

مذكرة اطار



كيميا الصف الثاني الثانوي

Mr. Mahmoud Ragab

معلم اول الكيمياء

مدرسة آل السعيد الثانوية

شبرا صوة

اسم الطالب

.....



مقدمة

مرحباً بك عزيزي طالب الصف الثانى الثانوى و نهنئة من القلب على إجتيازك الصف الأول الثانوى بنجاح و نتمنى لك كل التوفيق فى هذه المرحلة الجديدة من حياتك العلمية لننضح الرؤية أمامك لتحديد مستقبلك .
فنعالى نتعرف على علم الكيمياء من خلال هذا المنهج و مذكرة المنار مع أطيب أمنياتى بالنجاح و التوفيق .

أهم أسباب التفوق فى المرحلة الثانوية (إن شاء الله)

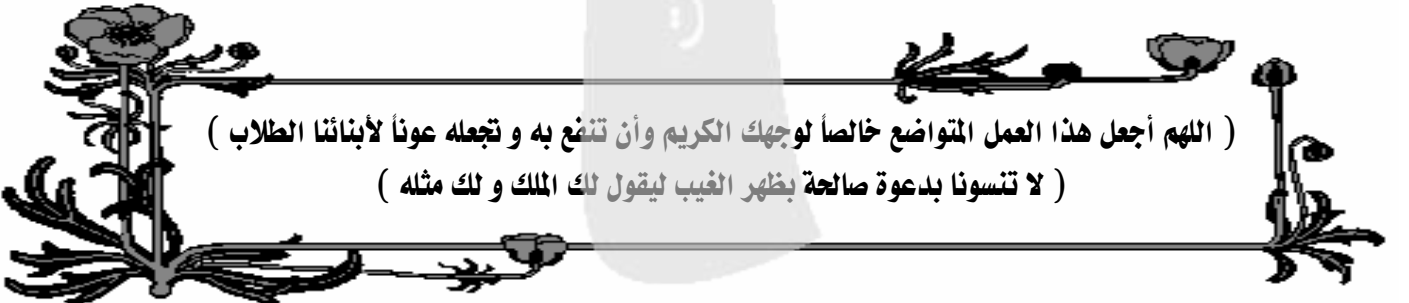
- 1 التقوى : يجب على الطالب أن يثق بالله عزو جل فى أفعاله و أقواله حتى يحصل على العلم عملاً بقوله تعالى " و اتقوا الله و يعلمكم الله " لذلك يجب عليه تبعاً لذلك ترك الطعاصى و التوبة إلى الله توبة نصوحاً.
- 2 المحافظة على الصلاة فى أوقاتها خاصة صلاة الفجر .
- 3 اللجوء لله بكثرة الدعاء له و التوكل عليه فى التوفيق فى المذاكرة و تحصيل العلم.
- 4 تنظيم الوقت جيداً و عمل جدول أسبوعى للمذاكرة بحيث تكون هناك ساعات فى اليوم لمذاكرة الدروس الجديدة و عمل الواجبات و ساعات أخرى لمراجعة القديم ، كما يراعى فى التنظيم أن تراجع كل مادة على الأقل مرة واحدة فى الأسبوع.
- 5 قبل المذاكرة اقرأ و لو صفحة واحدة من القرآن الكريم بتركيز شديد و تمعن و تدبر حتى يكون ذهنك صافياً و بعد ذلك يبدأ عقلك فى التركيز فى تحصيل العلم فقط دون تشويش من أى مؤثر خارجى .
- 6 ابدأ المذاكرة بدعاء قبل المذاكرة و اختتمها بدعاء بعد المذاكرة .
- 7 أثناء المذاكرة حاول أن تستخدم عدة طرق لتثبيت المعلومات كالتالى : اقرأ الجزء الذى ستذاكره كاملاً أول مرة ثم قم بتقسيمه إلى عدة عناوين و أجزاء ثم ذكّر كل جزء على حدة بالصوت العالى مرة و بالقراءة مرة و بالكتابة مرة أخرى ثم ذكّر جميع الأجزاء معاً ثم قم بحل بعض الأسئلة على الدرس كاملاً .

دعاء قبل المذاكرة

❁ اللهم انى أسالك فهم النبيين و حفظ المرسلين و إلهام المطالكة المقربين ، اللهم اجعل السنتنا عامرة بذكرك و قلوبنا جشيتك و أسرارنا بطاعتك إنك على كل شئ قدير و حسبنا الله و نعم الوكيل ❁

دعاء بعد المذاكرة

❁ اللهم انى أسئودك ما قرأت و ما حفظت فرده على عند حاجتي إليه يا رب العالمين ❁



الباب الأول

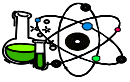
بنيّة الذرة



✽ كلمات مضيئة ✽

عمل بدون أمل يؤدي إلى ضياع العمل
و أمل بدون عمل يؤدي إلى خيبة الأمل
ف سعادة العمل تجدها مع الأمل
وروعة الأمل تجدها في العمل .





مقدمة تاريخية عن المراحل التي مر بها الفكر البشري لاكتشاف تركيب المادة :

أولاً : ديموقريطس

عند تجزئة أى قطعة مادية إلى أجزاء وتجزئة هذه الأجزاء إلى ما هو أصغر منها وهكذا حتى يمكن الوصول إلى أجزاء لا تقبل التجزئة أو الانقسام كل جزء منها يمثل جسيماً أطلقوا عليه اسم الذرة atom . (a في اللغة الإغريقية تعنى لا ، tom تعنى ينقسم) .

ثانياً : أرسطو

✦ رفض فكرة الذرة .
✦ تبنى فكرة قديمة تقول أن كل المواد مهما اختلفت طبيعتها تتكون من مكونات أربعة هي : تراب و هواء و ماء و نار .
✦ أعتقد العلماء أنه يمكن تحويل المواد الرخيصة مثل الحديد أو النحاس إلى مواد نفيسة كالذهب وذلك بتغيير نسب المكونات الأربعة .

ثالثاً : بويل ١٦٦١م



✦ رفض العالم الأيرلندى بويل مفهوم أرسطو عن طبيعة المادة و أعطى أول تعريف للعنصر .
✦ العنصر بمفهوم بويل : مادة نقية بسيطة لا يمكن تحليلها إلى ما هو أبسط منها بالطرق الكيميائية المعروفة .

رابعاً : ذرة دالتون ١٨٠٣م

تعتبر نظريته أول نظرية في تركيب الذرة وفروضها :

- ١- يتكون العنصر من دقائق صغيرة جداً تسمى الذرات .
- ٢- يتكون كل عنصر من ذرات مصمتة متناهية في الصغر غير قابلة للتجزئة .
- ٣- ذرات العنصر الواحد متشابهة في الكتلة و لكن تختلف الذرات من عنصر لآخر .
- ٤- تتكون المركبات من اتحاد ذرات العناصر المختلفة بنسب عددية بسيطة .

اكتشاف أشعة المهبط ١٨٩٧م

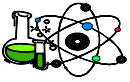
أجريت تجارب على التفريغ الكهربى خلال الغازات و لاحظوا ما يلى :

- ✦ جميع الغازات تحت الظروف العادية من الضغط و درجة الحرارة تكون عازلة للكهرباء .
- ✦ عند تفريغ أنبوبة زجاجية من الغاز بحيث يصبح ضغط الغاز فيها منخفض جداً و تعريض الغاز لفرق جهد مناسب فإن الغاز يصبح موصلاً للكهرباء .
- ✦ إذا زيد فرق الجهد بين القطبين إلى حوالى (١٠٠٠٠ فولت) يخرج سيل من الأشعة غير المنظورة من المهبط تسبب و ميضاً على جدار أنبوبة التفريغ (أشعة المهبط Cathode Rays) و سميت فيما بعد الإلكترونات .

أهم خواص أشعة المهبط

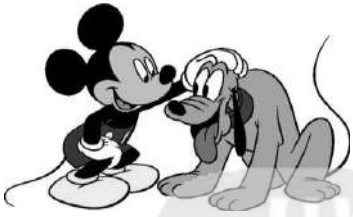
- ١- تتكون من دقائق مادية صغيرة سالبة الشحنة .
- ٢- تسير فى خطوط مستقيمة .
- ٣- تتأثر بكلاً من المجال الكهربى و المجال المغناطيسى .
- ٤- لها تأثير حرارى .
- ٥- لا تختلف فى سلوكها أو طبيعتها باختلاف مادة المهبط أو نوع الغاز مما يثبت أنها تدخل فى تركيب جميع المواد .





خامساً : ذرة طومسون ١٨٩٧م

استنتج طومسون تصور جديد للذرة و هو : الذرة عبارة عن كرة متجانسة من الكهرباء الموجبة مغمور بداخلها عدد من الشحنات السالبة تكفي لجعل الذرة متعادلة كهربياً .

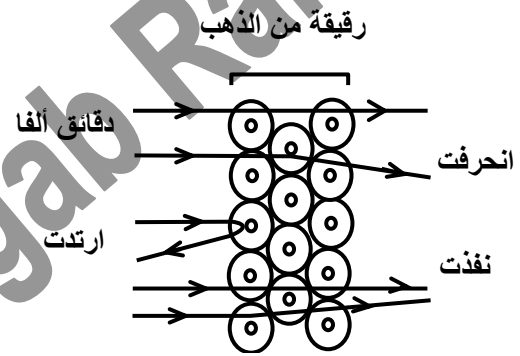
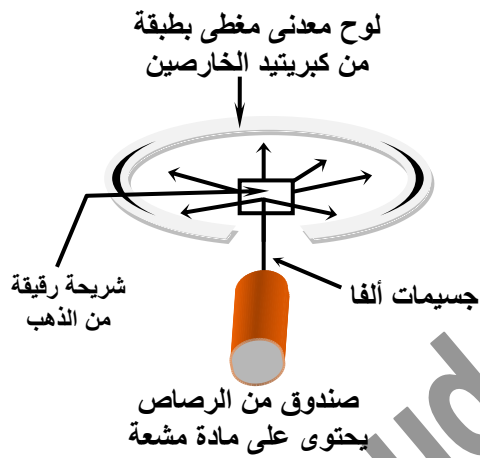


نجربة : ذرة رذرفورد

أجرى كلاً من جيجر ، ماريسدن بناء على اقتراح رذرفورد تجربة رذرفورد الشهيرة .

الخطوات :

- 1- سمح لجسيمات ألفا أن تصطدم باللوح المعدني المبطن بطبقة من كبريتيد الخارصين (تحدث مادة كبريتيد الخارصين وميضاً عند مكان اصطدام جسيمات ألفا بها) و حدد عدد و مكان جسيمات ألفا على اللوح المعدني .
- 2- وضع صفيحة رقيقة جداً من الذهب بحيث تعترض مسار جسيمات ألفا قبل اصطدامها باللوح المعدني .



وخرج رذرفورد من مشاهداته بالاستنتاجات التالية :

المشاهدة : معظم جسيمات ألفا ظهر أثرها في نفس المكان الأول الذي ظهرت فيه قبل وضع صفيحة الذهب .

الإستنتاج : معظم الذرة فراغ و ليست كرة مصمتة كما صورها كلاً من دالتون و طومسون .

المشاهدة : نسبة قليلة جداً من جسيمات ألفا لم تنفذ من رقيقة الذهب و ارتدت في عكس مسارها و ظهرت بعض ومضات على الجانب الأخر من اللوح .

الإستنتاج : يوجد بالذرة جزء كثافته كبيرة و يشغل حيزاً صغيراً جداً أطلق عليه النواة .

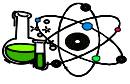
المشاهدة : ظهرت بعض الومضات على جانبي الموضع الأول (انحرفت) .

الإستنتاج : لا بد أن تكون شحنة الجزء الكثيف في الذرة مشابهة لشحنة جسيمات ألفا الموجبة لذا تنافرت معها .

س : كيف تميز عملياً بينه كل من : جسيمات ألفا وأشعة المعيط ؟

من قال سبحانه الله و حمده نكتب له ألف حسنة أو تحط عنه ألف سيئة
(سبحانه الله و حمده سبحانه الله العظيم)





سادساً : ذرة رذرفورد ١٩١١ م

- من التجربة السابقة وتجارب أخرى لغيره من العلماء تمكن رذرفورد من وضع نموذج لبنية الذرة : (فروض رذرفورد)
- ١- تشبه الذرة فى تكوينها المجموعة الشمسية لأنها تتركب من نواة مركزية (مثل الشمس) تدور حولها الإلكترونات (مثل الكواكب) .
 - ٢- يتركز فى النواة معظم كتلة الذرة و الشحنة الموجبة . (بها البروتونات الموجبة و النيوترونات المتعادلة)
 - ٣- كتلة الإلكترونات ضئيلة جداً إذا ما قورنت بكتلة النواة .
 - ٤ - عدد الإلكترونات السالبة التى تدور حول النواة = عدد الشحنات الموجبة داخل النواة . (لذا الذرة متعادلة كهربياً)
 - ٥ - تدور الإلكترونات حول النواة بسرعة كبيرة فى مدارات خاصة رغم قوى الجذب المتبادلة بينها وبين النواة . (لأنها تتأثر بقوتين متساويتين فى المقدار مضادتين فى الإتجاه هما قوة الجذب المركزى و قوة الطرد المركزى) .
- علل: الذرة ليست مصمتة .
ج : لوجود مسافات شاسعة بين النواة و مدارات الإلكترونات .



