 1-4 وتتكثف عند درجات غليان أقل من 25 درجة م ويستخدم هذا المشتق في إنتاج غاز الطهي (البيوتاغاز) وإنتاج غازات أخرى مثل غاز الاسيتلين المستخدم في عمليات اللحام ، كما يعتبر هذا المشتق مادة تغذية هامة جداً للصناعات البتروكيميائية.

2- السوائل الخفيفة (light petrol) وأهمها منتج الجازولين (gasoline) وقود السيارات (وتتراوح أعداد ذرات الكربون في مركباته من 5-9 و يتكثف عند درجات حرارة 35-150 ويعتبر الحقيقة هذا المنتج من أهم مشتقات البترول نظراً للاستخدام الواسع النطاق له في كل دول العالم.

3- الكيروسين (kerosene) تتراوح أعداد ذرات الكربون في هذا المشتق من 9-15 ذرة كربون ويتكثف عند 150-250 ويستخدم كوقود للطائرات النفاثة (jet engine fuel) ، كما يستخدم نوع رديء منه كوقود رخيص الثمن في المنشآت الصناعية والمنازل.

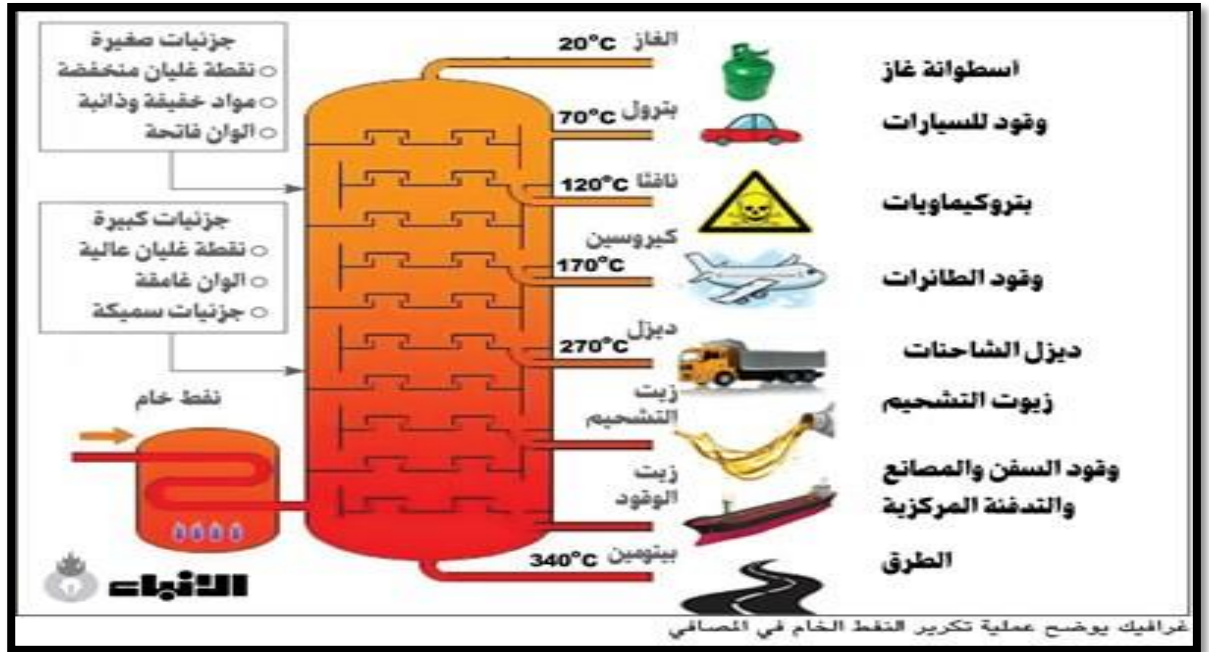
4- الديزل أو السولار (Diesel) سائل أثقل من الكيروسين يستخدم كوقود في المصانع والمحركات الضخمة والشاحنات.

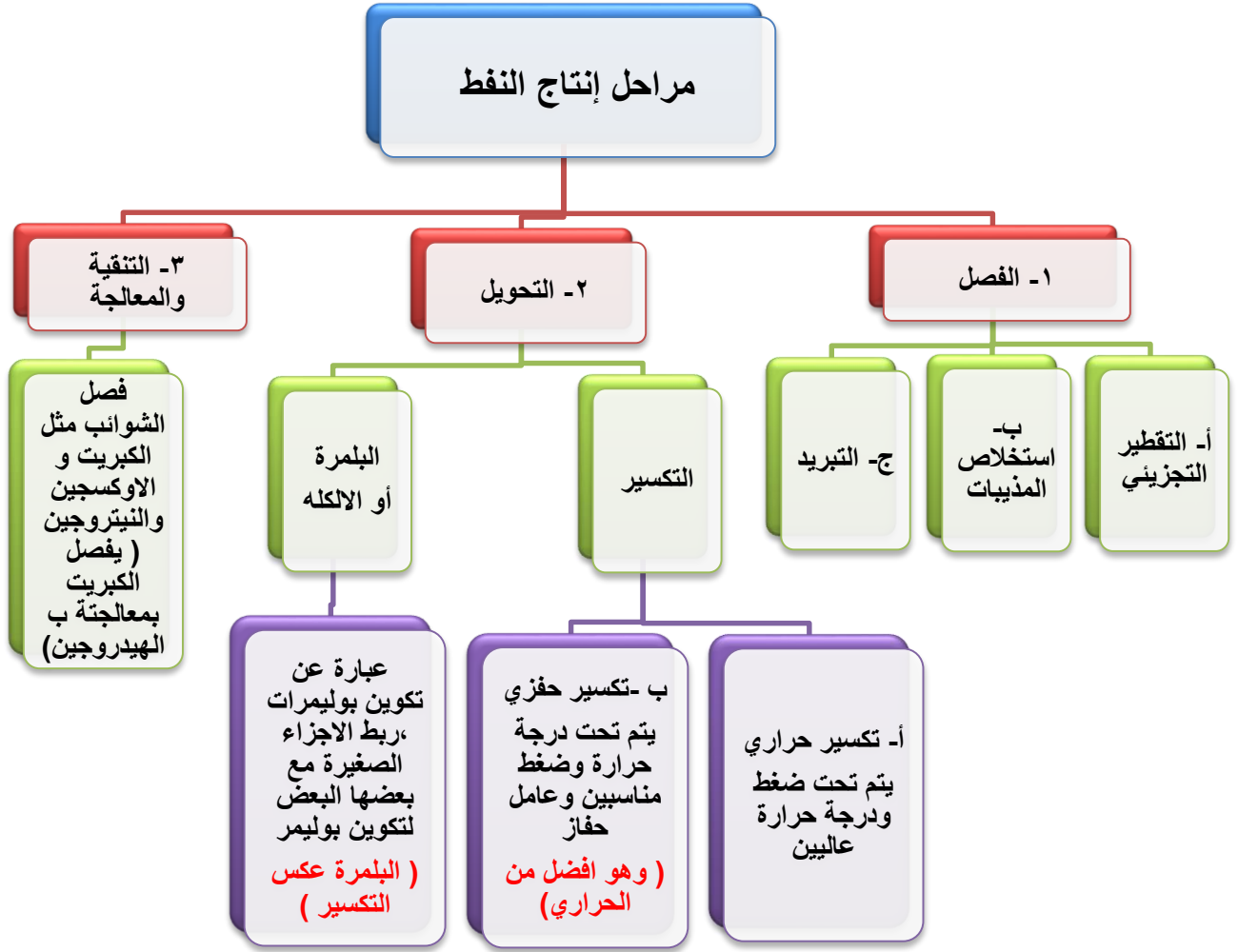
5- السوائل الثقيلة (lubrication oil) وهي تتألف من مركبات تتكثف عند درجات حرارة أعلى من 300 درجة م ويتم إنتاج زيوت التزييت المختلفة منها ، كما تعتبر مصدر مهم للصناعات البترولية حيث يمكن تحويل جزء منها إلى مشتقات خفيفة كالجازولين عن طريق عمليات بترولية معروفة مثل التكسير الحراري والتكسير الحفزي.

6- الزفت (asphalt) وهي البقايا المتجمعة في قاع البرج تتألف من مركبات عضوية)

هيدروكربونات وغيرها) ذات وزن جزيئي عالي ودرجات غليان مرتفعة جداً وتستخدم في طلاء الانشاءات الخرسانية وطلاء السفن وفي تزييت الطرق وتعبيدها .

عملية التقطير التجزيئي / هي عملية فصل الغازات (فالغازات ذات الكتل الجزيئية الصغيرة والأقل درجة غليان والأكثر تطايراً تفصل أولاً في أعلى برج الفصل)، بينما الأقل تطايراً وذات الكتل الجزيئية الكبيرة وذات درجات غليان عالية تتجمع أسفل البرج مثل القار و الإسفلت





- البلمرة هي أساس الصناعات البتر و كيميائية
- التكسير الحفزي أفضل من التكسير الحراري لأنه لا يحتاج إلى حرارة عالية ولا ينتج مركبات هيدروكربونية غير مشبعة .

رقم الاوكتان

- (بنزين ٩١ --- هذا يعني انه يتكون من ٩١% ايزواكتان و ٩% هبتان)
- (بنزين ٩٥ --- هذا يعني انه يتكون من ٩٥% ايزواكتان و ٥% هبتان)

- تستخدم تصنيفات الاوكتان لاعطاء الاوكتان قيم منع الفرقة في الوقود . فالتصنيف الاوكتاني لبنزين السيارات المتوسط الدرجة ٨٩ . والتصنيف الاوكتاني لوقود الطائرات ١٠٠ . اما وقود سيارات السباق فتصنيفة الاوكتاني ١١٠ .

مهم جدا
معرفة
نوع رقم
الاوكتان

المبلمرات (Polymers)

الصناعات البتروكيميائية

يطلق على الصناعات الكيميائية التي يدخل في تركيبها مواد مشتقة من النفط بالصناعات البتروكيميائية، ومن أمثلتها المواد البلاستيكية، والمنظفات، وزيوت التشحيم، وغيرها.

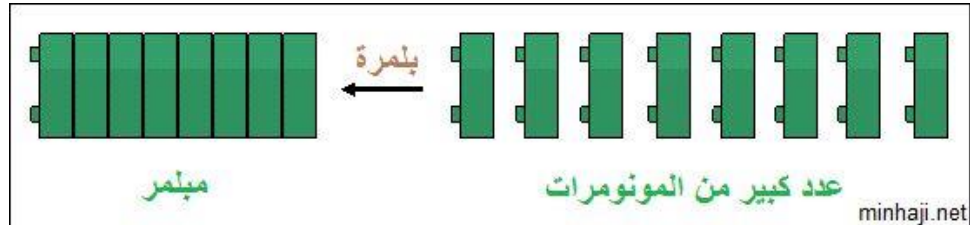
ومن أهم المنتجات لهذه الصناعات ما يعرف بالمبلمرات.

عملية البلمرة

المبلمرات : جزيئات عملاقة ذات كتل جزيئية عالية تتكون بترابط عدد كبير من الجزيئات الصغيرة تسمى مونومر.

المونومر : جزيء صغير نسبياً ترتبط أعداد كبيرة منه مع بعضها مكونة جزيئاً ذو كتلة جزيئية عالية يسمى المبلمر.

تعرف العملية التي يتم فيها ربط المونومرات مع بعضها لتكوين المبلمر بالبلمرة.



تتكون وحدة بناء البوليمر من اثنين من المونومرات المختلفة التي لها المكونات نفسها

عصر البلمرة :

قديمًا كان استعمال الناس يقتصر على المواد الطبيعية قبل تطوير البوليمرات الصناعية كالحجر والخشب والمعادن والصوف والقطن . وبحلول مطلع القرن العشرين اصبحت بعض البوليمرات الطبيعية المعالجة كيميائياً-- مثل المطاط والبلاستيك والسيليلويد – متاحة للاستعمال الى جانب المواد الطبيعية . ويحضر السيليلويد بمعالجة القطن او الالياف الخشبية مع حمض النيتريك .

فكان اول بوليمر صناعي تم تحضيره عام ١٩٠٩ م قد تميز بالصلادة واللمعان وهو نوع من البلاستيك يسمى الباكالايت الذي يستعمل في اجهزة الوقود الكبيرة بسبب مقاومته للحرارة .

أنواع المبلمرات

تقسم المبلمرات إلى قسمين:

أولاً : مبلمرات صناعية.

ومن أمثلتها: مبلمر متعدد الإيثيلين (البولي إيثيلين) ، مبلمر التفلون. مبلمر متعدد البروبين (متعدد البروبلين). ، الألياف الصناعية.

ثانياً : مبلمرات طبيعية.

ومن أمثلتها: النشا . السليلوز . البروتينات.