الإعراض على النموذج الفرى لـ (رذرفورد)

لم توضح نظرية رذرفورد النظام الذى تدور فيه الإلكترونات حول النواة .

طيف الانبعاث للذرات

عند تسخين ذرات عنصر نقى - فى الحالة الغازية أو البخارية - لدرجات حرارة عالية أو تعريضها لضغط منخفض فى أنبوبة التفريغ الكهربى فإنه ينبعث منها إشعاع عند فحصه بالمطيف نجده مكوناً من عدد صغير و محدد من الخطوط الملونة تفصل بينها مسافات معتمة يسمى بالطيف الخطى (طيف الانبعاث) لوجود مسافات فاصلة بين كل خط و آخر و مما هو جدير بالذكر أن علماء الفيزياء فى هذا الوقت لم يتمكنوا من تفسير هذه الظاهرة .

- س علل : يسمى الطيف الخطى بهذا الاسم .
ج : لوجود مسافات فاصلة و معتمة بين كل خط و آخر .

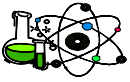
الطيف الخطى

عدد محدد من الخطوط الملونة تنتج من تسخين ذرات العناصر فى الحالة الغازية أو البخارية إلى درجات حرارة عالية أو تعريضها لضغط منخفض فى أنبوبة التفريغ الكهربى .

❖ الطيف الخطى لأى عنصر هو خاصية أساسية و مميزة له لأنه لا يوجد عنصران لهما نفس الطيف الخطى .

الحمد لله اللهم ربنا لك الحمد بما خلقتنا و رزقتنا و هديتنا و علمتنا و أنقذتنا و فرجت عنا ، لك الحمد بالايمان و لك الحمد بالإسلام و لك الحمد بالقرآن و لك الحمد بالأهل و المال و المعافاة ، كبت عدونا و بسطت رزقنا و أظهرت أمننا و جمعت فرقنا و أحسنت معافاتنا و من كل ما سألناك أعطيتنا ، فلك الحمد على ذلك حمداً كثيراً و لك الحمد بكل نعمة أنعمت بها علينا فى قديم و حديث أو سرأ و علانية أو حى و ميت أو شاهد و غائب حتى ترضى ، و لك الحمد إذا رضيت ، و لك الحمد بعد الرضا ، و صلى اللهم على محمد و على آله و سلم .





سابعاً : ذرة بور

الطيف الذرى هو المفتاح الذى حل لغز التركيب الذرى وهو ما قام به العالم الدانماركى (نيلز بور) و استحق عليه جائزة نوبل عام ١٩٢٢ .



❖ استخدم بور بعض فروض رذرفورد عن تركيب الذرة وهى :

- ١- يوجد فى مركز الذرة نواة موجبة الشحنة .
 - ٢- عدد البروتونات الموجبة داخل النواة يساوى عدد الإلكترونات السالبة التى تدور حول النواة .
 - ٣- أثناء دوران الإلكترون حول النواة تنشأ قوة طاردة مركزية ناتجة عن سرعة دوران الإلكترونات تتعادل مع قوة الجذب المركزية الناتجة من جذب النواة للإلكترونات .
- ❖ ثم أضاف الى فروض رذرفورد الفروض التالية :

- ١- تتحرك الإلكترونات حول النواة حركة سريعة دون أن تفقد أو تكتسب أى قدر من الطاقة .
- ٢- تدور الإلكترونات حول النواة فى عدد من مستويات الطاقة المحددة و الثابتة و تعتبر الفراغات الموجودة بين هذه المستويات مناطق محرمة تماماً لدوران الإلكترونات فيها .
- ٣- للإلكترون أثناء حركته حول النواة طاقة معينة تتوقف على بعد مستوى الطاقة عن النواة (تزداد طاقة المستوى كلما زاد نصف قطره = كلما ابتعد عن النواة) و يعبر عن طاقة كل مستوى بعدد صحيح يسمى عدد الكم الرئيسى .
- ٤- فى الحالة المستقرة : يبقى الإلكترون فى أقل مستويات الطاقة المتاحة .
- ٥- فى الحالة المثارة : يكتسب الإلكترون كمّاً من الطاقة عن طريق التسخين أو التفريغ الكهربى فينتقل مؤقتاً لمستوى طاقة أعلى (يتوقف على مقدار الكم الذى اكتسبه) و يكون الإلكترون فى المستوى الأعلى فى وضع غير مستقر فيعود مرة أخرى لمستواه الأسمى حيث يفقد نفس الكم من الطاقة المكتسب على هيئة إشعاع من الضوء له طول موجى و تردد مميز منتجاً طيف خطى مميز .



الحالة المستقرة : أكثر حالات الذرة أو الجزيء أو الأيون استقراراً " الحالة الأقل طاقة " .

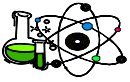
❖ مميزات ذرة بور :

- ١- تفسير طيف ذرة الهيدروجين تفسيراً صحيحاً .
- ٢- أول من أدخل فكرة الكم (الكوانتم) فى تحديد طاقة الإلكترونات فى مستويات الطاقة المختلفة .

❖ قصور (عيوب) النموذج الذرى ل بور :

- ١- لم يفسر سوى طيف ذرة الهيدروجين فقط حتى الهيليوم الذى يحتوى على إلكترونين لم يستطع تفسير طيفه .
- ٢- اعتبر أن الإلكترون جسيم مادى سالب و لم يأخذ فى الاعتبار أن له خواص موجية .
- ٣- افترض أنه يمكن تعيين كلاً من سرعة و مكان الإلكترون معاً فى نفس الوقت و هذا يستحيل عملياً .
- ٤- افترض أن ذرة الهيدروجين مسطحة (لأنه افترض أن الإلكترون يتحرك فى مسار دائرى مستوى) و ثبت بعد ذلك أن الذرة لها الاتجاهات الفراغية الثلاثة (X , Y , Z) .



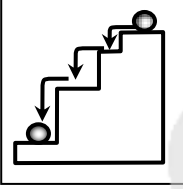


❖ بعض الملاحظات على نموذج بور :

★ يعبر عن طاقة كل مستوى بعدد صحيح يسمى عدد الكم الرئيسي .

★ كثير من الذرات تمتص كمات من الطاقة في نفس الوقت الذي تشع فيه الكثير من الذرات كمات أخرى من الطاقة ونتيجة لذلك تنتج خطوط طيفية تدل على مستويات الطاقة التي تنتقل الإلكترونات منها (تفسير خطوط الطيف في ذرة الهيدروجين) .

★ لا ينتقل إلكترون من مستوى الطاقة الموجود به إلى مستوى طاقة آخر إلا إذا كان كم الطاقة الذي اكتسبه أو فقده = فرق الطاقة بين المستويين وبالتالي فالإلكترون لا يستقر أبداً في أية مسافة بين مستويات الطاقة إنما يقفز قفزات محددة هي أماكن مستويات الطاقة .. مثل الكرة التي تتدحرج على السلم لا تقف بين درجات السلم .



الكم "الكوانتم"

مقدار الطاقة المكتسبة أو المنطلقة عندما ينتقل الإلكترون من مستوى طاقة إلى مستوى طاقة آخر .

❖ الفراغات بين مستويات الطاقة تقل كلما ابتعدنا عن النواة وبالتالي يكون الفرق في الطاقة بين المستويات غير متساو .

❖ الفرق في الطاقة بين المستويات يقبل كلما ابتعدنا عن النواة .

❖ الكم اللازم لنقل الإلكترون بين المستويات غير متساو ولكنه يقبل كلما ابتعدنا عن النواة .

❖ الكم عدد صحيح ولا يساوي صفراً أو كسراً وهو لا يجمع .

الذرة المثارة

ذرة اكتسبت كمّاً من الطاقة تسبب في انتقال إلكترون أو أكثر من مستواه الأصلي إلى مستوى طاقة أعلى .

س علل : كم الطاقة اللازم لانتقال الإلكترون بين مستويات الطاقة غير متساو .

ج : لأن الفرق في الطاقة بين المستويات غير متساو فهو يقبل كلما ابتعدنا عن النواة .

س : علل : يستحيل عملياً تحديد مكان وسرعة الإلكترون معا بدقته في وقت واحد .

ج : بسبب الحركة الموجية للإلكترون فالجهاز المستخدم سوف يغير من مكانه أو سرعته مما يشكك في دقة النتائج .

ثامناً : النظرية الذرية الحديثة

قامت هذه النظرية على تعديلات أساسية في نموذج بور من أهم هذه التعديلات :

١- الطبيعة المزدوجة للإلكترون . ٢- مبدأ عدم التأكد (هايزنبرج) . ٣- النظرية الميكانيكية الموجية (شرودنجر) .

أولاً : الطبيعة المزدوجة للإلكترون : الإلكترون جسيم مادي سالب له خواص موجية .

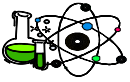
علل : الإلكترون له طبيعة مزدوجة .

ج : لأنه جسيم مادي وله خواص موجية .

ثانياً : مبدأ عدم التأكد لـ [هايزنبرج] :

توصل (هايزنبرج) باستخدام ميكانيكا الكم إلى مبدأ مهم وهو : يستحيل عملياً تحديد مكان و سرعة الإلكترون معاً في وقت واحد و لكن التحدث بلغة الاحتمالات هو الأقرب إلى الصواب .





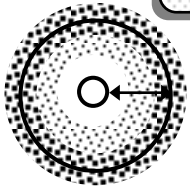
ثالثاً: النظرية الميكانيكية الموجية للذرة [شروندجر]: عام ١٩٢٦م

استطاع العالم النمساوي شروندجر تأسيساً على أفكار كل من بلانك و أينشتين و دى براولى و هايزنبرج من وضع النظرية الميكانيكية الموجية للذرة و من وضع المعادلة الموجية التي يمكن تطبيقها على حركة الإلكترون في الذرة .. و التي نحلها أهله :

- ١- تحديد مستويات الطاقة المسموح بها في الذرة .
- ٢- تحديد مناطق الفراغ حول النواة التي يزيد احتمال تواجد الإلكترون فيها .
- ✓ استخدام مفهوم السحابة الإلكترونية للتعبير عن المنطقة من الفراغ المحيط بالنواة و التي يحتمل وجود الإلكترون فيها من كل الاتجاهات و الأبعاد .
- ✓ يوجد داخل السحابة الإلكترونية مناطق يزداد احتمال تواجد الإلكترون فيها يطلق على كل منطقة اسم أوربييتال .

السحابة الإلكترونية

منطقة الفراغ حول النواة و التي يحتمل وجود الإلكترون فيها من كل الاتجاهات و الأبعاد .



السحابة الإلكترونية

الأوربييتال

منطقة داخل السحابة الإلكترونية يزداد احتمال تواجد الإلكترون فيها .

س : قارن بين المدار بمفهوم بور و الأوربييتال بمفهوم النظرية الميكانيكية الموجية للذرة بمفهوم شروندجر ؟ (معلومة إضافية)

الأوربييتال	المدار
مناطق داخل السحابة الإلكترونية يزداد فيها احتمال تواجد الإلكترون .	- هو مسار دائري و همى ثابت يدور فيه الإلكترون حول النواة .

أعطى الحل الرياضى للمعادلة الموجية لشروندجر أربعة أعداد سميته بأعداد الكم .

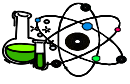
أعداد الكم (معلومة إضافية)

هنا أربعة أعداد تحدد الأوربييتالات و طاقتها و أشكالها و اتجاهاتها الفراغية بالنسبة لمحاور الذرة .

يلزم لتحديد طاقة الإلكترون في الذرات عديدة الإلكترونات معرفة قيم أعداد الكم التي تصفه و عددها أربعة هي :

- ١- عدد الكم الرئيسي (n) : الذي يصف بُعد الإلكترون عن النواة .
- ٢- عدد الكم الثانوى (l) : الذي يصف شكل السحابة الإلكترونية لكل مستوى فرعى .
- ٣- عدد الكم المغناطيسى (m_l) : الذي يصف شكل و رقم المدار الذي يوجد به الإلكترون .
- ٤- عدد الكم المغزلى (m_s) : الذي يصف الدوران المغزلى لكل إلكترون .





عدد الكم الرئيسي (n)



- عدد الكم الرئيسي دائماً عدد صحيح (يأخذ القيم 1, 2, 3, 4, ...) و لا يأخذ قيمة الصفر أو قيماً غير صحيحة .
- عدد سبق و استخدمه (بور) فى تفسير طيف ذرة الهيدروجين و يرمز له بالرمز (n) و يستخدم فى تحديد :
1- رتبة (رقم) مستويات الطاقة الرئيسية فى الذرة (عدد مستويات الطاقة الرئيسية فى أثقل الذرات المعروفة و هى فى الحالة المستقرة يساوى سبعة) .

2- عدد الإلكترونات التى يتشعب بها كل مستوى رئيسى (عدد الإلكترونات التى يتشعب بها كل مستوى طاقة معين = ضعف مربع رقم المستوى $2n^2$) حيث n هى رقم المستوى الرئيسى) .



- الغلاف الأول يتشعب بـ $(1 \times 2) = 2$ إلكترون .
- الغلاف الثانى يتشعب بـ $(2 \times 2) = 4$ إلكترون .
- الغلاف الثالث يتشعب بـ $(3 \times 2) = 6$ إلكترون .
- الغلاف الرابع يتشعب بـ $(4 \times 2) = 8$ إلكترون .

علل : لا تنطبق القاعدة $(2n^2)$ على مستويات الطاقة الأعلى من المستوى الرابع (N) .
ج : لأن الذرة تصبح غير مستقرة إذا زاد عدد إلكترونات أى مستوى رئيسى عن 32 إلكترون .

علل : عدد الكم الرئيسي دائماً عدد صحيح .

ج : لأنه يعبر عن رتبة مستويات الطاقة الرئيسية فهو لا يأخذ قيمة الصفر أو قيم غير صحيحة .

- ينقسم كل مستوى رئيسى إلى عدد من مستويات الطاقة الفرعية (تحت المستويات) لها طاقة تحدد القيم التى يأخذها عدد كم جديد يسمى عدد الكم الثانوى .

عدد الكم الثانوى (l)

عدد يحدد مستويات الطاقة الفرعية فى كل مستوى طاقة رئيسى و عددها .

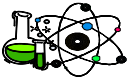
- عدد الكم الثانوى يصف أشكال السحابة الإلكترونية للمستويات الفرعية .
- تأخذ المستويات الفرعية الرموز التالية (s , p , d , f) .
- أستدل على هذا العدد من خطوط الطيف الدقيقة التى ظهرت للعالم سمرفيلد .
- يحتوى المستوى الرئيسى على عدد من مستويات الطاقة الفرعية يساوى رقمه (رتبته) .

عدد المستويات الفرعية	الرتبة (n)	المستوى الأساسى
1s	1	K
2s, 2p	2	L
3s, 3p, 3d	3	M
4s, 4p, 4d, 4f	4	N



- لا يزيد عدد المستويات الفرعية عن 4 مستويات فى أى مستوى طاقة رئيسى .
- تختلف المستويات الفرعية لنفس المستوى الرئيسى فى الشكل و تختلف اختلافاً بسيطاً فى الطاقة .
- تختلف طاقة المستويات الفرعية و أحجامها تبعاً لبعدها عن النواة . ($4s > 3s > 2s > 1s$)





• قيم عدد الكم الثانوى لكل مستوى فرعى ثابتة لا تتغير و يجب أن تحفظ :



المستوى	S	P	d	f
قيمة عدد الكم الثانوى	0	1	2	3

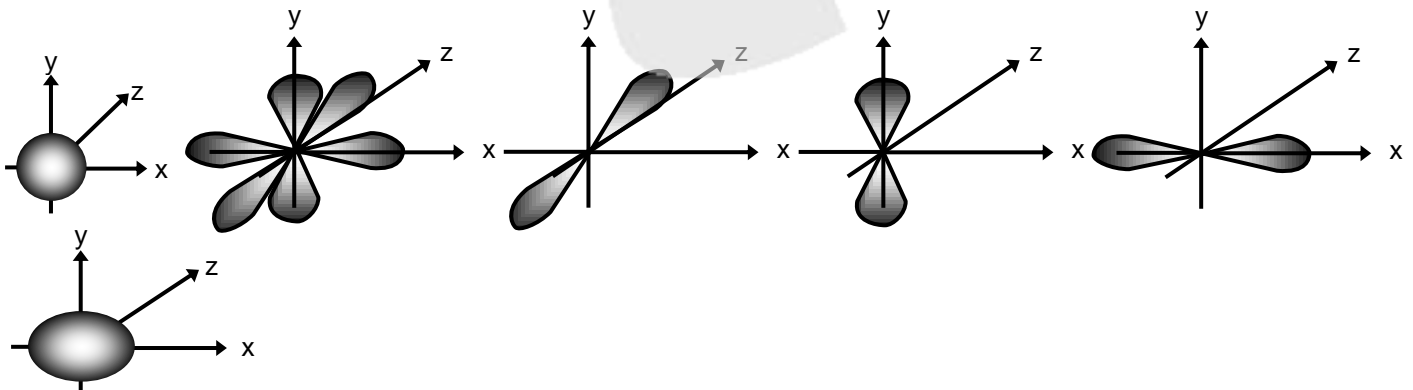
قيمة عدد الكم الثانوى لأى مستوى رئيسى لا تقل عن 0 و لا تزيد عن (n-1) فهى تتراوح بين :
 $\rightarrow 0, \dots, (n-1)$

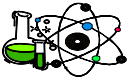
رتبة المستوى الرئيسى (n)	قيمة عدد الكم الثانوى (l)	دلالة قيمة عدد الكم الثانوى
1	0	أى به مستوى فرعى واحد هو : s
2	0	أى به مستويين فرعيين هما : s , p
	1	
3	0	أى به 3 مستويات فرعية هى : s , p , d
	1	
	2	
4	0	أى به 4 مستويات فرعية هى : s , p , d , f
	1	
	2	
	3	

عدد الكم المغناطيسى (m_l)

عدد يمثل عدد الأوربيتالات فى المستويات الفرعية و إتجاهتها الفراغية . (و هو عدد فردى غالباً)

عدد الإلكترونات	الشكل الفراغى	عدد الأوربيتالات	المستويات الفرعية
2	كروى متماثل	1	S
6	كمرتين متقابلتين عند الرأس فى نقطة تنعدم عندها الكثافة الإلكترونية	3	P (P_x, P_y, P_z)
10	معقدة	5	d
14	معقدة جداً	7	f



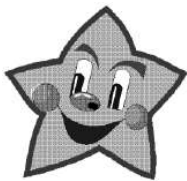


- أوربيتالات مستوى الطاقة الفرعى الواحد متساوية فى الطاقة و متشابهة فى الشكل .
- حساب عدد الكم المغناطيسى يتطلب معرفة عدد الكم الثانوى (ℓ) لأن قيمة عدد الكم المغناطيسى تتراوح بين : ($-\ell, \dots, 0, \dots, +\ell$) و ذلك لكل قيمة ℓ .
- **فمثلاً** : إلكترون المستوى الفرعى s **يكون** عدد الكم الثانوى له = صفر و عدد الكم المغناطيسى له = صفر .
- **فمثلاً** : إلكترون المستوى الفرعى p **يكون** عدد الكم الثانوى له = 1 و عدد الكم المغناطيسى له أحد الإحتمالات من (-1 إلى +1) .
- **فمثلاً** : إلكترون المستوى الفرعى d **يكون** عدد الكم الثانوى له = 2 و عدد الكم المغناطيسى له أحد الإحتمالات من (-2 إلى +2) .
- **فمثلاً** : إلكترون المستوى الفرعى f **يكون** عدد الكم الثانوى له = 3 و عدد الكم المغناطيسى له أحد الإحتمالات من (-3 إلى +3) .



س : ما الوجود بالرمز ($3P_x$) .
ج : أى الأوربيتال (P_x) يتبع المستوى الفرعى (P) الذى يتبع المستوى الرئيسى الثالث .

رقبة المستوى الرئيسى (n)	قيمة عدد الكم الثانوى (ℓ)	قيمة عدد الكم المغناطيسى ($m_\ell = 2\ell - 1$)
1	0 (1s)	0
2	0 (2s)	0
	1 (2p)	-1, 0, +1
3	0 (3s)	0
	1 (3p)	-1, 0, +1
	2 (3d)	-2, -1, 0, +1, +2
4	0 (4s)	0
	1 (4p)	-1, 0, +1
	2 (4d)	-2, -1, 0, +1, +2
	3 (4f)	-3, -2, -1, 0, +1, +2, +3

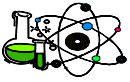


عدد الكم المغزى (m_s)

هو عدد يحدد نوع الحركة المغزلية للإلكترون حول محوره .

- لكل إلكترون حركتان : حركة حول محوره تسمى حركة مغزلية - حركة حول النواة تسمى حركة دورانية .
- كل أوربيتال يتسع لـ (2) إلكترون .
- س علل : يتشعب المستوى الفرعى P بستة إلكترونات بينما يتشعب المستوى الفرعى d بعشرة إلكترونات .
- ج : لأن المستوى الفرعى P به 3 أوربيتالات و المستوى الفرعى d به 5 أوربيتالات و كل أوربيتال يتشعب بإلكترونين فيتشعب المستوى الفرعى P بستة إلكترونات و المستوى الفرعى d بعشرة إلكترونات .
- عندما يتواجد إلكترونين فى نفس الأوربيتال يدور كل منهما حول محوره و تأخذ حركة أحدهما اتجاه عقارب الساعة (\uparrow) و قيمة m_s له $+\frac{1}{2}$ و الآخر عكس اتجاه عقارب الساعة (\downarrow) و قيمة m_s له $-\frac{1}{2}$.





س علل : بالرغم من أن إلكترونى الأوربييتال الواحد يحملان نفس الشحنة السالبة لكنهما لا يتنافران .

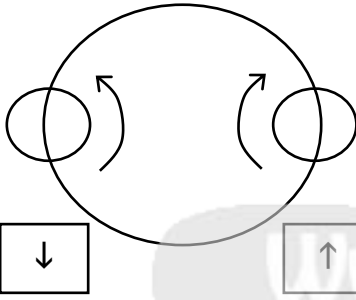
ج : لأنه نتيجة دوران أحدهما حول محوره داخل الأوربييتال في اتجاه عقارب الساعة ينشأ مجال مغناطيسى يلاشى المجال المغناطيسى الناشئ من دوران الإلكترون الآخر حول محوره في عكس اتجاه عقارب الساعة .

س : علل : يستحيل تواجد مستوى الطاقة الفرعى 2d فى الذرة .

ج : لأن مستوى الطاقة الرئيسى الثانى يتكون من مستويين فرعيين فقط وهما 2s , 2p .

س : غزل الإلكترونات المفردة فى اتجاه واحد .

ج : لأن هذا يجعل الذرة أكثر استقراراً (أى أقل طاقة) .



العلاقة بين عدد الكم الرئيسى و

عدد الإلكترونات التى يتشعب بها المستوى

☒ عدد الإلكترونات يساوى ضعف مربع رقم المستوى $(2n^2)$.

• مثال : المستوى الثانى يتسع

لثمانية إلكترونات تتوزع كالتالى :
($2s^2, 2p_x^2, 2p_y^2, 2p_z^2$)

عدد الأوربييتالات

☒ عدد الأوربييتالات يساوى مربع رقم المستوى (n^2) .

• مثال : المستوى الثانى له أربعة

أوربييتالات هى :
($2s, 2p_x, 2p_y, 2p_z$)

عدد المستويات الفرعية

☒ عدد المستويات الفرعية يساوى رقم المستوى المنتمى له (n) .

• مثال : المستوى الأول له مستوى

فرعى واحد والمستوى الثانى له مستويين فرعيين .