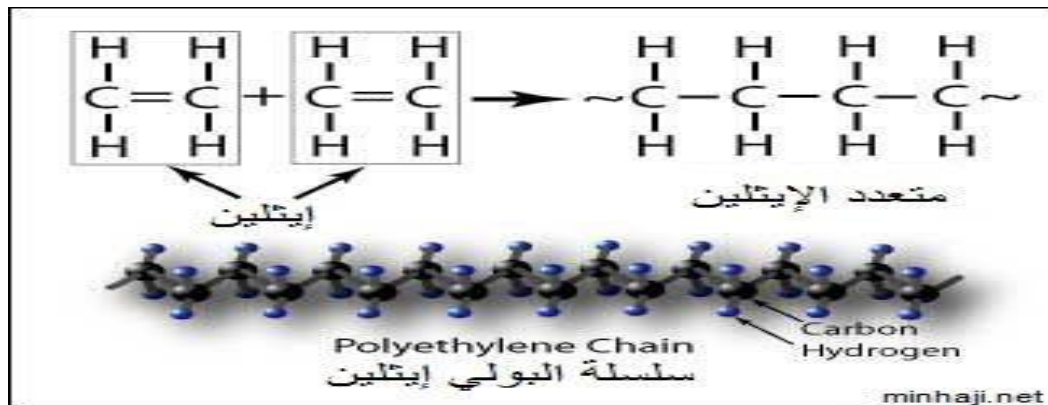
أولاً : المبلمرات الصناعية

مبلمر متعدد الإيثيلين.

ينشأ مبلمر متعدد الإيثيلين من ارتباط عدد كبير جداً من جزيئات الإيثيلين (الإيثين)، وبذلك يكون المونومر في هذا المبلمر هو الإيثيلين.

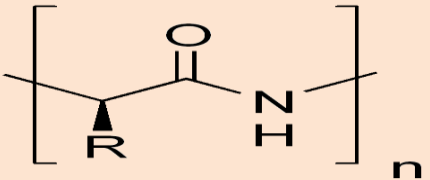
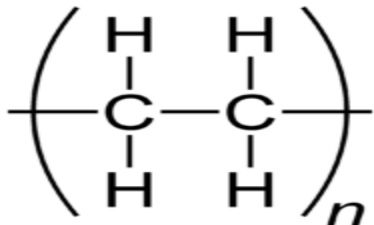
بلمرة الإيثيلين

تتم عملية البلمرة عند تسخين غاز الإيثين تحت ضغط عال، وبوجود عامل مساعد، فترتبط جزيئات الإيثين مكونة سلسلة طويلة من مبلمر متعدد الإيثيلين.



كذلك يعد الإيثين ايضاً مادة أولية لتحضير وإنتاج البولي إيثيلين رباعي فتالات (وهو المادة المستعملة في صناعة العبوات البلاستيكية). ويمكن تصنيعية في صورة الياف تسمى الياف البوليستر.

طرق البلمرة : لها نوعين هما :

البلمرة بالتكثيف	البلمرة بالاضافة	نوع المركب
بين نوعين مختلفين من المركبات .	بين جزيئات المركب الواحد	
لا بد ان يحتوي المونمر على اثنين من المجموعات الوظيفية على الاقل تتحد معا .	لا بد ان يحوي المونمر على رابطة غير مشبعة (ثنائية او ثلاثية) لكي يتم تكسيرها و انتاج البوليمر	المجموعة الوظيفية
يصاحب ذلك دائما خسارة جزيء صغير من الذرات غالبا مايكون الماء .	تبقى جميع الذرات الموجود في المونومر في تركيب البوليمر	ميكانيكية الاتحاد
بوليمر النايلون الذي ينتج من مونمر به مجموعة كربوكسيل ومونمر اخر يحتوي على مجموعة امين	بوليمر البولي إيثيلين ينتج من الايثيلين	مثاله
		وحدة المونمر للمثال السابق

ملاحظة :


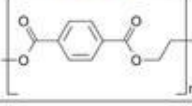

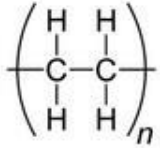


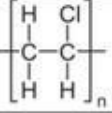

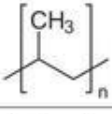

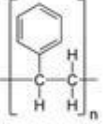

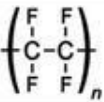
حضر النايلون اول مرة في عام ١٩٣١ م خلال الحرب العالمية الثانية وكان ذلك بالصدفة فاستخدم في صناعة المضلات والخيام ودخل ايضا في صناعة الملابس واصبح له شعبية لانه يمتاز بالقوة ويمكن سحبه على شكل خيوط تشبه الحرير .
ونايلون 6,6 هو اسم احد انواع النايلون المصنع .

يصنع الخشب البلاستيكي من البلاستيك المعاد تدويره مثل زجاجات العصير والحليب وغيرها من نفايات البولي إيثيلين

استخدامات متعدد الإيثيلين

- 1- صنع الأغطية البلاستيكية.
- 2- أكياس تعبئة الخضراوات.
- 3- أكياس النفايات.
- 4- خراطيم المياه.
- 5- الأدوات المنزلية.
- 6- تغليف الأسلاك الكهربائية لأنه مادة عازلة.

بعض البوليمرات الشائعة

الاستخدامات	رمز التدوير	التركيب	الاختصار	اسم البوليمر
قوارير الماء ، علب الكاتشب البلاستيكية ، وغيرها.	 PETE		PETE	بولي إيثيلين رباعي الفثالات Polyethylene terephthalate
مواسير المياه ، علب المنظفات ، الكيابل الكهربائية، خراطيم المياه ، سلال القمامة. خزانات وقود السيارات.	 HDPE		HDPE	البولي إيثيلين عالي الكثافة High-density polyethylene
الأكياس البلاستيكية ومنتجات التغليف .	 LDPE		LDPE	البولي إيثيلين منخفض الكثافة Low-density polyethylene
صناعة الأقمشة، عزل الأبنية، تصنيع ورق الجدران.	 v		PVC	بولي كلوريد الفينيل Polyvinyl chloride
بعض حافظات الطعام ، الحبال، بعض الكراسي البلاستيكية.	 PP		PP	بولي بروبيلين Polypropylene
صناديق التمرور ، الفلين ، يستخدم في المطاعم لحفظ البرجر وغيرها من الاستخدامات.	 PS		PS	البولي ستايرين Polystyrene
شريط لف الأنابيب ، خراطيم المياه .	 OTHER		PTFE	بولي رباعي فلورو إيثيلين Polytetrafluoroethylene

- أيضا بولي اكريلونيتريل يستعمل في الاقمشة والمفرشات والسجاد .
- بولي فينيلدين كلوريد يستعمل في تغليف الاطعمة والاقمشة .
- بولي ميثيل ميثاكريلات يستعمل في الزجاج الغير قابل للكسر وللنوافذ والعدسات والتحف الفنية .
- بولي يوريثان يستعمل في الاثاث ومخدات الفوم والطلاء المقاوم للماء وبعض اجزاء الاحذية .

تدوير البوليمرات :

يتم تحسين عملية صناعة البلاستيك من خلال تقديم رموز موحدة تشير الى مكونات جميع المنتجات البلاستيكية ، ولهذا فإن وجود رموز موحدة لصناعة البلاستيك كما في الشكل السابق توفر الوسائل السريعة لاعادة تدوير وفرز المواد البلاستيكية .

معاني رموز البلاستيك

من أفضل أنواع البلاستيك وأكثرها أمناً - غير ضار أبداً يستخدم في صناعة حواظ الطعام والصحون وعلب الأدوية وكل ما يتعلق بالطعام	 PP	آمن لمرة واحدة - لا تعيد إستخدامه يستخدم لعلب الماء والعصير والصودا وزبدة الفول السوداني	 PETE
خطر وغير آمن يستخدم في صناعة علب البرغر والهوت دوغ وأكواب الشاي التي كأنها فلين والمستخدمه الى عهد قريب في مطاعم الوجبات السريعة العالمية عندنا	 PS	آمن وقابل للتدوير يستخدم لعلب الشامبو والمنظفات و الحليب ولعب الأطفال	 HDPE
هذا النوع لا يقع تحت أي تصنيف من الأنواع الستة السابقة ، وقد يكون عبارة عن خليط منها . مجنب هذه المادة قدر الإمكان إلا إذا ذكر عليها أنها خالية من مادةBPA وتكتب على الرضاعات كما يلي (BPA-free bottles) . يستخدم في صناعة الألعاب والرضاعات	 OTHER	ضار و سام .. اذا أستخدم لفترة طويلة يستخدم في لعب الأطفال وتغطية اللحوم والأجبان كبلاستيك شفاف لذا يجب الحذر من هذا النوع بالذات لأنه من أخطر أنواع البلاستيك و أرخصها	 V
		آمن نسبياً وقابل للتدوير يستخدم لصنع علب السيديات وبعض القوارير واكياس التسوق	 LDPE

@3bdullah9a3dy

امثلة على الادوات التي تحوى الرموز السابقة :

الرموز الموجودة على علب البلاستيك ومدى أمان وخطورة كل نوع

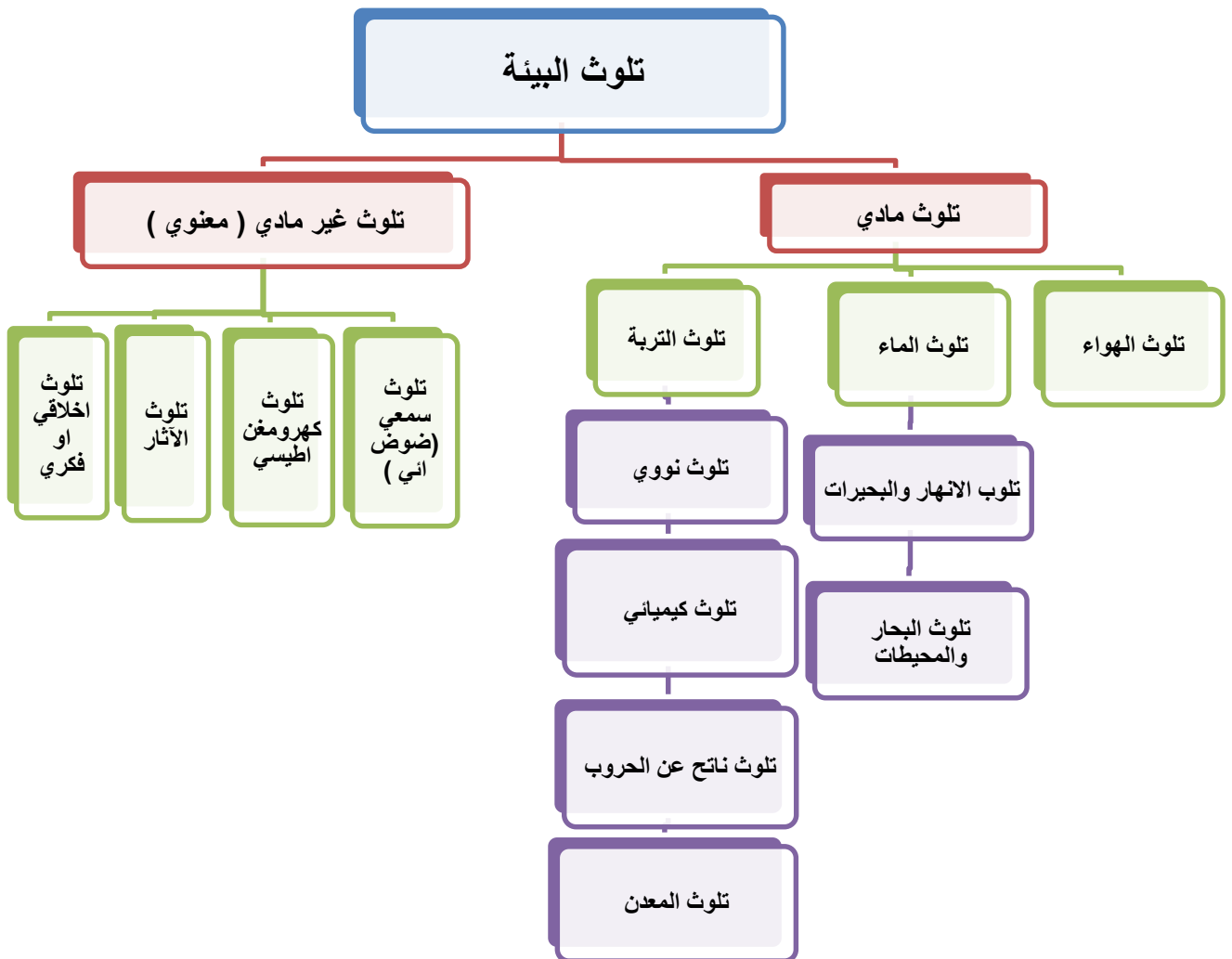
 «OTHER» غير مصنف يفضل عدم استخدامه لاحتمال كونه خليطاً من الأنواع المذكورة ينتشر غالباً في علب المياه الكبيرة والرضاعات	 «PS» سام وخطر يمنع استخدامه في بعض الدول يشبه الفلين الطبيعي ويستخدم في الأكواب وعلب حفظ الطعام	 «PP» الأكثر أماناً يمكن استخدامه في المايكرويف والتلاجة ويتحمل درجات الحرارة العالية يوجد غالباً في العلب الحافظة للطعام	 «LDPE» آمن نسبياً لا ينصح باستخدامه للأطعمة يوجد غالباً في ألعاب الأطفال وعلب المنظفات واكياس التسوق	 «HDPE» آمن قابل للتدوير لا ينصح باستخدامه للأطعمة يوجد غالباً في ألعاب الأطفال وعلب المنظفات والحليب	 «V» سام وخطر خصوصاً عند استخدامه لفترة طويلة يستخدم غالباً في التغليف الشفاف	 «PETE» آمن ويستخدم لمرة واحدة فقط عند استخدامه أكثر من مرة يتحول إلى مادة مسرطنة تنتقل للاكل يستخدم غالباً لعلب المياه والعصائر والحلويات
---	---	--	--	---	--	---