حدد عدد الكم الرئيسى و الثانوى و المغناطيسى و المغزلى للإلكترونات التى تقع فى المستوى الرئيسى الثالث

قيمة عدد الكم الرئيسى (n)	قيمة عدد الكم الثانوى (ℓ) $\ell = 0, \dots, (n-1)$	قيمة عدد الكم المغناطيسى (m_ℓ) $-\ell, \dots, 0, \dots, +\ell$	قيمة عدد الكم المغزلى (m_s) $-1/2$ أو $+1/2$
3	0 (3s)	0	-1/2 أو +1/2
	1 (3p)	-1, 0, +1	-1/2 أو +1/2
	2 (3d)	-2, -1, 0, +1, +2	-1/2 أو +1/2

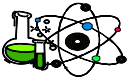
حدد القيم الممكنة لعدد الكم الثانوى للإلكترون الذى يقع فى المستوى الرئيسى الثانى ؟

∴ $2 = n$ و ∴ أقل قيمة لعدد الكم الثانوى $\ell = 0$ ∴ أقصى قيمة لعدد الكم الثانوى $n - 1 = 2 - 1 = 1$

∴ قيم عدد الكم الثانوى " ℓ " تتراوح بين : 0 : 1 أى تساوى : 0 , 1

اللهم من اعزك بك فلن يذل ، و من اهزى بك فلن يضل ، و من استكثر بك فلن يقل ، و من استقوى بك فلن يضعف ، و من اسغنى بك فلن يفقر ، و من استنصر بك فلن يغلب ، و من نوكلك عليك فلن يخيب ، و من جعلك ملاذاً فلن يضيع ، و من اعنصم بك فقد هدى إلى صراط مستقيم ، اللهم فكن لنا ولياً و نصيراً ، و كن لنا مُعيناً و مجيراً ، انك كنت بنا بصيراً





حدد عدد الكم الرئيسي و الثانوى و المغناطيسى و المغزلى لـ للالكترونات التى تقع فى المستويات الفرعية الآتية: $4f$, $3d$, $2p$, $1s$

المستوى الفرعى	قيمة عدد الكم الرئيسى (n)	قيمة عدد الكم الثانوى (l)	قيمة عدد الكم المغناطيسى (m_l) $-l, \dots, 0, \dots, +l$	قيمة عدد الكم المغزلى (m_s) $-1/2$ أو $+1/2$
1s	1	0	0	$-1/2$ أو $+1/2$
2p	2	1	$-1, 0, +1$	$-1/2$ أو $+1/2$
3d	3	2	$-2, -1, 0, +1, +2$	$-1/2$ أو $+1/2$
4f	4	3	$-3, -2, -1, 0, +1, +2, +3$	$-1/2$ أو $+1/2$



قواعد توزيع الـ إلكترونات

١- مبدأ البناء التصاعدى



لابد للإلكترونات أن تملأ المستويات الفرعية ذات الطاقة المنخفضة أولاً ثم المستويات الفرعية ذات الطاقة الأعلى .
يكون الترتيب الحقيقى للطاقة فى الذرة حسب ترتيب المستويات الفرعية (الحقيقية) الموجودة فى المستويات الأساسية و التى تختلف عن بعضها إختلاف طفيف فى الطاقة و ترتب المستويات الفرعية تصاعدياً كما يلى حسب طاقتها :

$1s$ $2s$ $2p$ $3s$ $3p$ $4s$ $3d$ $4p$ $5s$ $4d$ $5p$ $6s$ $4f$ $5d$ $6p$ $7s$ $5f$ $6d$ $7p$

◇ يحدد طاقة المستوى الفرعى قيمته كلاً من l ، n فمثلاً :

طاقة المستوى الفرعى $4s = 4 + 0 = 4$ بينما طاقة المستوى الفرعى $3d = 3 + 2 = 5$ فتكون طاقة $3d$ أكبر من طاقة $4s$

س علل : يملأ مستوى الطاقة الفرعى $4s$ بالـ إلكترونات قبل المستوى الفرعى $3d$.

ج : طبقاً لمبدأ البناء التصاعدى لأن المستوى الفرعى $4s$ أقل فى الطاقة من المستوى الفرعى $3d$ (ظاهرة تداخل المستويات) .

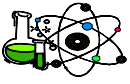
ملاحظات هامة جداً

- ✓ إذا انتهى التوزيع الإلكتروني للعنصر بالمستوى الفرعى d و كان يحتوى على (4) أو (9) إلكترون فلا بد من إنتقال إلكترون من المستوى الفرعى $4s$ إلى المستوى الفرعى $3d$ ليصبح المستوى الفرعى d مكتمل أو نصف مكتمل مما يجعل الذرة أكثر استقراراً .
- ✓ تصبح الذرة مستقرة عندما تكون أوربيتالاتها الخارجية فى إحدى الحالات الآتية :
- ١- فارغة تماماً .
- ٢- نصف ممتلئة .
- ٣- تامة الإمتلاء .

س : التركيب الإلكتروني للغلاف الخارجى لذرة النحاس (Cu_{29}) فى الحالة المستقرة هو :
 $[18Ar] 4s^1, 3d^9$ لماذا لا يكون $[18Ar] 4s^2, 3d^9$.

ج : نتيجة إنتقال إلكترون من المستوى الفرعى $4s$ إلى المستوى الفرعى $3d$ فيصبح المستوى الفرعى $4s$ نصف ممتلئ و المستوى الفرعى $3d$ تام الإمتلاء فهذا يجعل الذرة أكثر استقراراً .





٢- قاعدة هوند

لا يحدث ازدواج بين إلكترونين في مستوى فرعي معين إلا بعد أن تشغل أوربيتالاته فرادى أولاً .

س علل : تفضل الإلكترونات أن تشغل الأوربيتالات فرادى أولاً قبل أن تزوج .

ج : لأن ذلك أفضل لها من حيث الطاقة ، لأن التنافر بين الإلكترونات في حالة الأزواج يقلل من استقرار الذرة .

س علل : يفضل الإلكترون أن يزدوج مع إلكترون آخر في نفس أوربيتال المستوى الفرعي عن الانتقال إلى أوربيتال مستقل في المستوى الفرعي الأعلى .

ج : لأن ذلك أفضل لها من حيث الطاقة ، لأن التنافر بين الإلكترونات في حالة الأزواج أقل من الطاقة اللازمة لنقل الإلكترون إلى مستوى فرعي أعلى .

③ ذرة الفلور	② ذرة الأكسجين	① ذرة النيتروجين
${}_{9}\text{F} : 1s^2, 2s^2, 2p^5$ ${}_{9}\text{F} : 1s^2, 2s^2, 2p_x^2, 2p_y^2, 2p_z^1$	${}_{8}\text{O} : 1s^2, 2s^2, 2p^4$ ${}_{8}\text{O} : 1s^2, 2s^2, 2p_x^2, 2p_y^1, 2p_z^1$	${}_{7}\text{N} : 1s^2, 2s^2, 2p^3$ ${}_{7}\text{N} : 1s^2, 2s^2, 2p_x^1, 2p_y^1, 2p_z^1$

✓ نجد في المثال الأول .. في ذرة النيتروجين : يوجد في المستوى الفرعي 2p ثلاثة أوربيتالات $2p_x, 2p_y, 2p_z$ وهي متساوية في الطاقة و تبعاً لقاعدة هوند فقد تم وضع ثلاثة إلكترونات في كل أوربيتال فرادى أولاً قبل أن تزوج .

✓ نجد في المثال الثاني و الثالث تم تطبيق ازدواج .

٣- مبدأ باول للإستبعاد

لا يتفق إلكترونين في ذرة واحدة في نفس أعداد الكم الأربعة .

مثال : إلكترونى المستوى الفرعي $3s^2$

عدد الكم	n	l	m_l	m_s
الإلكترون الأول	3	0	0	+ 1/2
الإلكترون الثاني	3	0	0	- 1/2

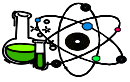
يمكن توزيع الإلكترونات لأقرب غاز حامل كالتالى :

① $[2\text{He}] 2s$	② $[10\text{Ne}] 3s$	③ $[18\text{Ar}] 4s$	④ $[36\text{Kr}] 5s$	⑤ $[54\text{Xe}] 6s$	⑥ $[86\text{Rn}] 7s$
---------------------	----------------------	----------------------	----------------------	----------------------	----------------------

من قال سبحان الله وحمده نكتب له ألف حسنة أو تحط عنه ألف سيئة

سبحان الله وحمده سبحان الله العظيم





س : بين التوزيع الإلكتروني للذرات التالية تبعا لمبدأ البناء التصاعدي :

[${}_9\text{F}$, ${}_{11}\text{Na}$, ${}_{19}\text{K}$, ${}_{20}\text{Ca}$, ${}_{30}\text{Zn}$]

- ① ${}_9\text{F} : 1s^2, 2s^2, 2p^5$ ② ${}_{19}\text{K} : 1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^1$
 ③ ${}_{11}\text{Na} : 1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^1$ ④ ${}_{20}\text{Ca} : 1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^2$
 ⑤ ${}_{30}\text{Zn} : 1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^2, 3d^{10}$

س : كيف يمكن توزيع ذرة النيتروجين ${}_7\text{N}$ إلكترونيا بثلاثة طرق مختلفة .

- ① طريقة بور : 2 , 5
 ② طريقة مبدأ البناء التصاعدي : $1s^2, 2s^2, 2p^3$
 ③ طريقة قاعدة هوند : $1s^2, 2s^2, 2p_x^1, 2p_y^1, 2p_z^1$

حدد عدد الكم الرئيسي و الثانوى و المغناطيسى و المغزلى للإلكترون الأخير فى ذرة الفلور F_9

- لابد من كتابة التوزيع الإلكتروني بقاعدة هوند :
 ${}_9\text{F} : 1s^2, 2s^2, 2p_x^2, 2p_y^2, 2p_z^1$
 - آخر إلكترون فى الذرة يقع فى $2p_y^1$ و بذلك يكون :
 ١- عدد الكم الرئيسى = ٢
 ٢- عدد الكم الثانوى = ١ (لأن التوزيع الإلكتروني ينتهى بالمستوى الفرعى p)
 ٣- عدد الكم المغناطيسى = صفر (لأن الإلكترون الأخير موجود فى الأوربيتال P_y)
 ٤- عدد الكم المغزلى = $1/2$ (لأنه ثانى إلكترون فى الأوربيتال)

س : العدد الذرى لعنصر الفلور = 9 .. أكتب التوزيع الإلكتروني لكل من $[\text{F}^+, \text{F}, \text{F}^-]$ فى الحالة المستقرة و ما هى التركيب الإلكتروني فى الغلاف الخارجى لكل منها .

- التوزيع الإلكتروني للأوربيتالات فى حالة الاستقرار :
 ① $\text{F}^+ : 1s^2, 2s^2, 2p^4$ ② $\text{F} : 1s^2, 2s^2, 2p^5$ ③ $\text{F}^- : 1s^2, 2s^2, 2p^6$
 • التركيبات الإلكترونية فى الغلاف الخارجى (غلاف تكافؤها) :
 ① $\text{F}^+ : 2s^2, 2p^4$ ② $\text{F} : 2s^2, 2p^5$ ③ $\text{F}^- : 2s^2, 2p^6$

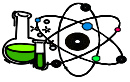
العدد الذرى : هو عدد البروتونات الموجبة فى النواة .

ملحوظة : العدد الذرى للذرة يساوى العدد الذرى للأيون فالعدد الذرى لذرة الفلور و أيون الفلوريد السالب يساوى 9 .

❖ كلمات مضيئة ❖

إذا كنت تحب السرور فى الحياة فاعتن بصحتك، و إذا كنت تحب السعادة فى الحياة فاعتن بخلقك، و إذا كنت تحب الخلود فى الحياة فاعتن بعقلك، و إذا كنت تحب ذلك كله فاعتن بدينك.





الجدول الدوري الحديث : هو جدول رتبته فيه العناصر ترتيباً تصاعدياً حسب الزيادة في أعدادها الذرية .

❖ تم ترتيب العناصر في الجدول تبعاً لمبدأ البناء التصاعدي بحيث يزيد كل عنصر عن العنصر الذي يسبقه بإلكترون واحد .

❖ باسترجاع ترتيب المستويات الفرعية تبعاً للزيادة في الطاقة نجدتها تتفق مع ترتيب العناصر في الجدول الدوري الحديث كما يلي :

1s 2s 2p 3s 3p 4s 3d 4p 5s 4d 5p 6s 4f 5d 6p 7s 5f 6d 7p

وصف الجدول الدوري الحديث

١- يتكون من ١٨ مجموعة رأسية و ٧ دورات أفقية .

٢- رتبته فيه العناصر تصاعدياً حسب الزيادة في العدد الذري و طريقة ملء مستويات الطاقة الفرعية .

٣- تبدأ كل دورة بامتلاء مستوى طاقة جديد بالإلكترون واحد و يتتابع ملء المستويات الفرعية حتى نصل للغاز الخامل .

٤- عناصر كل دورة لها نفس عدد الكم الرئيسي (n) .

٥- عناصر المجموعة الواحدة متشابهة في التركيب الإلكتروني لمستوى الطاقة الأخير فيما عدا عدد الكم الرئيسي n .

٦- ينقسم إلى أربع فئات هي (s , p , d , f) .



(١) الفئة (s)

١- تشغل المنطقة اليسرى من الجدول الدوري .

٢- تحتوي على العناصر التي تقع إلكتروناتها الخارجية في المستوى الفرعي s .

٣- توزع عناصرها في مجموعتين فقط لأن المستوى الفرعي s يتسع لإلكترونين فقط هما :

المجموعة (1A) وتركيبها الإلكتروني ns^1 .

المجموعة (2A) وتركيبها الإلكتروني ns^2 .

(٢) الفئة (p)

١- تشغل المنطقة اليمنى من الجدول الدوري .

٢- تحتوي على العناصر التي تقع إلكتروناتها الخارجية في المستوى الفرعي p .

٣- توزع عناصرها في ستة مجموعات لأن المستوى الفرعي p يتسع لـ ٦ إلكترونات وهي :

• المجموعة (III-A) وتركيبها الخارجي (np^1) ، المجموعة (IV-A) وتركيبها الخارجي (np^2) .

• المجموعة (V-A) وتركيبها الخارجي (np^3) ، المجموعة (VI-A) وتركيبها الخارجي (np^4) .

• المجموعة (VII-A) وتركيبها الخارجي (np^5) ، المجموعة (0) وتركيبها الخارجي (np^6) .

س : قارن بين عناصر الفئة s وعناصر الفئة p .

(٣) الفئة (d)

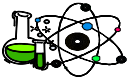
١- تشغل المنطقة الوسطى من الجدول الدوري .

٢- تحتوي على العناصر التي تقع إلكتروناتها الخارجية في المستوى الفرعي d .

٣- توزع عناصرها في عشرة صفوف رأسية [7 تخص مجموعات B و ثلاثة تخص المجموعة الثامنة 8] .

٤- توزع عناصرها في ثلاثة دورات أفقية .





توزع عناصر الفئة (d) في الجدول الدوري الحديث في ثلاث سلاسل أفقية هي :

(a) السلسلة الانتقالية الأولى : تقع في الدورة الرابعة - يتتابع فيها امتلاء المستوى الفرعي $3d$ - تشمل العناصر من السكندنيوم Sc حتى الخارصين Zn .

(b) السلسلة الانتقالية الثانية : تقع في الدورة الخامسة - يتتابع فيها امتلاء المستوى الفرعي $4d$ - تشمل العناصر من اليوتيريوم Y حتى الكاديوم Cd .

(c) السلسلة الانتقالية الثالثة : تقع في الدورة السادسة - يتتابع فيها امتلاء المستوى الفرعي $5d$ - تشمل العناصر من اللانثانوم La حتى الزئبق Hg .

(٤) الفئة (f)



- تفصل أسفل الجدول الدوري حتى لا يكون طويل .
- تحتوى على العناصر التي تقع إلكتروناتها الخارجية في المستوى الفرعي f .
- تستوعب أربعة عشرة عنصراً و تتكون من سلسلتين هما اللانثانيدات و الأكتينيدات .
- س : قارن بين سلسلة اللانثانيدات وسلسلة الأكتينيدات .

اللانثانيدات	الأكتينيدات
تقع في الدورة السادسة . تسمى العناصر الأرضية النادرة . يتتابع فيها امتلاء المستوى الفرعي $4f$.	تقع في الدورة السابعة . تسمى العناصر المشعة . يتتابع فيها امتلاء المستوى الفرعي $5f$.

س علل : تسمى الأكتينيدات بالعناصر المشعة .

ج : لأن أنويتها غير مستقرة .

س علل : كانت تسمى عناصر اللانثانيدات بالعناصر الأرضية النادرة .

ج : لأنها شديدة التشابه بحيث يصعب فصلها عن بعضها لأن مستوى التكافؤ الخارجى لها جميعاً هو $6s^2$.

أنواع العناصر في الجدول الدوري الحديث

يضم الجدول الدوري الحديث أربعة أنواع من العناصر هي :

(١) العناصر النبيلة

① هي عناصر المجموعة الصفيرية أو 18 (الصف الرأسى الأخير من الفئة p) .

② تركيبها الإلكتروني np^6 ما عدا الهيليوم He تركيبه $1s^2$.

③ تتميز بامتلاء جميع مستويات الطاقة بالإلكترونات لذا فهي مستقرة .

س علل : العناصر النبيلة مستقرة تماماً وتكون مركبات بصعوبة .

س علل : لا تدخل العناصر النبيلة في أى تفاعل كيميائى فى الظروف العادية .

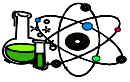
(٢) العناصر المثلة

① هي عناصر الفئتين s ، p ما عدا المجموعة الصفيرية (العناصر الخاملة) .

② تتميز بامتلاء جميع مستويات الطاقة ما عدا مستوى الطاقة الأخير .

③ تميل للوصول للتركيب الإلكتروني : ns^2, np^6 لمستوياتها الخارجية بفقد أو إكتساب أو مشاركة الإلكترونات .





(٣) العناصر الانتقالية الرئيسية



① هي عناصر الفئة d .

② تتميز بامتلاء جميع مستويات الطاقة ما عدا المستويين الأخيرين .

(٤) العناصر الانتقالية الداخلية

① هي عناصر الفئة f .

② تتميز بامتلاء جميع مستويات الطاقة ما عدا الثلاثة مستويات الأخيرة .

س : قارن بين العناصر الانتقالية الرئيسية والعناصر الانتقالية الداخلية .

س علل : تتصل العناصر الانتقالية الداخلية تحت الجدول .

س : كيف يمكنك أن تحدد موقع أى عنصر فى الجدول الدورى .

لتحديد الدورة : عن طريق أكبر عدد كم رئيسى فى التركيب الإلكتروني للعنصر . (أعلى رقم أمام المستوى الفرعى s)

لتحديد المجموعة :

✓ بالنسبة للعناصر الممثلة : رقم المجموعة = مجموع إلكترونات المستويين s , p , الذين لهما نفس رقم n .

✓ بالنسبة للعناصر الانتقالية : يتم جمع الإلكترونات فى المستويين الفرعيين [ns , (n - 1) d] فإذا كان :

- المجموع من (٣ إلى ٧) : يضاف حرف (B) إلى المجموع .

- المجموع (٨ ، ٩ ، ١٠) : تسمى المجموعة الثامنة .

- المجموع (١١) : تسمى المجموعة (1 B) .

- المجموع (١٢) : تسمى المجموعة (2B) .

س : اكتب التوزيع الإلكتروني للعناصر التالية و حدد موقعها فى الجدول الدورى : ($8O$, $18Ar$, $20Ca$, $30Zn$)

العنصر	التوزيع الإلكتروني	رقم الدورة	رقم المجموعة
$8O$ الأكسجين	$1s^2, 2s^2, 2p^4$	٢	السادسة (6A)
$18Ar$ الأرجون	$1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6$	٣	الصفيرية (0)
$20Ca$ الكالسيوم	$1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^2$	٤	الثانية (2A)
$30Zn$ الزنك	$1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^2, 3d^{10}$	٤	الثانية عشر (2B)

(معلومات إضافية)

ملاحظات هامة

عناصر الدورة :

- مجموعة من العناصر مختلفة الخواص مرتبة تصاعدياً حسب الزيادة فى أعدادها الذرية من اليسار الى اليمين .

- لها نفس عدد مستويات الطاقة (عدد الكم الرئيسى) و تختلف فى عدد الإلكترونات فى مستوى الطاقة الأخير .

- يزيد كل عنصر عن الذى يسبقه بمقدار واحد إلكترون .

- كل دورة تبدأ بعنصر من الفئة s و تنتهى بغاز خامل .



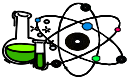
عناصر المجموعة :

- هي مجموعة من العناصر متشابهة الخواص مرتبة تصاعدياً من أعلى الى أسفل حسب الزيادة فى أعدادها الذرية .

- لها نفس عدد الإلكترونات فى مستوى الطاقة الأخير و تختلف فى عدد الكم الرئيسى .

- يزيد كل عنصر عن الذى يسبقه بمقدار مستوى طاقة مكتمل .





- س علل : عناصر المجموعة الواحدة متشابهة فى الخواص .
ج : لأنها تحتوى على نفس عدد الإلكترونات فى مستوى الطاقة الأخير .

س علل : الدورة الأولى تضم عنصرين بينما الدورة الثانية تضم ٨ عناصر .

ج : لأنه فى الدورة الأولى يتتابع ملء المستوى الفرعى S فقط بينما فى الدورة الثانية يتتابع ملء المستويين الفرعيين S , p .

س : عنصر توزيعه الإلكتروني هو $4s^2, 3d^5$ [Ar]₁₈ أكتب التركيب الإلكتروني للعنصر الذى يليه فى نفس الدورة و التوزيع الإلكتروني للعنصر الذى يليه فى نفس المجموعة .

ج :

.....
.....

تدرج الخواص فى الجدول الدورى



أولاً : نصف قطر الذرة (الحجم الذرى)

س علل : لا يمكن قياس نصف قطر الذرة فيزيائياً .

ج : لأن النظرية الموجية أظهرت أنه لا يمكن تحديد موقع الإلكترون حول النواة بالضبط لذا فمن الخطأ أن نعرف نصف القطر على أنه المسافة بين النواة و أبعد إلكترون .

☞ نصف القطر التساهمى : هو نصف المسافة بين مركزى ذرتين متماثلتين فى جزئى ثنائى الذرة .

☞ طول الرابطة : هو المسافة بين نواتى ذرتين متحدين .

فى المركبات الأيونية : التى تتكون من أيونات موجبة و أيونات سالبة مثل بلورة كلوريد الصوديوم فيمكن قياس المسافة بين مركزى الأيونين و بالتالى فإن طول الرابطة يساوى مجموع نصفى قطرى الأيونين (نصف القطر هنا أيونى و ليس تساهمى بسبب الرابطة الأيونية) و يعتمد نصف القطر الأيونى على عدد الإلكترونات المفقودة أو المكتسبة .

تدرج خاصية نصف القطر فى الجدول الدورى

☒ أولاً : فى الدوريات الأفقية : يقل نصف القطر كلما اتجهنا يمينا فى الدورات الأفقية بزيادة العدد الذرى لأنه بزيادة

العدد الذرى تزداد شحنة النواة الفعالة تدريجياً فتزداد قوة جذب النواة للإلكترونات التكافؤ فيتقلص نصف قطر الذرة .

☒ ثانياً : فى المجموعات الرأسية : يزداد نصف قطر الذرة كلما اتجهنا لأسفل فى المجموعات الرأسية بزيادة العدد الذرى

بسبب : زيادة التنافر بين الإلكترونات و بعضها - زيادة عدد مستويات الطاقة - مستويات الطاقة الممتلئة تحجب تأثير جذب النواة على الإلكترونات .

☒ لكل نواة شحنتان :

١ - الشحنة الفعالة : و هى الشحنة الفعلية للنواة التى يتأثر بها إلكترون ما فى ذرة ما .

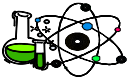
٢ - الشحنة الكلية : و هى الشحنة التى يعبر عنها بعدد البروتونات داخل النواة .

و تكون الشحنة الفعالة للنواة أقل من الشحنة الكلية لأن بعض الإلكترونات الداخلية تحجب جزء من هذه الشحنة عن الإلكترونات موضوع الدراسة .

☒ أكبر ذرات عناصر الدورة الواحدة (حجماً) هى ذرات عناصر المجموعة الأولى .

☒ أقل ذرات عناصر الدورة الواحدة (حجماً) هى ذرات عناصر المجموعة السابعة (الهالوجينات) .





في الفلزات :

١- يقل نصف قطر الأيون الموجب عن نصف قطر ذرته .

السبب : زيادة شحنة النواة الفعالة في حالة الأيون .

س علل : يقل نصف قطر أيون الصوديوم الموجب Na^+ عن نصف قطر ذرة الصوديوم Na .

٢- كلما زادت شحنة الأيون الموجب كلما قل نصف قطره .

السبب : زيادة عدد البروتونات عن عدد الإلكترونات .

س علل: نصف قطر أيون الحديد (III) أقل من نصف قطر أيون الحديد (II) .

في اللافلزات :

١- يزداد نصف قطر الأيون السالب عن نصف قطر ذرته .

السبب : زيادة عدد الإلكترونات عن عدد البروتونات .

س علل : يزداد نصف قطر أيون الكلوريد السالب Cl^- عن نصف قطر ذرة الكلور Cl .

٢- كلما زادت شحنة الأيون السالب كلما زاد نصف قطره .

السبب : لأنه كلما زادت الشحنة السالبة يزداد التنافر بين الإلكترونات فيزيد نصف القطر .

س علل: نصف قطر أيون الأكسجين (I) أقل من نصف قطر أيون الأكسجين (II) .



رتب العناصر الآتية حسب نصف القطر : $_{11}Na$, $_{17}Cl$, $_{19}K$

قوانين هامة

في الذرتين المتماثلتين : طول الرابطة = $2 \times$ نصف قطر إحدى الذرتين (٢ نق)

في الذرتين غير المتماثلتين : طول الرابطة = مجموع نصفى قطرى الذرتين (نق١ + نق٢)

في المركبات الأيونية : طول الرابطة الأيونية = نصف قطر الأيون الموجب + نصف قطر الأيون السالب .

مثال :

إذا كان طول الرابطة في جزئ الكلور (Cl - Cl) تساوى $1,98 A^0$ و طول الرابطة بين ذرة الكربون و الكلور

(C - Cl) تساوى $1,76 A^0$.. احسب نصف قطر ذرة الكربون .