الفوجرافيك @ اليوم

01 احذر من استخدام أي نوع بلاستيك لا توجد عليه هذه الرموز
02 احذر من استخدام حتى الأنواع الآمنة من البلاستيك في حفظ الأطعمة المحتوية على الأحماض مثل، المحلل والملح والليمون والطماطم، وبالأخص البلاستيك المون

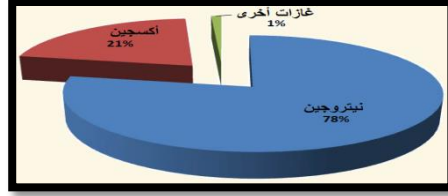
تذيرات: !
www.alv.aum.com

أقسام التلوث



• أولاً / تلوث الهواء

مكونات الهواء : يشكل النيتروجين النسبة الأعلى من الغلاف الجوي حيث تبلغ نسبته ٧٨% ،



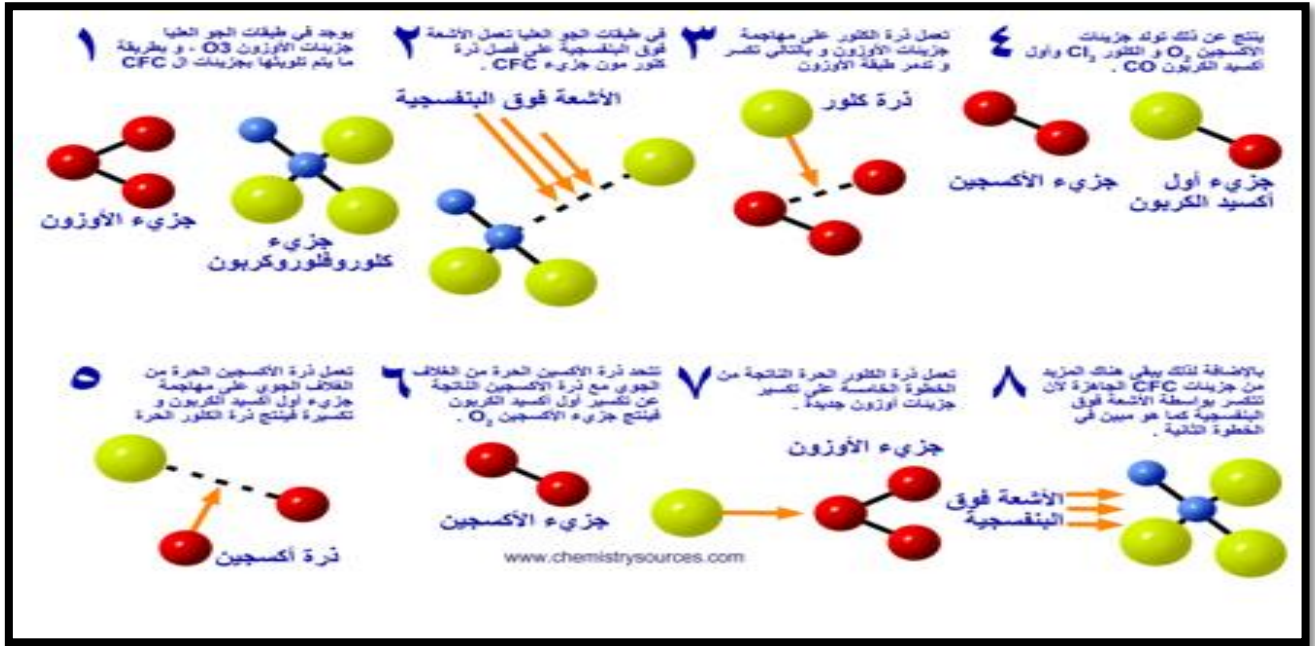
والأكسجين بنسبة ٢١% .

*أسباب ملوثات الهواء/

تصنف الملوثات إلى ملوثات أولية وملوثات ثانوية

تضم الملوثات الأولية الرئيسية الناتجة عن النشاط البشري ما يلي:

- 1- أكاسيد الكبريت (SO_x) وبخاصة ثاني أكسيد الكبريت وهو أحد المركبات الكيميائية المعروفة بالصيغة SO_2 ، الذي عادة ما يحدث في وجود مادة محفزة مثل ثاني أكسيد النيتروجين NO_2 حيث يكونان معا الأمطار الحمضية
- 2- أكاسيد النيتروجين (NO_x) وخاصة ثاني أكسيد النيتروجين NO_2 ، وأول أكسيد النيتروجين NO .
- 3- أكاسيد الكربون (CO_x) وخاصة أول أكسيد الكربون وثاني أكسيد الكربون.
- 4- الأمونيا - (NH_3) وهي من المواد التي تنبعث من العمليات الزراعية.
- 5- المركبات العضوية المتطايرة - تعد المركبات العضوية المتطايرة $VOCs$ من الملوثات الخطيرة التي توجد في الهواء الطلق.
- 6- مركبات الكلور وفلور كربونات ($CFCs$) من المركبات الضارة جداً بطبقة الأوزون وتنبعث هذه المركبات من بعض المنتجات التي منع استخدامها في الوقت الحالي . **يبين الشكل التالي نموذج مولينا و رولاند كيفية تدمير غاز الأوزون**



أما الملوثات الثانوية فتضم ما يلي:

١- الضباب الدخاني الكيميائي الضوئي .

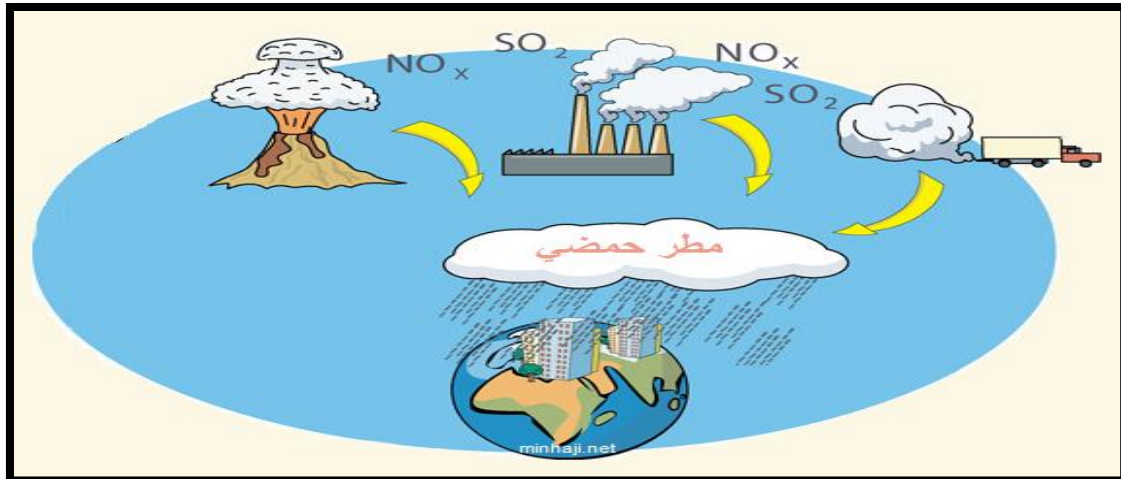
٢- الأمطار الحمضية (يتكون من اتحاد SO₂ مع أكاسيد النيتروجين NO_x).

تحدث بسبب تصاعد الغازات من مداخل المصانع و السيارات خاصة تلك المحملة بأكاسيد الكبريت و أكاسيد النيتروجين حيث أن هذه الغازات تذوب في بخار الماء الموجود في الهواء الجوي ثم تسقط بعد ذلك على هيئة أمطار حمضية فتسبب :

أ- تآكل الكهوف والصخور والمباني والتماثيل والمعادن

ب- تلف الغابات

ت- موت الكائنات البحرية



معادلة تكون المطر الحمضي :



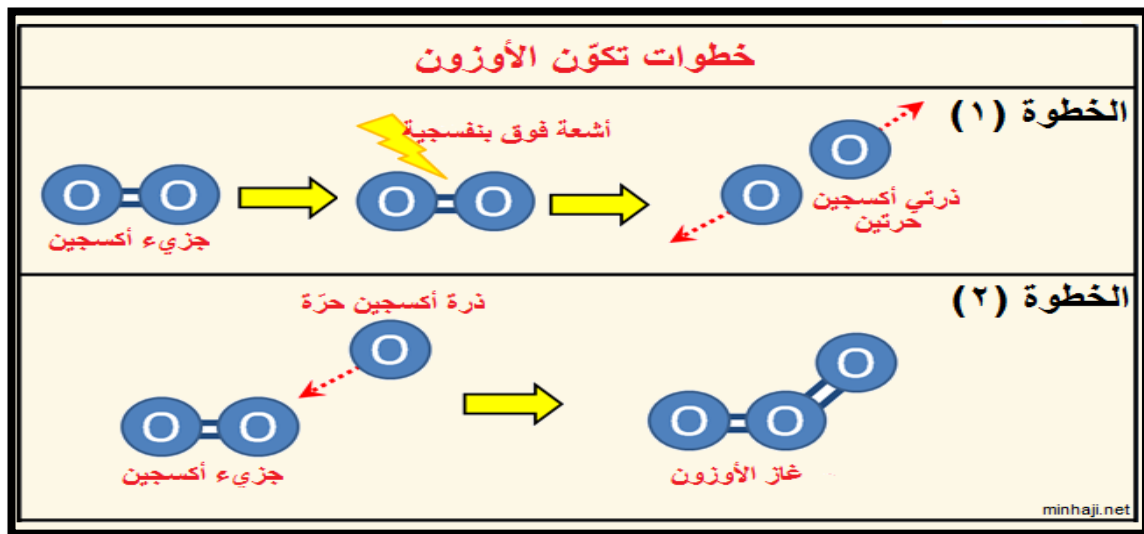
حمض الكبريتيك يتكون بالجو ويلقى بكرات الثلج ورذاذ المطر فينزل على هيئة مطر حمضي .

أذن المسبب الرئيسي للأمطار الحمضية هو SO_2

الأمطار الحمضية مهم جدا كل سنة يجيئوه منها

٣- الأوزون

- هو احد الغازات الدفيئة وهو غاز سام ازرق شاحب اللون
- يتكون من ثلاث ذرات أوكسجين مرتبطة مع بعضها البعض
- يوجد طبيعيا ويمكن تصنيعه
- يستخدم في تعقيم المياه وتعقيم الأماكن المزدحمة والممرات الضيقة و كذلك في تبيض الأقمشة .
- له رائحة السمك ، كثافته اكبر من الأوكسجين بمرة ونص ، يذوب في الماء ١٠ مرات عن الأوكسجين



طبقة الأوزون



طبقة الأوزون



طبقة الأوزون هي طبقة من الغلاف الجوي للأرض الذي يحتوي تركيزات عالية من الأوزون . هذه الطبقة تمتص الأشعة فوق البنفسجية من الشمس، التي تخرب الحياة على الأرض. وتقع هذه الطبقة أساساً في الجزء السفلي من طبقة الستراتوسفير على بُعد 20 حتي 30 كيلومترا فوق سطح الأرض. تم اكتشاف طبقة الأوزون في عام 1913 من قبل علماء الفيزياء الفرنسيين تشارلز فيري وهنري بوسون. وجرى استكشاف خصائص هذه الطبقة بالتفصيل من قبل عالم الأرصاد البريطاني ج.م.ب. دوبسن، الذي طور مرصد تصويري يمكن استخدامه لقياس الأوزون في الغلاف الجوي من الأرض. بين عامي 1928 و 1958 التي أنشئ دوبسن شبكة عالمية لرصد و قياس الأوزون التي تستمر في العمل حتى يومنا هذا.



سبب تآكل طبقة الأوزون (ثقب الأوزون)



أخطر الملوثات على طبقة الأوزون

*** (الفريونات) (C.F.C) مركبات الكلوروفلوروكربون**
تستخدم الفريونات في :
مادة مبردة في أجهزة التبريد مثل الثلاجات والمكيفات
مادة دافعة لرداذ الأيروسولات لقتل الحشرات
مادة نافخة في صناعة عبوات الفوم
مادة مذيبة في تنظيف شرائح الدوائر الإلكترونية

*** غاز بروميد الميثيل**
يستخدم كمبيد حشري لحماية مخزون المحاصيل الزراعية

*** الهالونات**
التي تستخدم في إطفاء الحرائق

*** أكاسيد النيتروجين**
تنتج من احتراق وقود الطائرات الأسرع من الصوت (الكونكورد



ScreenCast-O-Matic.com

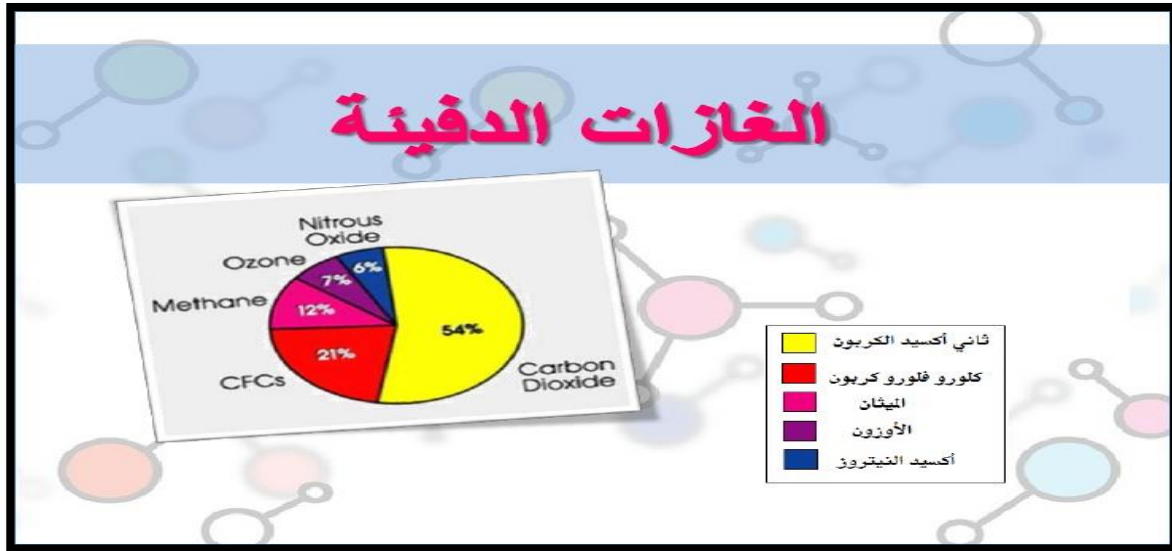
ملاحظة / ١- مركبات كلورو فلورو كربونات (أول من حضرها العالم توماس ميجلي) تم إيقاف استخدامها حسب ميثاق مونترل

٣- ثقب الأوزون يتكون سنويا فوق القارة المتجمدة الجنوبية في فصل الربيع حيث وصل الى

(١٠ و ٢٠٠٠ دبسون) كما يحدث تناقص لغاز الأوزون فوق القطب الشمالي .

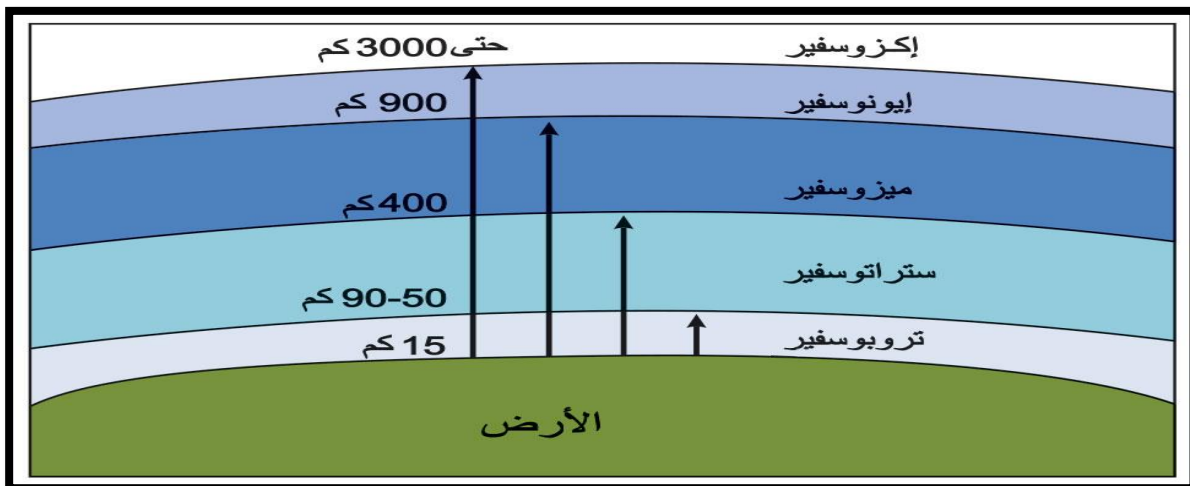
٤- ثقب الأوزون لايعنى ثقبا او فتحه بالطبقة انما نعنى بها تقليص سمك الطبقة .

ظاهرة الاحتباس الحراري : هو ازدياد درجة الحرارة السطحية المتوسطة في العالم مع زيادة كمية **ثاني أكسيد الكربون**، **الميثان**، وبعض الغازات الأخرى في الجو كالأوزون و**الكلور فلورو كربون** و**الأوزون** أيضا . هذه الغازات تعرف ب**غازات الدفيئة** لأنها تساهم في تدفئة جو الأرض السطحي.



أهم الغازات الدفيئة هو / غاز ثاني أكسيد الكربون

طبقات الغلاف الجوي /



م	الطبقة الرئيسية	الطبقة الفرعية	الارتفاع	المزايا	الأهمية
1	التريوسفير	-	16 كم عند خط الاستواء 9 كم عند القطبين	- 90% من كتلة الغلاف الجوي. - كلما ارتفعنا نقصت درجة الحرارة	- تعيش فيها الكائنات الحية. - تتشكل فيها السحب وتهطل الأمطار.
2	الاستراتوسفير	الطبقة الدنيا	25 كم	- أبرد طبقات الاستراتوسفير	-
		طبقة الأوزون	40 كم	- تقع بين الطبقة الدنيا والطبقة الخارجية	- تحميها من الأشعة فوق البنفسجية الضارة.
		الطبقة الخارجية	50 كم	- أسخن طبقات الاستراتوسفير	-
3	الميزوسفير	-	80 كم	-	- تحميها من النيازك
4	الثيرموسفير	الأيونوسفير	550 كم	- ساخنة جداً - تحصل فيها ظاهرة "الشفق القطبي" بسبب تأين ذرات الغازات	- تعكس موجات الرادار والراديو.
		الأكسوسفير	1000 كم	-	-

ملاحظة مهمة

- ١- تقع طبقة الأوزون في طبقة الستراتوسفير
- ٢- تتكون طبقة الأوزون فوق خط الاستواء لان الشمس تكون عمودية وقوية هناك ثم تتحرك حول الأرض بفعل تيارات الهواء في الستراتوسفير .
- ٣- تم قياس كمية غاز الأوزون من قبل العالم دبسون حيث قدر كمية غاز الأوزون بالجو وهي ٣٠٠ دبسون (DU) ، وسميت وحدة القياس بالدبسون نسبة له
- ٤- يستعمل العلماء أجهزة مختلفة لقياس كمية الأوزون في الجو منها مطياف بريور .

التلوث الإشعاعي

التلوث الإشعاعي هو وجود نشاط إشعاعي في بيئة معينة، فوق الحد المسموح به وبشكل يضر بالإنسان والكائنات الحية.

فالإشعاعات الناتجة عن بعض العناصر المشعة تقوم بقتل الخلايا الحية أو إحداث تشوهات بها ، لا يقتصر التلوث الإشعاعي على كونه قاتل في لحظة وقوعه ولكن بسبب عمر تحلل العناصر البطيء نسبياً والذي يضمن وجود العناصر المشعة في الهواء والتربة والمياه لفترات طويلة قد تصل إلى مئات السنين.

خصائص الإشعاعات :

بعض الإشعاعات أخطر من مثيلاتها فمثلاً إشعاع ألفا يمكن إيقافه بواسطة ورقة، أما إشعاع بيتا فيلزم صفيحة من الرصاص أو الألومنيوم لإيقافه، والجاما يلزم إيقافها حاجز سميك من مادة مصمتة مثل الرصاص. من الخصائص الهامة للمواد المشعة أن إشعاعها ثابت مع مرور الوقت ولا يعتمد سوى على كتلة ونوع العنصر المشع، وخلال مسار التحلل يمكن قياس ما يحدث من خلال معرفة الوقت الذي يتطلبه الأمر ليفقد العنصر نصف كتلته. تعرف الفترة اللازمة لكي يخسر العنصر نصف كتلته بفترة نصف العمر وهي الوحدة المتفق عليها لقياس النشاط الإشعاعي للعناصر المختلفة فنجد أنه يشار لليورانيوم بأنه يحتاج من ٦٩ سنة إلى أكثر من بضعة ملايين من السنين على حسب النظير المشع الذي نتحدث عنه.

* يعتبر اليورانيوم والبلوتونيوم من أشهر العناصر المشعة لما ارتبط باسمهما من جرائم ضد الإنسانية مثل هيروشيما وناجازاكي .

العلماء الذين برعوا في دراسة النشاط الإشعاعي هما:

العالمية ماري كوري وزوجها و العالم بيكريل الذي وضع وحدة قياس النشاط الإشعاعي وهي البيكريل نسبة له وهو عدد الإشعاعات التي ينتجها العنصر المشع في الثانية الواحدة،

جابوا العالمة ماري كوري
برعت في أي مجال ؟

كيف يحدث النشاط الإشعاعي؟

النشاط الإشعاعي يعرف علمياً بأنه انحلال المادة المشعة مع مرور الوقت وخسارة كتلتها في صورة إشعاعات جاما وبيتا وألفا. اكتشف الإشعاع بحد ذاته بالمصادفة عندما كان العالم أنتوني هنري بيكريل في مختبره عام ١٨٩٦ وذلك أثناء عمله على تجارب تتعلق بتصوير الأشعة السينية وإظهارها على صفائح فوتوجرافية مصنعة من كبريتات التوتيا والكالسيوم وأملاح أخرى نادرة، فخلال تجاربه لاحظ أن الصفائح تتأثر في الظلام رغم عدم وجود إضاءة تسبب ذلك. تلك الإشعاعات سميت حينها بإشعاعات اليورانيوم لأنه وجد أنها تصدر من أملاح اليورانيوم فقط.

مكافحة التلوث الإشعاعي :

- وضع تحذيرات في أماكن تواجد الإشعاعات.
- مراقبة التلوث الإشعاعي باتخاذ إجراءات الوقاية والأمن.
- تغطية أرضيات المباني بطبقة من مادة مقاومة للتفاعلات الكيميائية وللحرارة وأن تلصق لصقا جيدا لضمان عدم تسرب المواد المشعة تحتها.
- التهوية اللازمة في أماكن العمل بالإشعاعات والمواد المشعة.
- إتباع وتطبيق المواصفات المطلوبة بالنسبة للأسطح والجدران.
- الكشف عن التلوث الإشعاعي بواسطة الأجهزة المخصصة لذلك.
- تخزين المواد المشعة في أماكن آمنة مثل الدور الأرضي من المبنى مع تزويد المخزن عند مجاريه بأجهزة الكشف عن التلوث الإشعاعي مع ضرورة وضع المواد المشعة بالمخزن داخل حاويات ودروع مناسبة.
- معالجة النفايات المشعة عن طريق مكونات السيليكون تيتانيوم والأكسجين التي تسحب السييزيوم المشع منها.

الكيمياء الخضراء

هي أحد فروع علم التصميم من أجل البيئة ويختص بتصميم المواد الكيميائية المصنعة وطرائق تصنيعها بحيث يحد من تعرض البشر والكائنات الحية الأخرى إلى المواد الكيميائية الخطرة.

• وضعت بنود الكيمياء الخضراء من قبل العالمين بول أناستاس و وجون وارنر

يستند علم الكيمياء الخضراء إلى عدد من المبادئ الرئيسية في تصميم المواد المصنعة وطرائق تصنيعها يمكن تلخيصها بالشكل التالي:

1. من الأفضل منع تشكل الفضلات الصناعية خلال عملية التصنيع بدلا من البحث عن طرائق سليمة والتخلص منها بعد تشكلها.
2. لمنع تشكل الفضلات الصناعية يجب تصميم طرائق التصنيع بحيث تدخل جميع المواد المستعملة في عمليات التصنيع (أو معظمها على الأقل) في الناتج النهائي المصنع. يتضمن هذا المبدأ تجنب استعمال مواد خارجية كمحاليل الاستخلاص والفصل ومواد التجفيف وغيرها في عمليات التصنيع.
3. يجب تصميم طرائق تصنيع المواد الكيميائية إلى الحد الممكن بحيث لا يدخل فيها ولا ينتج عنها مواد شديدة السمية للإنسان والكائنات الحية الأخرى.
4. يجب أن تصمم المواد المصنعة بشكل يسمح لها أن تؤدي الوظيفة المخصصة لها دون أن تؤثر سلبا في البيئة التي تستعمل فيها .
5. يجب تصميم الطرائق الصناعية إلى الحد الممكن بحيث تجري في درجة الحرارة والضغط العاديين للتخفيف من استهلاك الطاقة، كما يجب الأخذ في الحسبان مقدار استهلاك الطاقة عند حساب الكلفة البيئية للعمليات الصناعية.
6. يجب اختيار مواد أولية قابلة للتجديد (Renewable كالمحاصيل الزراعية) في عمليات التصنيع إلى الحد الممكن والتقليل من استعمال المواد غير القابلة للتجديد (كالبترول مثلا).
7. يجب أن تصمم المواد الكيميائية المصنعة بشكل يسمح بتحللها بسهولة بتأثير العوامل الطبيعية إلى مركبات غير ضارة بالبيئة، عند بلوغها مرحلة نهاية خدمتها.
8. عند تصنيع مواد كيميائية جديدة، يجب تطور وسائل تحليلية لمراقبة انتشار هذه المواد في البيئة قبل استعمال هذه المواد في تطبيقات تؤدي إلى انتشارها في البيئة.
9. عند تصميم الطرائق الصناعية يجب قدر الإمكان اختيار المواد الكيميائية في الحالة الفيزيائية التي تقلل من احتمال انطلاقها إلى البيئة خلال الحوادث الصناعية (مثلاً الحالة الصلبة مقابل الحالة الغازية)

مهمة بنود الكيمياء الخضراء يجيبوا منها قياس

كيمياء الماء

الماء (H₂O) هو : المركب الكيميائي الأكثر وفرة على سطح الأرض، ويغطي 70 في المئة من الكوكب. في الطبيعة ، المياه موجودة في الحالات السائلة، والصلبة والغازية . وهو السائل عديم الطعم وعديم الرائحة

أشكال الماء

المياه يمكن أن تتخذ أشكالاً عديدة التي يتم تصنيفها من قبل طور المادة :

- ١- الطور السائل هو الأكثر شيوعاً بين مراحل الماء (داخل الغلاف الجوي للأرض والسطحية) وهو الشكل الذي يرمز له عادة بكلمة "الماء".
- ٢- الطور الصلب من الماء معروف بالجليد وعادة يأخذ هيكلًا صلبًا،
- ٣- الطور الغازي يكون على شكل بخار .