الحل

$$\text{نصف قطر ذرة الكلور (Cl)} = \frac{\text{طول الرابطة (Cl - Cl)}}{2} = \frac{1,98}{2} = 0,99 A^0$$

نصف قطر ذرة الكربون (C) = طول الرابطة (C - Cl) - نصف قطر ذرة الكلور (Cl)

$$= 1,76 - 0,99 = 0,77 A^0$$

تدريبات

١- إذا كان طول الرابطة في جزئ أكسيد النيتريك ($1,36 A^0$) و طول الرابطة في جزئ الأكسجين ($1,32 A^0$)

احسب نصف قطر ذرة النيتروجين .





- ٢- إذا كان طول الرابطة في جزئ الكلور ($A^0 1,98$) و طول الرابطة في جزئ كلوريد الهيدروجين ($A^0 1,29$) احسب نصف قطر ذرة الهيدروجين .
- ٣- إذا كان طول الرابطة في جزئ اليود ($A^0 2,66$) و طول الرابطة في جزئ الهيدروجين ($A^0 0,6$) احسب طول الرابطة في جزئ يوديد الهيدروجين .
- ٤- إذا كان طول الروابط في جزئ الماء ($A^0 1,96$) و طول الرابطة في جزئ الهيدروجين ($A^0 0,6$) احسب نصف قطر ذرة الأكسجين .

ثانياً : جهد التأين (طاقة التأين)

هو مقدار الطاقة اللازمة لإزالة أو فصل أقل الإلكترونات ارتباطاً بالذرة المفردة و هي في الحالة الغازية .

❖ إذا اكتسبت الذرة كمية محدودة من الطاقة (طاقة إثارة) فإن إلكتروناتها تثار و تنتقل لمستويات طاقة أعلى ، و لكن إذا كانت كمية الطاقة كبيرة (طاقة تأين) فإنها طرد أضعف الإلكترونات ارتباطاً بالذرة و تصبح الذرة أيون موجب .

س : قارن بين طاقة الإثارة و طاقة التأين .

- ❖ حيث أنه يمكن إزالة إلكترون أو اثنين أو ثلاثة من الذرة لذا يوجد جهد تأين أول و ثان و ثالث ... إلخ .
- ❖ جهد التأين يتناسب عكسياً مع نصف القطر الذري و مع قابلية فقد الإلكترونات .
- ❖ عناصر المجموعة 7A أعلى العناصر في جهد التأين في الدورة الواحدة .
- ❖ عناصر المجموعة 1A أقل العناصر في جهد التأين في الدورة الواحدة .
- ❖ جهد التأين ماص للحرارة .

س : قارن بين جهد التأين الأول و جهد التأين الثاني .



جهد التأين الأول	جهد التأين الثاني
مقدار الطاقة اللازمة لنزع إلكترون واحد من الذرة المفردة الغازية . $M \longrightarrow M^+ + e^-$	مقدار الطاقة اللازمة لنزع إلكترون واحد من أيون يحمل شحنة موجبة واحدة . $M^+ \longrightarrow M^{2+} + e^-$
يؤدي لتكوين أيون يحمل شحنة موجبة	يؤدي لتكوين أيون يحمل شحنتين موجبتين
قيمته <u>أقل</u> من جهد التأين الثاني	أكبر من جهد التأين الأول لزيادة شحنة النواة الفعالة

تدرج خاصية جهد التأين في الجدول الدوري

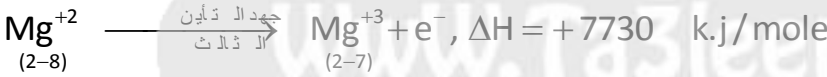
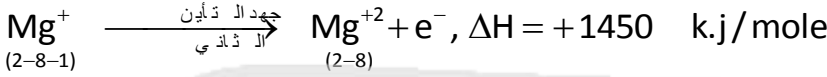
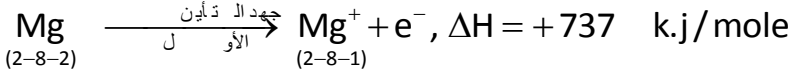
- ❖ أولاً : في الدورات الأفقية : تزداد قيمة جهد التأين كلما اتجهنا يمينا في الدورة الواحدة بزيادة العدد الذري لصغر نصف قطر الذرة و زيادة شحنة النواة الفعالة فيزداد جذبها لإلكترونات التكافؤ فتزداد الطاقة اللازمة لفصلها عن الذرة .
- ❖ ثانياً : في المجموعات الرأسية : يقل جهد التأين رأسياً في المجموعة الواحدة بزيادة العدد الذري لزيادة نصف قطر الذرة فتقل قوة جذب النواة لإلكترونات التكافؤ فتقل الطاقة اللازمة لفصلها عن الذرة .
- س ع ل : جهد التأين الأول للغازات النبيلة في المجموعة الصفيرية مرتفع جداً .
- ج : لاستقرار نظامها الإلكتروني حيث يصعب إزاحة إلكترون من مستوى طاقة مكتمل .





س علل : يزداد جهد التأين الثانى عن جهد التأين الأول .
ج : بسبب زيادة شحنة النواة الفعالة .

مثال : عنصر الماغنسيوم ($_{12}\text{Mg}$) له أكثر من جهد تأينه :



س علل : يزداد جهد التأين الثانى للماغنسيوم عن جهد التأين الأول له .
ج : لزيادة شحنة النواة الفعالة .

س علل : جهد التأين الثالث للماغنسيوم يزداد زيادة كبيرة جدا .

ج : لأنه يتسبب في كسر مستوى طاقة مكتمل .



(٣) القابلية الإلكترونية (الميل الإلكتروني)

هنا مقدار الطاقة المنطلقة عندما تكتسب الذرة المفردة الغازية إلكترونًا .

❖ المعنى : ميل الذرة لإكتساب إلكترون يكون مصحوب بإطلاق طاقة :



❖ تكون قيم الميل الإلكتروني كبيرة عندما يعمل الإلكترون المكتسب على ملء مستوى طاقة فرعى أو جعله نصف

ممتلئ فكلاهما (الإمتلاء النصفى أو الكلى) يعمل على استقرار الذرة .

❖ الميل الإلكتروني يتناسب عكسياً مع نصف القطر الذرى .

❖ عناصر المجموعة 7A أعلى العناصر فى الميل الإلكتروني فى الدورة الواحدة .

❖ ترتيب عناصر المجموعة 7A حسب الميل هو $I < Br < F < Cl$.

❖ عناصر المجموعة 1A أقل العناصر فى الميل الإلكتروني فى الدورة الواحدة .

❖ الميل الإلكتروني طارد للحرارة .

تدرج خاصية الميل الإلكتروني في الجدول الدوري

❖ أولاً : في الدورات الأفقية : يزداد الميل الإلكتروني فى الدورة الواحدة بزيادة العدد الذرى لصغر الحجم الذرى مما

يسهل على النواة جذب الإلكترون الجديد .

❖ ثانياً : في المجموعات الرأسية : يقل الميل الإلكتروني فى المجموعة الواحدة بزيادة العدد الذرى لزيادة الحجم الذرى

فيقل جذب النواة للإلكترون الجديد .

علل : عدم الانتظام فى الميل الإلكتروني لكل من : البيريليوم $_{4}\text{Be}$ والنيتروجين $_{7}\text{N}$ والنيون $_{10}\text{Ne}$.

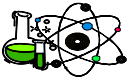
* في حالة البيريليوم : توزيعه الإلكتروني $1s^2, 2s^2$ نجد أن المستوى الفرعى الأخير $2s$ ممتلئ فتكون الذرة مستقرة

* في حالة النيتروجين : توزيعه الإلكتروني $1s^2, 2s^2, 2p^3$ نجد أن المستوى الفرعى الأخير $2p$ نصف ممتلئ فتكون

الذرة مستقرة .

* في حالة النيون : توزيعه الإلكتروني $1s^2, 2s^2, 2p^6$ نجد أن جميع مستوياتها الفرعية ممتلئة فتكون الذرة مستقرة .





س علل : الميل الإلكتروني للفلور أقل من الميل الإلكتروني للكلور رغم أن حجم ذرة الفلور أصغر .
ج : لصغر حجم ذرة الفلور فيتأثر الإلكترون الجديد بقوة تنافر قوية مع الإلكترونات التسعة الموجودة أصلاً حول نواة ذرة الفلور .

رابعاً : السالبية الكهربية



هذه قدرة الذرة على جذب إلكترونات الرابطة الكيميائية .

تدرج خاصية السالبية الكهربية في الجدول الدوري

- ❖ أولاً : في الدورات الأفقية : تزداد السالبية الكهربية في الدورات الأفقية بزيادة العدد الذري .
- ❖ ثانياً : في المجموعات الرأسية : تقل السالبية الكهربية في المجموعات الرأسية بزيادة العدد الذري (علل بنفسك) .
- ❖ الفلور يعتبر أعلى العناصر سالبة كهربية " علل " لأنه يقع أعلى يمين الجدول و السالبية الكهربية تزيد في الدورات و تقل في المجموعات .
- ❖ السيزيوم يعتبر أقل العناصر سالبة كهربية " علل " لأنه يقع أسفل يسار الجدول و السالبية الكهربية تزيد في الدورات و تقل في المجموعات .
- ❖ الفرق في السالبية الكهربية يلعب دور في تحديد نوع الرابطة بين الذرات .
- ❖ الفلزات لها أقل سالبة كهربية لكبر نصف قطرها .
- ❖ اللافلزات لها أكبر سالبة كهربية لصغر نصف قطرها .

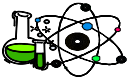
السالبية الكهربية	الميل الإلكتروني
قدرة الذرة على جذب إلكترونات الرابطة الكيميائية .	مقدار الطاقة المنطلقة عندما تكتسب الذرة المفردة الغازية إلكتروناتاً .
يتم التعبير عنها بأرقام و لا تشير إلى طاقة	مصطلح يشير إلى طاقة
تعبير عن الذرة المرتبطة	تعبير عن الذرة المفردة

(٥) الخاصية الفلزية واللافلزية



اللافلزات	الفلزات
عناصر يمتلئ غلاف تكافؤها بأكثر من نصف سعته .	عناصر يمتلئ غلاف تكافؤها بأقل من نصف سعته .
تتميز بصغر أنصاف أقطارها مما يؤدي إلى كبر جهد تأينها و ميلها الإلكتروني و سالبيتها الكهربية .	تتميز بكبر أنصاف أقطارها مما يؤدي إلى صغر جهد تأينها و ميلها الإلكتروني و سالبيتها الكهربية .
عناصرها كهروسالبة ؛ لأنها تكتسب إلكترونات لتكمل غلاف تكافؤها و تصبح أيونات سالبة لتصل إلى التركيب الإلكتروني للغاز الخامل الذي يليها .	عناصرها كهروموجبة ؛ لأنها تفقد إلكترونات غلاف تكافؤها و تصبح أيونات موجبة لتصل إلى التركيب الإلكتروني للغاز الخامل الذي يسبقها .
رديئة التوصيل للكهرباء ؛ لشدة ارتباط إلكترونات التكافؤ بالنواة لذا يصعب انتقال هذه الإلكترونات من مكان لآخر داخلها .	جيدة التوصيل للكهرباء ؛ لسهولة انتقال إلكترونات تكافؤها من مكان لآخر داخلها .
أقواها الفلور و يقع أعلى يمين الجدول الدوري .	أقواها السيزيوم و يقع أسفل يسار الجدول الدوري .





أول من قسم العناصر إلى قسمين رئيسيين - فلزات و لافلزات - هو العالم " برزيليوس " .

أشياء الفلزات



- 1- عناصر لها مظهر الفلزات و معظم خواص اللافلزات .
- 2- سالبيتها الكهربائية متوسطة بين الفلزات و اللافلزات .
- 3- توصيلها الكهربى أقل من الفلزات و أكبر كثيراً من اللافلزات .
- 4- لها استخدامات صناعية مهمة ؛ فى صناعة أجزاء من الأجهزة الإلكترونية مثل الترانزستورات كأشباه موصلات .

أمثلة :

بورون	سليكون	جرمانيوم	زرنيخ	أنتيمون	تيلوريوم	إستاتين
B	Si	Ge	As	Sb	Te	At

تدرج الخاصية الفلزية و اللافلزية في الجدول الدوري

- ❖ أولاً : في الدورات الأفقية : تقل الصفة الفلزية من اليسار إلى اليمين بزيادة العدد الذرى بسبب نقص نصف القطر حتى تظهر أشباه الفلزات ثم تزداد الصفة اللافلزية و تنتهى الدورة بغاز خامل .
نلاحظ أنه في أى دورة : تحتوى المجموعة الأولى (الألقاء) على أقوى الفلزات و تحتوى المجموعة السابعة (الهالوجينات) على أقوى اللافلزات .
- ❖ ثانياً : في المجموعات الرأسية : كلما اتجهنا لأسفل فى المجموعة بزيادة العدد الذرى تزداد الخاصية الفلزية .