- أكسيد الديوتيريوم (D₂O) يطلق عليه اسم الماء الثقيل المستخدم في تبريد المفاعلات النووية
- تمشيا مع القواعد الأساسية الخاصة بالتسميات الكيميائية، الماء سوف يكون له الإسم المنهجي "أول أكسيد الهيدروجين , ولكن هذا ليس من بين الأسماء التي نشرها الاتحاد الدولي للكيمياء البحتة والتطبيقية .

تلوث المياه هو: أي تغير فيزيائي أو كيميائي في نوعية المياه، بطريقة مباشرة أو غير مباشرة، يؤثر سلباً على الكائنات الحية، أو يجعل المياه غير صالحة للاستخدامات المطلوبة .

ينقسم التلوث المائي إلى نوعين رئيسيين:

الأول هو التلوث الطبيعي، ويظهر في تغير درجة حرارة الماء، أو زيادة ملوحته، أو ازدياد المواد العالقة.

والنوع الآخر هو التلوث الكيميائي، وتتعدد أشكاله كالتلوث بمياه الصرف والتسرب النفطي والتلوث بالمخلفات الزراعية كالمبيدات الحشرية والمخصبات الزراعية.

الحلول لمعالجة هذا التلوث:

- سرعة معالجة مياه الصرف الصحي قبل وصولها للتربة أو للمسطحات المائية الأخرى، والتي يمكن إعادة استخدامها مرة أخرى في ري الأراضي الزراعية ، لكن بدون تلوث للتربة والنباتات التي يأكلها الإنسان والحيوان .
- التخلص من نشاط النقل البحري، وما حدث من تسرب للنفط في مياه البحار -أو الأنهار الملاحية- من خلال الحرق أو الشفط .
- محاولة دفن النفايات المشعة في بعض الصحارى المحددة، لأنها تتسرب وتهدد سلامة المياه الجوفية .
- فرض احتياطات أمنية على نطاق واسع من أجل المحافظة على سلامة المياه الجوفية كمصدر آمن من مصادر مياه الشرب، وذلك بمنع الزراعة أو البناء أو قيام أي نشاط صناعي قد يضر بسلامة المياه.
- محاولة إعادة تدوير بعض نفايات المصانع بدلاً من إلقائها في المصارف ووصولها إلى المياه الجوفية بالمثل طالما لا يوجد ضرر من إعادة استخدامها مرة أخرى .
- التحليل الدوري الكيميائي و الحيوى للماء بواسطة مختبرات متخصصة، لضمان المعايير التي تتحقق بها جودة المياه وعدم تلوثها.
- الحد من تلوث الهواء الذي يساهم في تلوث مياه الأمطار، وتحولها إلى ماء حمضي يثير الكثير من المشاكل المتداخلة. هو توافر الوعي البشري الذي يؤمن بضرورة محافظته على المياه من التلوث .

تقنية النانو

هي تقنية الجزيئات متناهية الصغر ، أو تقنية الصغائر .

وهي العلم الذي يهتم بدراسة معالجة المادة على المقياس الذري والجزيئي. تهتم تقنية النانو بابتكار تقنيات ووسائل جديدة تقاس أبعادها بالنانومتر وهو جزء من الألف من الميكرومتر أي جزء من المليون من الميليمتر ، عادة تتعامل تقنية النانو مع قياسات بين ٠,١ إلى ١٠٠ نانومتر .

استخدامات تقنية النانو في حياتنا اليومية :

١- الطب النانو تستخدم فيه لمعالجة السرطان عن طريق الرنين المغناطيسي بالإضافة إلى تقنية توصيل الأدوية والعقاقير عن طريق الأنابيب النانومترية.

٢- وفي البصريات بصريات النانو تعمل على الزيادة في دقة تصحيح بؤبؤ العين وتستخدم في صناعة قرنية العين.

٣- وفي الطاقة الكهربائية النانوية

٤- تطبيقات النانو في معالجة المياه : تستخدم تقنية النانو في تصنيع مواد نانوية تعمل على معالجة المياه السطحية ومياه الصرف الصحي والمياه الجوفية ، حيث أنه لديها القدرة الفائقة على التخلص من الملوثات.

٥- تقنية النانو في الأدوات المنزلية : أصبحت هناك أنواعا من السيراميك والزجاج تحتوي على جزيئات سيراميك نانوية تزيد من نعومتها وتجعلها أكثر مقاومة للحرارة وأسهل في التنظيف مثل المكواة.

٦- الزراعة النانوية : تعمل تطبيقات النانو على تحسين إنتاج الغذاء بالكامل بداية من بدء عملية الإنتاج وانتهاء بالتعبئة ومعالجة النفايات ،

٧- تقنية النانو في مستحضرات التجميل : من أهم مجالات تقنية النانو في مستحضرات التجميل هي صناعة واقي لأشعة الشمس المكونة من جزيئات نانو معدنية مثل ثاني أكسيد التيتانيوم النانوي الذي يحمي الجسم من أشعة الشمس فوق البنفسجية

٨- الألياف النانوية : تستخدم الألياف النانوية في صناعة أقمشة مقاومة للمياه والبقع كما أنها مقاومة للانكماش ، كما أنها تساعد على التقليل من غسيل الأقمشة المصنوعة من الألياف النانوية وبدرجات حرارة أقل.

٩- تطبيقات النانو في البناء : تساهم تقنيات النانو بزيادة معدل بناء المنشآت وناطحات السحاب بصورة أسرع وبتكلفة أقل بكثير من المنشآت العادية.

الطاقة المتجددة

الطاقة المتجددة هي الطاقة المستمدة من الموارد الطبيعية التي تتجدد أي التي لا تنفذ. تختلف جوهرياً عن الوقود الأحفوري من بترول وفحم وغاز طبيعي، أو الوقود النووي الذي يستخدم في المفاعلات النووية.

ولا تنشأ عن الطاقة المتجددة عادةً مخلفات كثاني أكسيد الكربون (CO_2) أو غازات ضارة أو تعمل على زيادة الاحتباس الحراري كما يحدث عند احتراق الوقود الأحفوري أو المخلفات الذرية الضارة الناتجة عن المفاعلات النووية، تنتج الطاقة المتجددة من الرياح والمياه والشمس.

أنواع الطاقة المتجددة

وتسمى كذلك "الطاقة المستدامة" ومنها:

- طاقة المد والجزر ، طاقة مائية ، طاقة كهرومائية ، طاقة ريحية ، طاقة شمسية
- طاقة حيوية ، كتلة حيوية ، طاقة حرارية أرضية ، كهرباء حرارية أرضية
- وقود حيوي مستدام

مميزات الطاقة المتجددة

- متوفرة في معظم دول العالم و لا تلوث البيئة،
- وتحافظ على الصحة العامة للكائنات الحية. واقتصادية في كثير من الاستخدامات.
- ضمان استمرار توافرها و تواجدها. وتستخدم تقنيات غير معقدة.

المعيار الخامس عشر

المؤشرات	المعيار
١. يبين العلاقة بين الكيمياء والأحياء، من خلال ذكر أمثلة على بعض المركبات الكيميائية ذات الصفة الحيوية مثل DNA و RNA وغيرها.	المعيار: ٣. ٧. ١٥، يعرف المعلم العلاقة بين علم الكيمياء والعلوم الأخرى.
٢. يبين العلاقة بين الكيمياء وعلم التغذية، مثل المركبات الكيميائية ذات القيمة الغذائية كالجلكوز والنشا والبروتينات والفيتامينات والزيوت والدهون.	
٣. يبين العلاقة بين الكيمياء وكل من الصيدلة والطب، من خلال إعطاء أمثلة على بعض المركبات الكيميائية ذات القيمة الدوائية مثل الأسبرين والباراسيتمول والبنسلين.	
٤. يوضح أهمية الرياضيات في علم الكيمياء.	
٥. يشرح أهمية علم الفيزياء في تفسير التغيرات الفيزيائية التي تطرأ على المواد الكيميائية، وكذلك التغيرات الفيزيائية التي تصاحب التفاعلات الكيميائية.	
٦. يوضح تطبيقات القوانين الفيزيائية في الكيمياء مثل مفاهيم طول الموجة والتردد والطاقة والنشاط الضوئي.	

١٥

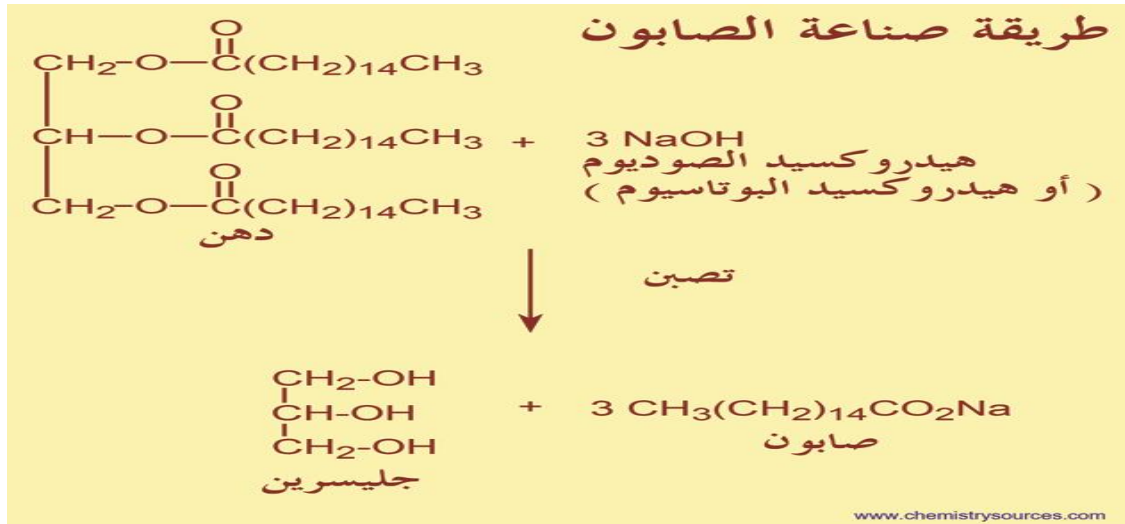
اغلب المواضيع في هذا المعيار ذكرت في الكيمياء الحيوية

الكيمياء المنزلية

اولا / الصابون

قديمًا : كان يصنع بخلط الزيوت والشحوم مع المادة القلوية المستخلصة من رماد الاشجار او بعض الاعشاب البحرية

حديثًا/ مفاعلة الدهون مع قاعدة قوية كهيدروكسيد الصوديوم او هيدروكسيد البوتاسيوم .



انواع الصابون :

- ١- الصابون السائل
- ٢- الصابون العادي
- ٣- الصابون الطري (اللين)
- ٤- الصابون الطبي
- ٥- الصابون الرخو

المواد الاولية في صناعة الصابون :

المادة	الصيغة	استعمالاتها
هيدروكسيد الصوديوم	NaOH	في صناعة الصابون الصلب
كربونات الصوديوم	Na ₂ CO ₃	مادة مالئة في الصابون الصلب
هيدروكسيد البوتاسيوم	KOH	في انتاج الصابون الرخو(السائل) وصناعة صابون الحلاقة
كربونات البوتاسيوم	K ₂ CO ₃	مادة قديمة استعملت في صناعة الصابون ويتم الحصول عليها من حرق الاعشاب

ثانيا /المبيدات الكيميائية

قديمًا : * استعمل نبات العنصل للقضاء على الفئران

- والصينيون استخدموا نبات التبغ لمقاومة بق الكثري بينما الفرس استخدموا البيرثيوم (مستخرج من نبات الكرازين) واستخدموه كمبيد حشري .
- تمكن العالم زيدلر من تحضير مركب (D .D.T) كمبيد حشري في الزراعة

انواع المبيدات الكيميائية :

- ١ - مبيدات الاعشاب
- ٢ - مبيدات فطرية
- ٣ - مبيدات حشرية

ثالثا: الاسمدة الكيميائية :

هناك ثلاث انواع رئيسية من المخصبات وهي :

١- مخصبات نيتروجينية

يتم بصنع الامونيا اما بحقتها مباشرة بالتربة او تحويلها الي سماد صلب (كاليوريا)

(اليوريا : ويطلق عليها اسم البولينا والاسم الكيميائي لها (ثنائي -اميد حمض الكربون) ويستخدم كسماد لسهولة صنعها وهي الاغني فيه نسبة النيتروجين . وتحضر من تفاعل النشادر مع ثاني اكسيد الكربون وكذلك النشادر مع غاز الفوسجين

٢- مخصبات فوسفاتية

من صخر الفوسفات حيث يتم معالجة الصخور الفوسفاتية بحمض الكبريتيك للحصول على حمض الفوسفوريك ثم اضافة الامونيا اليه .

٣- مخصبات بوتاسية

المكون الرئيسي لها هو كلوريد الكالسيوم الذي يتم الحصول عليه من الكارناليث حيث يتواجد بكثرة في البحر . وهو المخصب الذي لا يتطلب معالجة كيميائية .

العلاقة بين الكيمياء والطب والصيدلة :

استخدم الطبيب اليوناني ابقراط لحاء شجر الصفصاف كمخفف للالم ونقيع اوراق القمعية لمعالجة قصور القلب ،

علم الادوية : هو العلم الذي يبحث في كل مايتعلق بالدواء

الدواء (Drug) : عبارة عن مواد كيميائية مركبة (محضرة) لمعالجة اعتلال معين بمعاونة كيماويات الجسم واعادة الجهاز المختل اى وضعة الطبيعي .

عرف قديما عند العرب اسم الدواء ب الاقربازين

. ليست مصادر الادوية فقط النباتات انما ينقسم الى عدة اقسام :



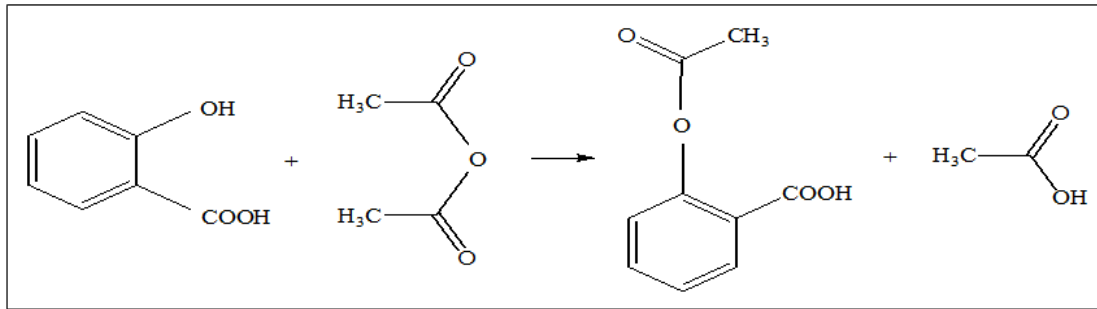
الادوية الكيميائية المصنعة :

١- الاسبرين

يصنع من تفاعل حمض السالسلينك مع انهيدريد حمض الخل عن طريق تفاعل الاسترة وهو من اكثر لادوية استعماله كمسكن للالم ولاعراض الروماتيزم والتهاب المفاصل

- مكتشفه الكيميائي **ألماني** فيليكس هوفمان ، يعتبر اول من صنع **الاسبرين** و**الهيروين** ، حيث برع في مجال الصيدلة .

المعادلة الكيميائية لتحضير الاسبرين:



الاسم الكيميائي للاسبرين هو : استيل سالسيليك

٢- البنسلين :

ويعتبر اول مضاد حيوي تم اكتشافه بواسطة العالم **الكسندر فليمنغ** من نوع من الطحلب (هو العقار المستخرج من مصدر نباتي من بين البقية الاخرى)

١- البنسلين Penicillin

أول مضاد ينتج على نطاق صناعي.

- ♦ فعال ضد معظم البكتيريا الموجبة الجرام.
- ♦ يؤثر على الجدار البكتيري عن طريق منع تكوين الرابطة الببتيدية العرضية في طبقة الببتيدوجلايكان.

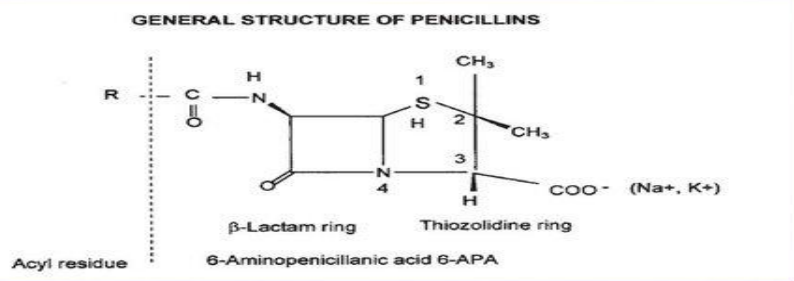


The diagram illustrates the structure of a bacterial cell wall. It shows a network of glycan chains (represented by green and yellow circles) connected by peptide cross-links (represented by red and blue circles). A red arrow points to the cross-links, indicating the site of action for penicillin.

♦ **التركيب الكيميائي للبنسلين**

يتكون البنسلين من اتحاد الحمضين الأمينيين L-Valine , D-Valine System لإنتاج نواة البنسلين 6-amino penicillanic acid . ترتبط النواة بعد ذلك بمجموعة جانبية لتكوين البنسلين.

GENERAL STRUCTURE OF PENICILLINS



The diagram shows the general structure of penicillins. It consists of a β -Lactam ring (a five-membered ring with one nitrogen atom) and a Thiazolidine ring (a five-membered ring with one sulfur atom). The nitrogen atom in the β -Lactam ring is bonded to an acyl residue (R). The sulfur atom in the Thiazolidine ring is bonded to a methyl group (CH₃). The carbon atom at position 6 of the Thiazolidine ring is bonded to a carboxylate group (COO⁻), which is associated with sodium (Na⁺) or potassium (K⁺) ions. The structure is labeled as 6-Aminopenicillanic acid (6-APA).

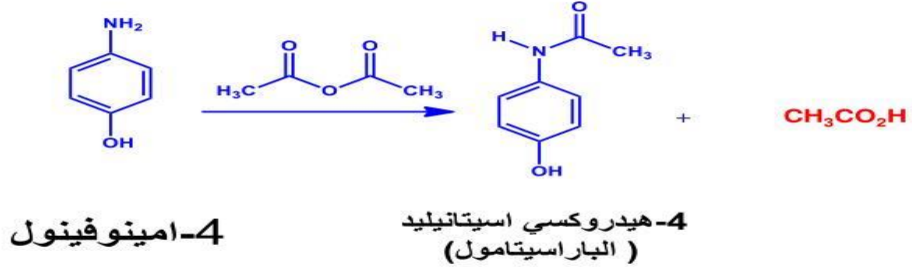
٣- الباراسيتامول (Paracetamol) : أو الأسييتامينوفين

ومكتشفه هو الألماني أدولف كوسمال في حين أن هارمون نورتروب مورسه أول من قام بتخليق الباراسيتامول عن طريق اختزال البار-نيتروفيனால் مع القصدير في حمض الخليك الثلجي.

الاسماء التجارية له

البندول في إنجلترا و تايلينول في أمريكا و تمبرا في كثيرا من الدول

تحضير الباراسيتامول



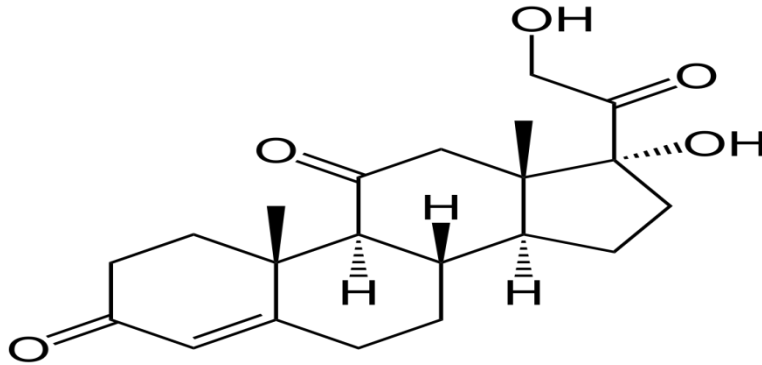
رابعاً: الكورتيزون

تم اكتشافه لأول مرة من قبل الكيميائيين الأمريكيين إدوارد كالفين كيندال وهارولد ميسون أثناء إجرائهم بحوثهما

منح كيندال جائزة نوبل في الفسيولوجيا أو الطب عام 1950 مع فيليب هنش وتاديوس راخشتاين وذلك لاكتشافهم هرمونات قشرة الغدة الكظرية،

الكورتيزون هو أحد النواتج النهائية لعملية تصنيع الستيرويد تبدأ هذه العملية بصنع الكولسترول، والتي تنتقل بعد ذلك من خلال سلسلة من التعديلات في الغدة الكظرية (فوق الكلية) لإنتاج أحد الهرمونات الستيرويدية.

صيغة الكيميائية :



مجالات دراسة الكيمياء (اهتمامات علم الكيمياء):

يهتم علم الكيمياء (1) بدراسة التركيب الذري والجزيئي للمواد وكيفية ارتباطها (2) ومعرفة الخواص الكيميائية لها ووصفها كما وكيفا (3) ولا يقتصر عمل الكيميائيين على ذلك ولكنهم يتوصلون أيضاً الى الدور الذي تقوم به هذه المواد وكيف تقوم به بدءاً من مكونات الذرة إلى الجزيئات الكبيرة (4) كذلك التفاعلات الكيميائية التي تتحول بها المتفاعلات إلى نواتج وكيفية التحكم في ظروف التفاعل . للوصول الى منتجات جديدة مفيدة تلبى الاحتياجات المتزايدة في المجالات المختلفة مثل الطب والزراعة والهندسة والصناعة .

اسهامات علم الكيمياء كما يساهم علم الكيمياء في علاج بعض المشكلات البيئية مثل تلوث الهواء والماء والتربة . ونقص المياه ، ومصادر الطاقة ، وغير ذلك من المجالات .

الكيمياء مركز العلوم

يعتبر علم الكيمياء مركزاً لمعظم العلوم الأخرى ، كعلم الأحياء والفيزياء والطب والزراعة وغيرها من العلوم نذكر منها على سبيل المثال ما يلي :

(1) الكيمياء والبيولوجي :

علم البيولوجي هو علم خاص بدراسة الكائنات الحية العلاقة بين علم الكيمياء و علم البيولوجي يساهم علم الكيمياء في فهم التفاعلات الكيميائية التي تتم داخل الكائنات الحية ومنها تفاعلات الهضم والتنفس والبناء الضوئي وغيرها . ينتج عن التكامل بين البيولوجي والكيمياء علم الكيمياء الحيوية Biochemistry

اختصاصات الكيمياء الحيوية Biochemistry

يختص بدراسة التركيب الكيميائي لأجزاء الخلية في مختلف الكائنات الحية ، مثل الدهون والكربوهيدرات والبروتينات والأحماض النووية وغيرها .

(2) الكيمياء والفيزياء :

الفيزياء هي العلم الذي يدرس كل ما يتعلق بالمادة وحركتها والطاقة ، ومحاولة فهم الظواهر الطبيعية والقوى المؤثرة عليها ، كما تهتم بالقياس وابتكار طرق جديدة للقياس تزيد من دقتها العلاقة بين علم الكيمياء والفيزياء : ينتج عن التكامل بين الفيزياء والكيمياء علم الكيمياء

الفيزيائية Physical Chemistry

اختصاصات علم الكيمياء الفيزيائية Physical Chemistry

ويختص بدراسة خواص المواد وتركيبها والجسيمات التي تتكون منها هذه المواد مما يسهل على الفيزيائيين القيام بدراساتهم .

(3) الكيمياء والطب والصيدلة :

الأدوية التي يستخدمها المرضى ويصفها الأطباء ما هي إلا مواد كيميائية لها خواص علاجية ، يقوم الكيميائيون بإعدادها في معاملهم ، أو مواد مستخلصة من مصادر طبيعية .

العلاقة بين الكيمياء والطب والصيدلة :

وتفسر لنا الكيمياء طبيعة عمل الهرمونات والإنزيمات في جسم الانسان . وكيف يستخدم الدواء في علاج الخلل في عمل اي منها .

المعيار السادس عشر والسابع عشر

المؤشرات	المعيار
<p>١- يعرف أهم التوجهات الحديثة في التربية العلمية، مثل: استخدام المعايير في توجيه التربية العلمية، والتكامل في تدريس العلوم، والاهتمام بالثقافة العلمية (العلم للجميع) والربط بين العلم والمجتمع والتقنية وبين العلم والتقنية والهندسة والرياضيات، وتوظيفها في تدريس الكيمياء.</p> <p>٢- يلم بأساليب توظيف البيئة المحيطة ومكوناتها في تدريس الكيمياء.</p> <p>٣- يذكر أهم التطبيقات التقنية للمفاهيم والنظريات العلمية.</p> <p>٤- يلم بثقافة علمية ذات علاقة بما يقوم بتدريسه من موضوعات.</p> <p>٥- يقترح ويصمم نماذج لتبسيط وتوضيح الأفكار والمفاهيم والظواهر العلمية.</p> <p>٦- يشرح مفهوم وأهمية معرفة التصورات الخاطئة في الكيمياء، وطرق الكشف عنها، ويذكر أمثلة لبعضها، ويبين أثرها في عملية التعلم، وخطورة تجاهل المعلم لها، ويذكر الطرق المناسبة للتعامل معها.</p> <p>٧- يلم بأنواع التفكير ومهاراته كالتفكير العلمي والإبداعي والناقد واتخاذ القرار وكيفية توظيفها وتنميتها في دروس الكيمياء.</p> <p>٨- يلم بأبرز مشاريع التطوير العالمية والمحلية في مجال التربية العلمية، والاختبارات الدولية في هذا المجال.</p>	<p>المعيار، ١٦.٧.٣، يلم المعلم بالمهارات الأساسية لتدريس الكيمياء، والتوجهات الحديثة في التربية العلمية.</p>