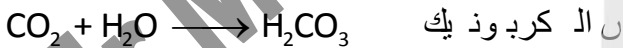
نستنتج مما سبق أن :

- ❖ أقوى الفلزات في الجدول الدوري يقع أسفل يسار الجدول و هو السيزيوم .
- ❖ أقوى اللافلزات في الجدول الدوري يقع أعلى يمين الجدول و هو الفلور .

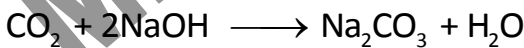


سادساً : الخاصية الحامضية و القاعدية

أولاً : الأكاسيد الحامضية : هئى أكاسيد لافلزية تذوب فى الماء و تعطى أحماض .

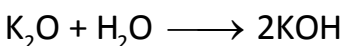
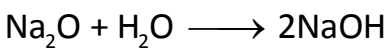


✓ تتفاعل الأكاسيد الحامضية مع القلويات لتعطى ملح و ماء :

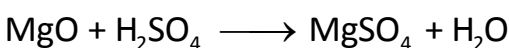
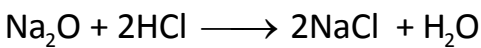


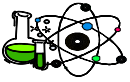
ثانياً : الأكاسيد القاعدية : هئى أكاسيد فلزية بعضها يذوب فى الماء و تعطى قلويات .

✓ بعض أكاسيد الفلزات تذوب فى الماء لتعطى قلويات ، و بعضها لا يذوب فى الماء :



✓ تتفاعل الأكاسيد القاعدية مع الأحماض لتعطى ملح و ماء :





ثالثاً : الأكاسيد المترددة : هـي أكاسيد تتفاعل تارة كأكاسيد قاعدية و تارة أخرى كأكاسيد حامضية .

أمثلة : أكسيد الألومنيوم Al_2O_3 ، أكسيد الأنثيمون Sb_2O_3 ، أكسيد الخارصين ZnO ، أكسيد القصدير SnO
 $ZnO + H_2SO_4 \longrightarrow ZnSO_4 + H_2O$
 $ZnO + 2 NaOH \longrightarrow Na_2ZnO_2 + H_2O$



تدرج الخواص الحامضية و القاعدية في الجدول الدوري

❖ أولاً : في الدورات الأفقية : بزيادة العدد الذري تقل الصفة القاعدية للأكسيد و تزداد الصفة الحامضية .
 ❖ ثانياً : في المجموعات الرأسية : في المجموعة الأولى (1A) نجد أنه تزداد الصفة القاعدية كلما اتجهنا لأسفل و في المجموعة (7A) تزداد الصفة الحامضية في مركباتها الهيدروجينية .
 س علل : تزداد الصفة الحامضية لعناصر المجموعة السابعة (7A) في مركباتها الهيدروجينية على عكس المتوقع .



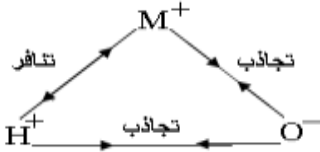
الصيغة العامة (MOH)

تستخدم هذه الصيغة للتعبير عن الأحماض و القواعد و هي مركبات هيدروكسيلية " M ذرة العنصر " .

☒ طرق تأه (MOH) : نفترض أن الذرات الثلاثة مرتبة في مثلث فإن هناك

ثلاثة حالات للتأين :

١- حالتان للذرة (M⁺) إما أن تكون ذرة فلز أو ذرة لا فلز :



الذرة (M ⁺) لا فلز	الذرة (M ⁺) فلز	
صغير	كبير	نصف القطر
قوة الجذب بين (M ⁺ , O ⁻) <u>أكبر</u> من قوة الجذب بين (H ⁺ , O ⁻)	قوة الجذب بين (M ⁺ , O ⁻) <u>أقل</u> من قوة الجذب بين (H ⁺ , O ⁻)	قوة الجذب
تتأين كحمض و تعطى أيونات هيدروجين	تتأين كقاعدة و تعطى أيونات هيدروكسيد	التأين
$MOH \longrightarrow MO^- + H^+$	$MOH \longrightarrow M^+ + OH^-$	معادلة التفاعل

٢- أما الحالة الثالثة : إذا تساوت قوتا التجاذب بين (M⁺ , O⁻) من جهة و بين (H⁺ , O⁻) من جهة أخرى فإن المادة تتأين كحمض أو كقلوى و يتوقف ذلك على وسط التفاعل فهي تتأين كحمض في الوسط القلوى و تتأين كقلوى في الوسط الحمضى و تسمى في هذه الحالة مادة مترددة مثل هيدروكسيد الألومنيوم $Al(OH)_3$.

و تعتمد قوة الجذب السابقة على ذرة العنصر من حيث : الحجم و مقدار الشحنة الكهربائية .

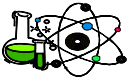


المنار في الكيمياء للثانوية العام

Mr.Mahmoud Ragab







الأحماض الأكسجينية

تعتمد قوة الأحماض الأكسجينية على عدد ذرات الأكسجين غير المرتبطة بذرات الهيدروجين ، فإذا مثلنا الحمض الأكسجيني بالصيغة العامة $[MO_n(OH)_m]$ حيث : M هي ذرة العنصر فنجد أن الحمض الأقوى هو الذى يحتوى على عدد أكبر من ذرات الأكسجين O_n غير المرتبطة بالهيدروجين .

قوة الحمض	عدد ذرات الأكسجين غير المرتبطة بذرات هيدروجيله O_n	صيغة الحمض تبعاً للقاعدة $MO_n(OH)_m$	اسم الحمض و صيغته
ضعيف	صفر	$Si(OH)_4$	حمض الأرتوسيليلونيك H_4SiO_4
متوسط	١	$PO(OH)_3$	حمض الأرتوفوسفوريك H_3PO_4
قوى	٢	$SO_2(OH)_2$	حمض الكبريتيك H_2SO_4
قوى جداً	٣	$ClO_3(OH)$	حمض البيروكلوريك $HClO_4$

س علل : حمض $ClO_3(OH)$ أقوى من حمض $PO(OH)_3$.

ج : لأن حمض البيروكلوريك $ClO_3(OH)$ يحتوى على ٣ ذرات أكسجين غير مرتبط بالهيدروجين بينما حمض الأرتوفوسفوريك $PO(OH)_3$ يحتوى على ٢ ذرة أكسجين غير مرتبط بالهيدروجين و كلما زاد عدد ذرات الأكسجين الغير مرتبطة بالهيدروجين كلما زادت قوة الحمض الأكسجيني .



سابعاً : أعداد التأكسد

التكافؤ : هو عدد ذرات الهيدروجين التى تتحد مع ذرة واحدة من العنصر .

مثال : الأكسجين ثنائى التكافؤ لأن ذرة منه تتحد مع ذرتين من الهيدروجين كما فى الماء (H_2O)

عدد التأكسد : عدد يمثل الشحنة الكهربائية (الموجبة أو السالبة) التى تبدو على الأيون أو الذرة فى المركب سواء كان مركباً أيونياً أو تساهمياً .

← ما هي مميزات استخدام أعداد التأكسد : (عدد التأكسد أفضل من التكافؤ) عدد التأكسد يوضح نوع التغير الحادث للعنصر أثناء التفاعل الكيميائى من أكسدة أو اختزال .

الأكسدة : عملية فقد الذرة إلكترونات ينتج عنها **زيادة** فى الشحنة الموجبة أو نقص فى الشحنة السالبة .

الاختزال : عملية اكتساب الذرة إلكترونات ينتج عنها **زيادة** فى الشحنة السالبة أو نقص فى الشحنة الموجبة .

حساب أعداد التأكسد

* جزئ العنصر الذى يتكون من ذرتين أو أكثر مثل P_4 ، O_3 ، S_8 ، N_2 يكون عدد تأكسد العنصر مساو **صفر** لأن الإزاحة الإلكترونية فى الروابط بين الذرات متساوية لأن الذرات **متساوية** فى السالبية الكهربائية .

قواعد أساسية لحساب أعداد التأكسد

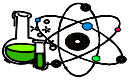
١- عدد تأكسد عناصر الألقاء (1A) فى مركباتها $[Li, Na, K, Rb, Cs] = (+1)$

٢- عدد تأكسد عناصر الهالوجينات (7A) فى مركباتها $[F, Cl, Br, I] = (-1)$

٣- عدد تأكسد العناصر النبيلة (0) $[He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn] = صفر$

٤- عدد تأكسد أى ذرة فى جزئ العنصر $[Cl_2, N_2, O_3, P_4, S_8] = صفر$





- ٥- عدد تأكسد عناصر المجموعة الثانية (2A) = (٢+)
- ٧- عدد تأكسد عناصر المجموعة الثالثة (3A) مثل الألومنيوم (Al) = (٣+)
- ٨- عدد تأكسد الأكسجين (O) في معظم مركباته = (٢-) ... ما عدا :
- (أ) الأكاسيد الفوقية [H_2O_2 , Na_2O_2 , K_2O_2] = (١-)
- (ب) سوبر أكسيد البوتاسيوم (KO_2) = (١/٢ -)
- (ج) فلوريد الأكسجين (OF_2) = (٢+)
- ٩- عدد تأكسد الهيدروجين في معظم مركباته (١+) .. عدا هيدريدات الفلزات [LiH , NaH , CaH_2] = (١-)
- ١٠- مجموع أعداد التأكسد العناصر المختلفة في الجزيء المتعادل = صفر
- ١١- عدد تأكسد المجموعات الذرية = الشحنة التي تحملها المجموعة مثل :
- الكبريتات (SO_4^{2-}) ، الكربونات (CO_3^{2-}) ، الأمونيوم (NH_4^+) ، النترات (NO_3^-) .



أمثلة على حساب أعداد التأكسد

مثال (١) احسب عدد تأكسد الفوسفور في حمض الأرتوفوسفوريك (H_3PO_4)

$$\text{الحل: } H_3PO_4 = (٢ \times ٤) + ٣س + (١ \times ٣) = \text{صفر}$$

$$\leftarrow ٨ - ٣ = ٥ \text{ س} \quad \leftarrow \text{صفر} = ٣ + ٥س$$

مثال (٢) احسب عدد تأكسد الكبريت في ثيوكبريتات الصوديوم ($Na_2S_2O_3$)

$$\text{الحل: } Na_2S_2O_3 = (٢ \times ٣) + ٢س + (١ \times ٢) = \text{صفر}$$

$$\leftarrow ٦ - ٢ = ٤ \text{ س} \quad \leftarrow \text{صفر} = ٢ + ٤س$$

مثال (٣) احسب عدد تأكسد الكروم في جزئ كرومات البوتاسيوم ($K_2Cr_2O_7$)

$$\text{الحل: } K_2Cr_2O_7 = (٢ \times ٧) + ٢س + (١ \times ٢) = \text{صفر}$$

$$\leftarrow ١٤ - ٢ = ١٢ \text{ س} \quad \leftarrow \text{صفر} = ٢ + ١٢س$$

مثال (٤) احسب عدد تأكسد الفوسفور في مجموعة الفوسفات (PO_4^{3-})

$$\text{الحل: } PO_4^{3-} = (٢ \times ٤) + س = ٣ - ٨ = ٣ - ٨ = ٣$$

$$\leftarrow \text{صفر} = ٣ + ٥س$$

مثال (٥) احسب عدد تأكسد النيتروجين في جزئ الهيدرازين (N_2H_4)

$$\text{الحل: } N_2H_4 = (١ \times ٤) + ٢س = ٤ - ٤ = ٤ - ٤ = ٤$$

$$\leftarrow \text{صفر} = ٤ + ٢س$$

مثال (٦) احسب عدد تأكسد الكلور في جزئ كلورات الصوديوم ($NaClO_3$)

$$\text{الحل: } NaClO_3 = (٢ \times ٣) + س + ١ = \text{صفر}$$

$$\leftarrow ٦ - ١ = ٥ \text{ س} \quad \leftarrow \text{صفر} = ١ + ٥س$$

احسب عدد تأكسد كل من :

١- النيتروجين في : [NH_2OH , NH_4^+ , $NaNO_3$, N_2]

٢- الكبريت في : [$K_2S_2O_3$, H_2SO_4 , SO_3 , S_8]

٣- المنجنيز في : [$MnBr_2$, Mn , $MnSO_4$, $KMnO_4$]

٤- الفوسفور في : [P_2O_5 , PH_4^+ , Na_3PO_4 , P_4]



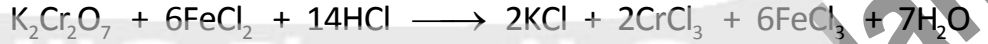


قاعدة حل التغير الحادث مع أكسدة و اختزال لعنصر معيه

يتم حساب عدد **التأكسد** للعنصر المطلوب قبل و بعد التفاعل فإذا حدث للعنصر :

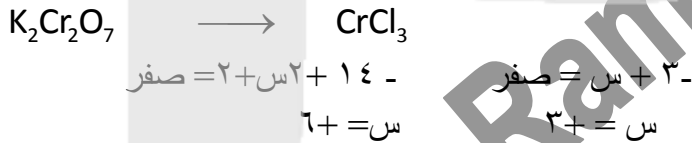
- 1- زيادة في عدد التأكسد فإن ذلك يدل على حدوث (أكسدة) .
- 2- نقص في عدد التأكسد فإن ذلك يدل على حدوث (اختزال) .