١٦

المؤشرات	المعيار
<p>١- يلم بطرق التدريس والأنشطة المفضلة في تدريس الكيمياء، مثل: المشروعات، حل المشكلات، العروض العملية، التجارب العملية، الدراسات الحقلية، الزيارات العلمية، المعارض العلمية، المتاحف، ويشرح الفلسفة التي تقوم عليها وخطوات وإجراءات تطبيقها في تدريس الكيمياء، وإجراءات التقويم المناسبة.</p> <p>٢- يعرف كيفية تصميم الأنشطة الاستقصائية بمستويات متعددة في دروس الكيمياء، وكيفية توجيه الطلاب إلى توليد الأسئلة العلمية، وإجراء الملاحظات، وجمع البيانات، وتنظيمها، وتحليلها، وتمثيلها، وتفسيرها، وربطها بالمعرفة العلمية الحالية، وتقديم الإجابات العلمية، وإعداد التقارير، والتواصل العلمي بها بطرق وأدوات وتقنيات متعددة.</p> <p>٣- يعرف كيفية تصميم دروس تحفز استخدام الطلاب لمهارات التفكير العليا، ومهارات حل المشكلات.</p> <p>٤- يحدد الطريقة المناسبة للتدريس بناء على طبيعة المفهوم العلمي ومستوى الطلاب والإمكانيات المتاحة.</p> <p>٥- يستطيع تخطيط وتنفيذ طرق التدريس بأسلوب يسمح للطلاب بممارسة حوار ونقاش علمي منضبط ومدعم بالدليل حول القضايا العلمية التي يستهدفها الدرس.</p> <p>٦- يعرف ويحدد مدى مناسبة استخدام الوسائل والتقنيات المهمة في تدريس الكيمياء مثل: النمذجة والوسائط المتعددة (Multimedia) برامج المحاكاة (Simulation) والحساسات (Sensors) في المعامل المعتمدة على الحواسيب المصغرة (Microcomputer based Laboratory) (MBL) ويتمكن من استخدامها بأسلوب فاعل في تحقيق أهداف التعلم.</p>	<p>المعيار، ١٧.٧.٣، يلم المعلم بطرائق التدريس الخاصة في التربية العلمية.</p>

١٧

طرائق تدريس الكيمياء :

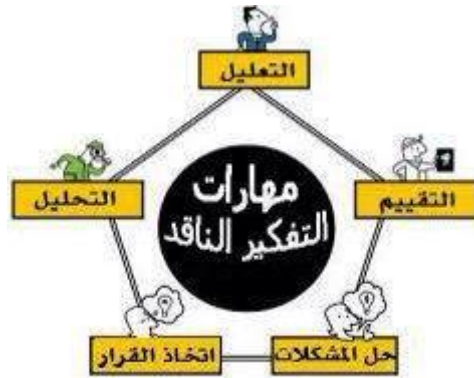
اولا : انواع التفكير

التفكير الناقد

التفكير الناقد هو قدرة الفرد على إبداء الرأي المؤيد أو المعارض في المواقف المختلفة ، مع إبداء الأسباب المقتعة لكل رأي .
والتفكير الناقد تفكير تأملي يهدف إلي إصدار حكم أو إبداء رأي .
ويكفي هنا أن يكون الفرد صاحب رأي في القضايا المطروحة ، وأن يدلل على رأيه ببينة مقنعة حتى يكون من الذين يفكرون تفكيراً ناقداً .
ويتم ذلك بإخضاع المعلومات والبيانات لاختبارات عقلية ومنطقية وذلك لإقامة الأدلة أو الشواهد والتعرف على القرائن. ويتم فيه معالجة هذه المعلومات والبيانات لاختبارات عقلية ومنطقية وذلك لإقامة الأدلة أو الشواهد والتعرف على القرائن .

خطوات التفكير الناقد

- 1- تحديد الهدف من التفكير .
- 2- التعرف علي أبعاد الموضوع .
- 3- تحليل الموضوع الي عناصر ”بما يتلاءم مع الهدف” .
- 4- وضع المعايير و المؤشرات الملانمة لتقييم عناصر الموضوع .
- 5- استخدام المعايير في تقييم كل عنصر من عناصر الموضوع .
- 6- التوصل إلي القرار أو الحكم .



التفكير العلمي

هو العملية العقلية التي يتم بموجبها حل المشكلات أو اتخاذ القرارات بطريقة علمية من خلال التفكير المنظم المنهجي .

خطوات التفكير العلمي لاتخاذ القرار :-

- 1- تحديد تحديد المشكلة و الهدف من اتخاذ القرار .
- 2- جمع البيانات والحقائق عنها والتنبؤ بآثارها المحتملة .
- 3- وضع الحلول البديلة للمشكلة Alternatives
- 4- تقييم كل بديل من البدائل Evaluation
- 5- اتخاذ القرار الأنسب الذي يمثل أحسن مسار لتحقيق الهدف في ضوء الإمكانيات والموارد المتاحة .

خطوات الأسلوب العلمي للمعرفة :-

- 1- الملاحظة .
- 2- الرغبة في المعرفة ” تساؤل “.
- 3- وضع الفروض .
- 4- تحديد أفضل الطرق للإجابة علي التساؤل .
- 5- اختبار الفروض .
- 6- الاستنتاج .
- 7- التعميم الحذر .



التفكير الإبداعي

الإبداع هو النظر للمألوف بطريقة أو من زاوية غير مألوفة، ثم تطوير هذا النظر ليتحول إلى فكرة، ثم إلى تصميم ثم إلى إبداع قابل للتطبيق والاستعمال .

مميزات التفكير الإبداعي

- 1- تجنب التتابعية المنطقية .
- 2- توفير بدائل عديدة لحل المشكلة .
- 3- تجنب عملية المفاضلة والاختيار .
- 4- البعد عن النمط التقليدي الفكري .
- 5- تعديل الانتباه إلى مسار فكري جديد

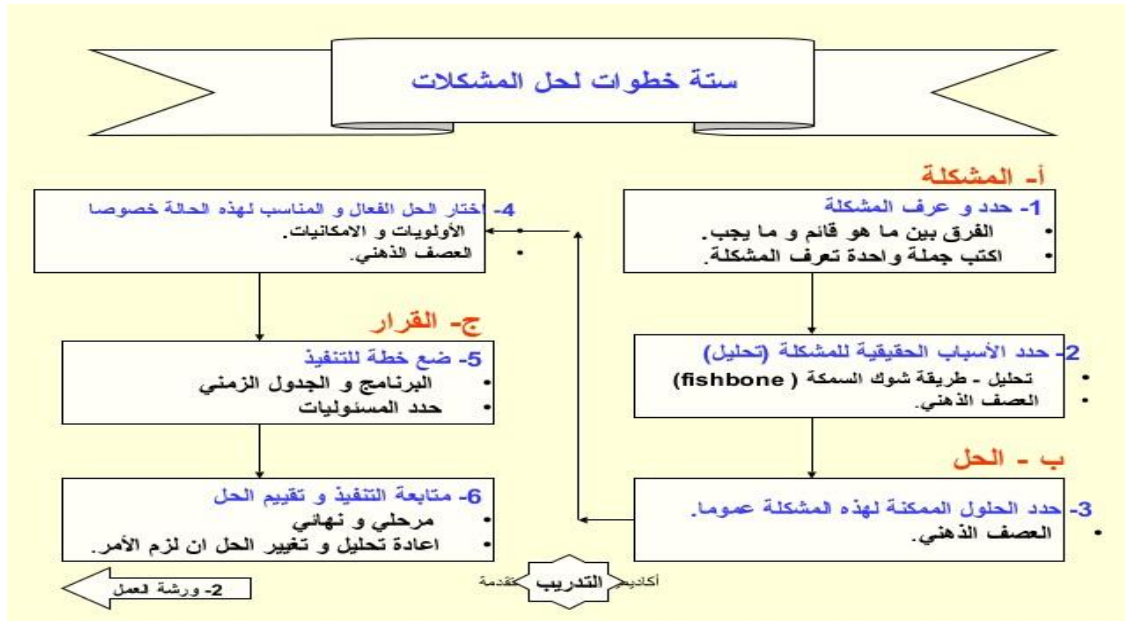
خصائص التفكير الإبداعي

- 1- الحرص على الجديد من الأفكار والآراء والمفاهيم والتجارب والوسائل
- 2- البحث عن البدائل لكل أمر والاستعداد لممارسة الجديد منها .
- 3- الاستعداد لبذل بعض الوقت والجهد للبحث عن الأفكار والبدايل الجديدة، ومحاولة تطوير الأفكار الجديدة أو الغريبة،
- 4- الاستعداد لتحمل المخاطر واستكشاف الجديد .
- 5- الثقة بالنفس والتخلص من الروح الانهزامية .
- 6- الاستقلالية في الرأي والموقف .
- 7- تنمية روح المبادرة والمبادأة في التعامل مع القضايا والأمور كلها .

مهارات التفكير الإبداعي : (الطلاقة - المرونة - الأصالة - الإفاضة - التخيل)



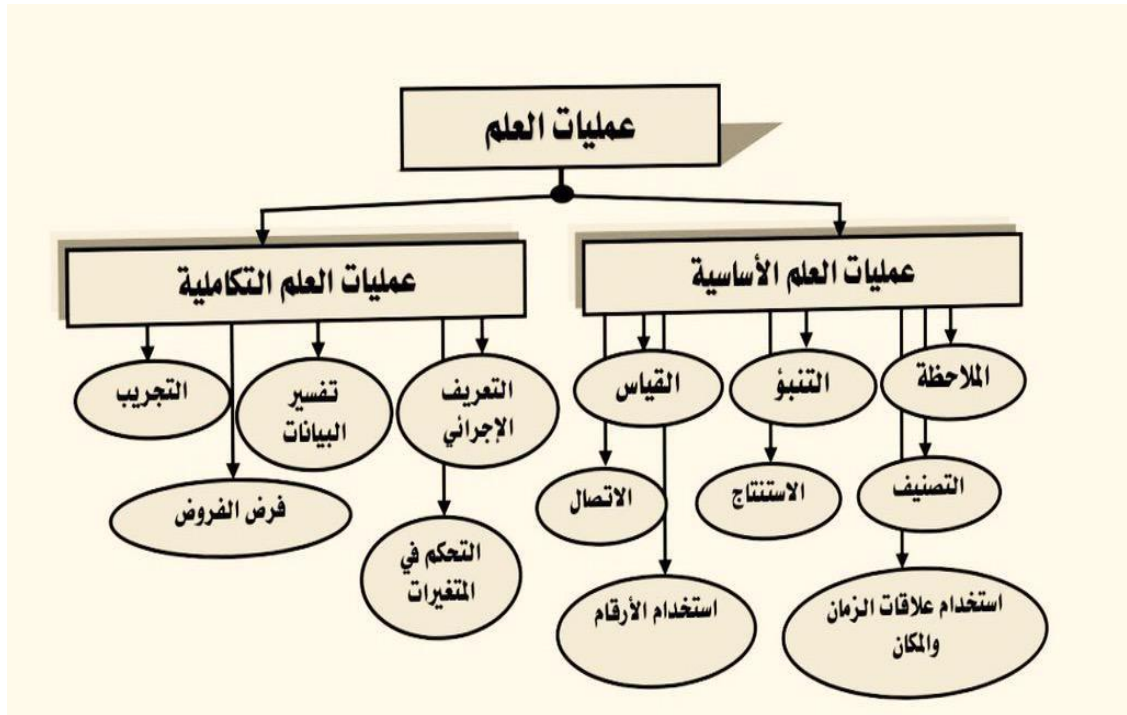
ثانيا - حل المشكلات



ثالثا - التدريس بالاستقصاء



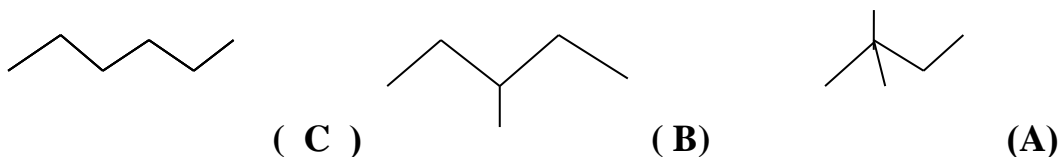
طرق التدريس الحديثة



المعيارين الاخيرين هي الجزء التربوي لم استطيع ايجاد اكثر من كذا فلاتعتمدوا كل الاعتماد على هذه المعلومات بل ابحثوا عنها اكثر .

مقتطفات من اسئلة كفايات الكيمياء للسنوات السابقة :

١- المركب الاعلى درجة غليان :



اقلهم A لان به تفرعات اكثر
التفرعات تقلل درجة الغليان
فكلما زادت قلت درجة الغليان

$$A > B > C \quad -1$$

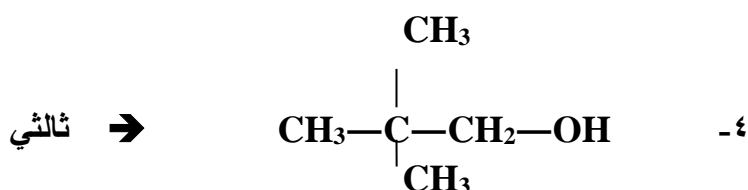
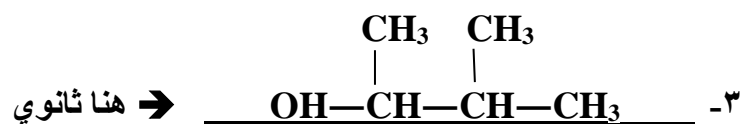
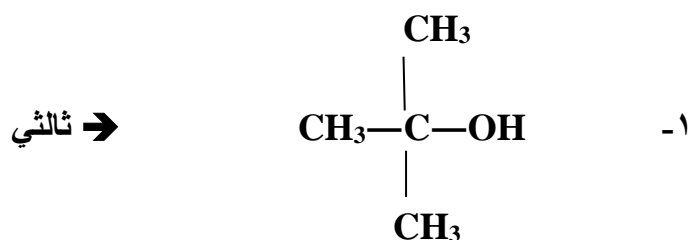
$$C > A > B \quad -2$$

$$\underline{C > B > A} \quad -3$$

٢- يتصاعد غاز الهيدروجين عند تفاعل فلز الصوديوم مع :

البروبان - الاسيتون - الايثانول - الفورمالدهيد .

٣- أي الكحولات التالية يمكن تصنيفه كحول ثانوي





رابعاً : اسم المركب $\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3$ حسب نظام IUPAC هو :

رابعاً : اسم المركب

الترقيم يبدأ من المكان
القريب من الرابطه الثلاثية
لنرقم اطول سلسلة

١ - ٤-بيوتيل -٢- هكسايين

٢ - ٣- بيوتيل-٤- هكسايين

٣ - ٤- ايثيل -٢- اوكتان

٤ - ٤- ايثيل -٦- اوكتان

٥- الجزي C_2H_4 اذا كان التهجين من نوع SP^2 فما الشكل الهندسي له :
خطي - رباعي الاوجه -- ثماني الاوجه -- مثلث مستو

٦- لمعرفة نسبة الخطأ في القياس :

١- القيمة المقاسة / القيمة الصحيحة $\times 100$

٢- القيمة الصحيحة / القيمة المقاسة $\times 100$

٣- $\frac{\text{القيمة المقاسة}}{\text{القيمة المقاسة} + \text{القيمة الصحيحة}} \times 100$

٤- $\frac{\text{القيمة المقاسة} - \text{القيمة المقاسة}}{\text{القيمة المقاسة}} \times 100$

٧- أي التعبير عن التراكيز التالية تتأثر بدرجة الحرارة :

١- المولالية ٢- الكسر المولي ٣- المولارية ٤- النسبة المولية

(من قانون المولارية : يوجد الحجم والحجم يتأثر بالحرارة لكن الكتلة وعدد المولات لا تتأثر.

٨- العالم الذي رتب العناصر وفقاً للعدد الذري هو :

١- نيولاندز ٢- مندليف ٣- بور ٤- موزلي

٩- كم رقما معنوياً في الرقم 0.0072

١- واحد ٢- ثلاثة ٣- اربعة ٤- اثنان

١٠- تفاعل حمض مع قاعدة يصنف كتفاعل :

اكسدة واختزال - تعادل - تكوين

١١ : لتحضير التلوين من البنزين بتفاعل :

١- فورترز ٢- فريدل كرفت ٣- بولتزمان

١٢- كم متشكلا (متماكب) للجزئ C_5H_{12} :

٣ - ٤ - ٢ - ٥

من قاعدة المتشكلات للالكانات المفتوحة : $2^{n-4} + 1 = 2+1= 3$. $2^{5-4} + 1$

١٣- أي المركبات التالية عند اضافة الى محلول لا يتغير pH :

HCL -- NH₄CL -- KCL -- CH₃COONa

لانه ملح متعادل (حمض قوي مع قاعدة قوية) لا يغير pH

١٤- هذه الصيغة $N_2H-CH-COOH$ تمثل :
|
R

١- حمض كربوكسيلي ٢- بروتين ٣- حمض اميني ٤- امين

١٥- عمود من غاز في مكبس حجمة 2ml تحت ضغط 20 KPa كم يكون ضغطه ليصبح حجم الغاز . 4 ml

١- 12 KPa --- 8KPa --- 20 KPa --- 10 KPa

طريقة الحل : $P_2 = V_1 \times P_1 / V_2 = 2 \times 20 / 4 = 40/4 = 10$

١٦- ما كثافة 0.789 g/L حجمها 2L .

$$\underline{1.57 \text{ g}} \quad \text{---} \quad 157\text{g} \quad \text{-----} \quad 0.157 \text{ g} \quad \text{-----} \quad 15.7 \text{ g}$$

طريقة الحل : الكثافة = الكتلة × الحجم = $1578 = 2 \times 0.789$ (نضرب عادي ثم نضع الفاصلة بعد ثلاث ارقام من اليمين فيصح الناتج 1.578)

١٧- المركب الذي يكون فيه عدد جسيمات الاوكسجين مساوية لعدد افوجادرو هو :



١٨- يسلك الغاز سلوك الغاز المثالي عند :

١- ضغط منخفض ودرجة حرارة عالية

٢- ضغط عالي ودرجة حرارة منخفضة

٣- ضغط منخفض ودرجة حرارة منخفضة

٤- ضغط عالي ودرجة حرارة عالية

١٩- في التفاعل التالي $3\text{H}_2 + \text{N}_2 \rightarrow 2\text{NH}_3 + 73 \text{ kJ}$ كيف يمكن زيادة كمية الامونيا .

١- بتقليل غاز النيتروجين ٢- باضافة كمية من الامونيا ٣- باضافة غاز الهيدروجين

٢٠- في التفاعل الاتي $3\text{H}_2 + \text{N}_2 \rightarrow 2\text{NH}_3$

١- يختفي النيتروجين بنصف سرعة اختفاء الهيدروجين

٢- يتكون النشادر بثلاث سرعة اختفاء الهيدروجين

٣- اختفاء الهيدروجين اسرع ثلاث مرات من اختفاء النيتروجين

٢١- الاسم الشائع للجذر الالكيلي $\text{C}-(\text{CH}_3)_3$

١- ايزو بيوتيل ٢- ثا. بيوتيل ٣- بروبييل عادي ٤- ايزو بروبييل

٢٢- في التفاعل $2A + B \rightarrow A_2B$ عند مضاعفة حجم اناء التفاعل فإن :

الحجم معاكس للضغط
فإنه عند مضاعفته أي
زيادته فـ الضغط سوف
يقل

١- الضغط يقل الى النصف

٢- الضغط يزداد اربعة اضعاف

٣- تزيد كمية النواتج

٤- تزيد كمية المتفاعلات

٢٣- يدل الرمز aq علي :

صلب -- سائل -- محلول مائي --- غاز

ارتفاع ka للحمض
او kb للقاعدة يعني
انه توصيله اعلى .

٢٤- أي المواد التالية اعلى توصيل :

١- $ka = 1 \cdot 10^3$ HSO_4^-

٢- $ka = 6.2 \cdot 10^{-10}$ HCN

٣- $ka = 5.6 \cdot 10^{-5}$ NH_4^+

٢٥- كم يكون تركيز الهيدروكسيد لمحلول $pH = 6$ ؟

١- 10^{-8}

٢- 10^{-9}

٣- 10^{-6}

٤- 10^{-10}

$$POH = 14 - 6 = 8$$

$$[OH] = 10^{-POH} \\ = 10^{-8}$$

٢٦- يتحلل السكر الى :

جلوكوز وسكروز -- سيليلوز وجلوكوز --- رايبوز وفركتوز --- مانوز وجالاکتوز .

٢٧- كم يكون تركيز الهيدروكسيد لمحلول 0.1M HCL .

$$1- \underline{10^{-13}} \quad 2- 10^{-9} \quad 3- 10^{-10}$$

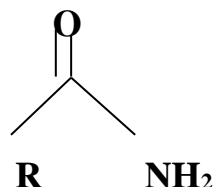
طريقة الحل : حمض قوي أي تركيزه يساوي تركيز ايونات الهيدروجين

$$[HCL]=[H^+]=0.1 = 10^{-1}$$

$$[OH^-]= k_w / [H^+] = 10^{-14}/10^{-1}=10^{-13}$$

ملاحظه: ٠,١ تعني ١٠/١ أي ١٠^{-١}

ايضا في القسمة نطرح الاوسس -١٤- (-١) = -١٤ + ١ = -١٣



٢٨- الصيغة التالية توضح

٣- Ammine

٢- Imid

١- Amid

٢٩- العامل الحفاز يزيد من سرعة التفاعل وذلك ب

٢- زيادة طاقة التنشيط

١- تغير مسار التفاعل

٤- زيادة درجة الحرارة

٣- زيادة التصادمات الفعالة

٣٠- يستخدم كاشف فهلنج للكشف عن :

٤- الكحولات

٣- الايثرات

٢- الاسترات

١- الالدهيدات والكيونونات

٣١- عدد اكسدة الفسفور في المركب NaH_2PO_4 هي :

$$4 + \quad , \quad 5 - \quad , \quad 3 + \quad , \quad \underline{5+}$$
$$0 = 1 + (1 \times 2) + \text{س} + (2 \times 4)$$

س = ٨ - ٣ = ٥ راجعي قاعدة الاشارات في الباب الرابع

٣٢- لحساب الكسر المولي لمحلول فان المقام يكون :

١- مجموع عدد مولات المذاب والمذيب

٢- عدد مولات المذيب

٣- مضروب عدد مولات المذاب والمذيب

٣٣- وفقا لمفهوم لويس تكون القاعدة

١- المادة التي لها قابلية لاستقبال زوج الكتروني

٢- المادة التي لها قابلية لمنح الزوج الالكتروني

٣- المادة التي تعطي ايون الهيدروكسيد

٣٤- نوع التفاعل التالي $\text{C}_3\text{H}_6 + \text{Br}_2 \rightarrow \text{C}_3\text{H}_6\text{Br}_2$ هو :

اكسدة واختزال -- اضافة -- تكوين -- استبدال

٣٥- الذرة كرة مصمتة هذه مقولة العالم :

دالتون - رذرفورد - طمسون - ارسطو

٣٦- عند اضافة $\text{C}_6\text{H}_5\text{N}$ الى محلول ما فانه :

١- لايتاثر الرقم الهيدروجيني

٢- يزيد الرقم الهيدروجيني

٣- يقل الرقم الهيدروجيني

٤- يزداد تركيز ايون الهيدرونيوم

المركبات التي بها
N غالبا تكسبها
صفة قاعدية

يكون طورين أي
طبقتين : الماء قطبي
و CCL4 غير قطبي
لا يذوب في الماء .

٣٧- مخلوط يتكون من طورين :

١- الماء و CCL4

٢- بنزين و CCL4

٣- ماء وإيثانول

٤- هبتان واكتان

٣٨- أي التالي بوليمر حيوي

سليولوز - سكروز - فركتوز - جلوكوز .

٣٩- العالمة ماري كوري لها اسهامات في مجال :

النشاط الاشعاعي - الكيمياء الحيوية - الثيرموديناميك - الجدول الدوري

٤٠- وحدة قياس كمية الحرارة حسب النظام الدولي IS :

الجول - كالفن - كالوري - درجة مئوية

٤١- أي العناصر التالية يتفاعل مع HCL وينطلق غاز الهيدروجين :

Ag - Zn - Au - Pt

٤٢- الصيغة العامة للالكاينات المفتوحة هي :

$C_n H_{2n+1}$ ، $C_n H_{2n-2}$ ، $C_n H_{2n}$

٤٣- يدخل في تركيب الشعر في الثدييات والريش والطيور :

الكولاجين ، الكيراتين ، الكرياتين

٤٤- يقوم الهيموجلوبين بنقل الاوكسجين الجسم فيصنف على انه :

البروتينات ، السترويدات ، فيتامينات ، كربوهيدرات

٤٥- المادة الغذائية التي تزود خلايا الكائنات الحية بالنيتروجين هي :

البروتينات ، السكريات ، الدهون ، الفيتامينات

٤٦- الصيغة التي تبين طريقة ارتباط الذرات ببعضها البعض هي :

الاولية - البنائية - الوظيفية - الجزئية

٤٧- أي الذرات الاتية لها نصف قطر اكبر (الاعداد الذرية ${}^7\text{N}$, ${}^9\text{F}$, ${}^3\text{Li}$, ${}^4\text{Be}$)

Be - Li - F - N

لانه اقلهم عدد ذري بالتالي حجمها كبير ونصف قطرها كبير ايضا .

٤٨- العالم الذي فسر طيف الهيدروجين هو العالم :

بور - رذرفورد - فارادي - مليكان

٤٩- مانوع البحث العلمي الذي يجيب عن الاسئلة من خلال الملاحظة :

بحث تطبيقي - بحث وصفي - بحث تقني - بحث تحليلي

٥٠- يتكون الماء الملكي من حمض النيتريك وحمض الكبريتيك وذلك بنسبة :

١- ٣٥% حمض النيتريك و ٦٥% حمض الكبريتيك

٢- ٦٥% حمض النيتريك و ٣٥% حمض الكبريتيك

٣- ٩٠% حمض النيتريك و ١٠% حمض الكبريتيك

٥١- عدد مولات المغنسيوم اللازمة لتفاعل مع 5mol من غاز الكلور لينتج مركب كلوريد المغنسيوم
تبلغ :

2.5 ، 5 ، 10 ، 25

طريقة الحل :

نكتب معادلة التفاعل : $Mg + Cl_2 \rightarrow MgCl_2$

$1mol Mg \rightarrow 1mol Cl_2$

? $\rightarrow 5 mol Cl_2$

وسطين في طرفين يصبح الناتج = 5

٥٢- عدد مولات ٨٠ جرام من غاز الارجون تبلغ : (Ar = 40g/mol)

٨٠ ، ٤٠ ، ٢ ، ٠,٥

عدد المولات =

الكتلة ÷ الكتلة المولية

$2 = 40 \div 80 =$

.....انتهى

الحمد لله على ان وفقنا لإتمام هذه الملزمة واسأل الله لكل من أخذها
النجاح والتعين بإذن الله

هذه الأسئلة جزء من تجميعات كفايات كيمياء يحوي الحساب على قدر
كبير من الأسئلة