مثال : يتم التفاعل بين ثاني كرومات البوتاسيوم و كلوريد الحديد (II) بين نوع التغير الحادث من أكسدة أو اختزال لكلاً من الكروم والحديد حسب المعادلة :



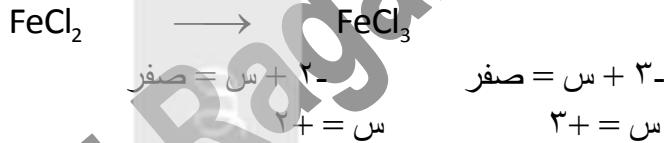
الحل

أولاً : الكروم (Cr) :



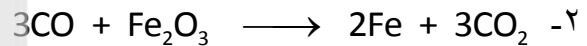
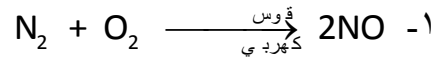
حدث للكروم نقص في الشحنة الموجبة و بالتالي حدثت له (عملية إختزال)

ثانياً : الحديد (Fe) :



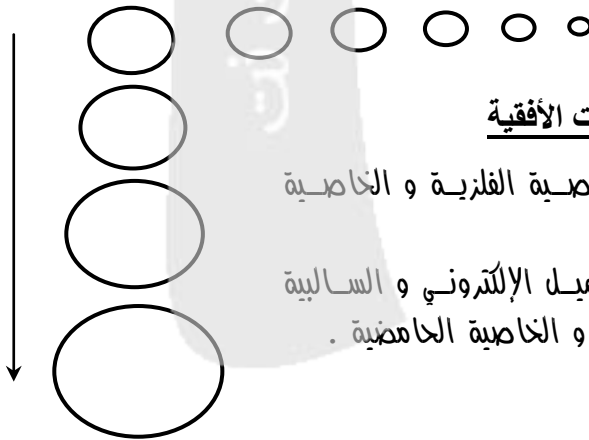
حدث للحديد زيادة في الشحنة الموجبة و بالتالي حدثت له (عملية أكسدة)

س : وهذا التغير الحادث مع أكسدة أو اختزال (إن وجد) في التفاعلات الليميائية التالية:



في المجموعات الرأسية

عكس الدورات الأفقية



في الدورات الأفقية

يقبل : نصف القطر و الخاصية الفلزية و الخاصية القاعدية .

يزداد : جهد التأين و الميل الإلكتروني و السالبية الكهربية و الخاصية اللافلزية و الخاصية الحامضية .

اللهم من اعزك بك فلن يذل ، و من اهزك بك فلن يضل ، و من اسكنك بك فلن يقبل ، و من اسقوى بك فلن يضعف ، و من استغنى بك فلن يفتقر ، و من استنصر بك فلن يغلب ، و من نوكلك عليك فلن يخيب ، و من جعلك ملاداً فلن يضيع ، و من اعنصم بك فقد هدى الى صراط مستقيم ، اللهم فكن لنا ولياً و نصيراً ، و كن لنا معيماً و مجيراً ، انك كنت بنا بصيراً



بِحَمْدِ اللَّهِ

Mr. Mahmoud Ragab 0122-5448031

يا قارئ خطي لا تبكى على موتى ... فالיום أنا معك و غداً أنا في التراب فإن عشت فإنى معك
..... و إن مت فللذكرى !
و يا ماراً على قبرى ... لا تعجب من أمرى بالأمس كنت معك ... و غداً أنت معى ...
أموت
و يبقى كل ما كتبته ذكـرى فياليت ... كل من قرأ كلماتى ... يدعو لى....

دعاء عند التوجه للإمتحان

اللهم إنى توكلت عليك و فوضت أمرى إليك ولا ملجأ ولا منجى إلا إليك

دعاء دخول الإمتحان

ربى أدخلنى مدخل صدق و أخرجنى مخرج صدق و اجعل لى من لدنك سلطانا نصيراً

دعاء قبل الإجابة على الإمتحان

رب اشرح لى صدرى و يسر لى أمرى و أحل عقدة من لساني يفقهوا قولى

بسم الله الفتاح اللهم لا سهل إلا ما جعلته سهلاً و يا ارحم الراحمين

دعاء عند النسيان

لا اله إلا أنت سبحانك إنى كنت من الضالين يا حى يا قيوم برحمتك استغيث رب إنى مسنى الضر و أنت أرحم
الراحمين

اللهم يا جامع الناس ليوم لا ريب فيه اجمع على ضالتي

دعاء بعد الإنتهاء من الإمتحان

الحمد لله الذى هدانى لهذا و ما كنا لنهتدى لو لا أن هدانا الله



تدخل كل العناصر الكيميائية في تفاعلات كيميائية عدا العناصر الخاملة (الذبيلة) لأن كل العناصر تحاول أن تكتسب أو تكتسب أو تشارك بالإلكترونات لكي يكتمل مستواها الأخير و يتساوى مع التركيب الإلكتروني لأقرب غاز خامل ، و العناصر الخاملة لا تدخل في تفاعلات كيميائية لأنها أصلاً مستقرة .

الغاز الخامل	التوزيع الإلكتروني	الغاز الخامل	التوزيع الإلكتروني
${}^2\text{He}$	$1s^2$	${}^{36}\text{Kr}$	$({}_{18}\text{Ar}) , 4s^2 , 3d^{10} , 4p^6$
${}^{10}\text{Ne}$	$({}^2\text{He}) , 2s^2 , 2p^6$	${}^{54}\text{Xe}$	$({}_{36}\text{Kr}) , 5s^2 , 4d^{10} , 5p^6$
${}^{18}\text{Ar}$	$({}^{10}\text{Ne}) , 3s^2 , 3p^6$	${}^{86}\text{Rn}$	$({}_{54}\text{Xe}) , 6s^2 , 4f^{14} , 5d^{10} , 6p^6$



التفاعل الكيميائي



هو كسر للروابط بين ذرات جزيئات المواد المتفاعلة و تكوين روابط جديدة بين ذرات جزيئات المواد الناتجة من التفاعل .

مثال: عند خلط برادة الحديد مع الكبريت لا يتكون مركباً كيميائياً جديداً و ذلك لأن الروابط بين الحديد و بعضها و بين الكبريت و بعضها لم تتكسر لكي تتكون روابط جديدة بين الحديد و الكبريت و يحدث ذلك بالتسخين لينتج مركب جديد هو كبريتيد الحديد .

و تلعب إلكترونات التكافؤ داخل الذرة دوراً مهماً في طبيعة الروابط و قام العالم لويس بوضع طريقة مبسطة لتمثيل إلكترونات التكافؤ مستخدماً النقاط كما هو موضح بالجدول :

المجموعة	I A	II A	III A	IV A	V A	VI A	VII A	0
الدورة الثالثة	Na_{11}	Mg_{12}	Al_{13}	Si_{14}	P_{15}	S_{16}	Cl_{17}	Ar_{18}
التركيب الإلكتروني	$3s^1$	$3s^2$	$3s^2, 3p^1$	$3s^2, 3p^2$	$3s^2, 3p^3$	$3s^2, 3p^4$	$3s^2, 3p^5$	$3s^2, 3p^6$
نموذج لويس النقطي	Na•	•Mg•	•Al•	•Si•	••P•	••S•	••Cl••	••Ar••

❖ أطلق لويس على زوج الإلكترونات الموجود في أوريبتالات المستوى الخارجي و الذي لم يشارك في تكوين الروابط اسم زوج حر Lone pair و على زوج الإلكترونات المسئول عن تكوين الرابطة اسم زوج الارتباط Bond pair .

❖ في ضوء معلوماتنا الجديدة عن تركيب الذرة سوف نقوم بدراسة نوعان من الروابط هما :

- 1- الروابط الكيميائية : مثل الرابطة الأيونية ، الرابطة التساهمية ، الرابطة التناسقية .
- 2- الروابط الفيزيائية : مثل الرابطة الهيدروجينية ، الرابطة الفلزية .



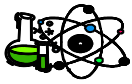
أولاً : الرابطة الأيونية

هنا رابطة ليس لها وجود مادي تحدث بين عناصر طرفي الجدول الدوري الطرف الأيسر (الفلزات) و الطرف الأيمن (الإفلزات) بشرط أن يكون فرق السالبية الكهربية بين العناصر أكبر من (1,7) .

خطوات تكوين الرابطة الأيونية

1- **تكوين الأيون الموجب:** نتيجة لفقد العنصر الفلزى لإلكترون أو أكثر ؛ و ذلك لكبر حجمها و صغر جهد تأينها فيسهل عليها فقد إلكترونات .





- ٢- تكوين الأيون السالب : نتيجة لإكتساب العنصر اللافلزى لإلكترون أو أكثر ؛ و ذلك لصغر حجمها و كبر جهد تأينها فيسهل عليها اكتساب الإلكترونات التى تفقدها الفلزات .
- ٣- تكوين الرابطة الأيونية : نتيجة حدوث تجاذب كهربي بين الكاتيونات (الأيونات الموجبة) و الأنيونات (الأيونات السالبة) لذا فهي ليس لها وجود مادي أو إتجاه محدد .

العنصر	Al	Mg	Na
السالبية الكهربية	١,٥	١,٢	٠,٩
كلوريد العنصر	AlCl ₃ تساهمي	MgCl ₂ أيوني	NaCl أيوني قوى
فرق السالبية	١,٥ = ١,٥ - ٣	١,٨ = ١,٢ - ٣	٢,١ = ٠,٩ - ٣
درجة الإنصهار	190 ⁰ c	714 ⁰ c	810 ⁰ c
درجة الغليان	يتسامى	1412 ⁰ c	1465 ⁰ c
التوصيل للكهرباء	لا يوصل	موصل جيد	موصل جيد جداً

ملحوظة : كلما زاد الفرق في السالبية الكهربية بين العناصر المرتبطة (زاد البعد الأفقى بينهما في الجدول) كلما زادت قوة الرابطة الأيونية و زادت الخواص الأيونية (مثل ارتفاع درجتى الإنصهار و الغليان) .



ثانياً : الرابطة التساهمية

- رابطة تتم غالباً بين لا فلزيين ، يتم الارتباط بينهما بالمشاركة (المساهمة) للإلكترونية .
- تحدث بين ذرات العناصر المتشابهة أو المتقاربة في السالبية الكهربية (فرق السالبية الكهربية أقل من ١,٧) .

أنواعها :

رابطة تساهمية قطبية	رابطة تساهمية غير قطبية	رابطة تساهمية نقية
تتكون بين ذرتين لعنصرين لا فلزيين .	تتكون بين ذرتين لعنصرين لا فلزيين	تتكون بين ذرتين لعنصر لا فلزى واحد .
الذرتين مختلفتين في السالبية الكهربية (فرق السالبية بين الذرتين أكبر من 0,4 و أقل من 1,7)	الذرتين مختلفتين في السالبية الكهربية (فرق السالبية بين الذرتين أكبر من 0 حتى 0,4)	الذرتين متساويتين في السالبية الكهربية (فرق السالبية بين الذرتين = صفر)
يقضى زوج الإلكترونات وقتاً أطول مع الذرة الأكثر سالبية (تكتسب الذرة الأكثر سالبية شحنة سالبة جزئية - δ و الذرة الأخرى شحنة موجبة جزئية + δ) .		يقضى زوج الإلكترونات وقتاً متساوياً مع كلاً من الذرتين (تكون شحنة كل من الذرتين = صفر) .
أمثلة : جزئ فلوريد الهيدروجين HF - جزئ الماء H ₂ O - جزئ النشادر NH ₃ - جزئ كلوريد الهيدروجين HCl (وضح الرسم بنفسك)	أمثلة : الروابط بين الكربون و الهيدروجين .	أمثلة : جزئ النيتروجين (N ₂) - جزئ الكلور (Cl ₂) - جزئ الفلور (F ₂) - جزئ الهيدروجين (H ₂) (وضح الرسم بنفسك)





❖ تعليقات هامة جداً :

س علل : الرابطة في جزئ كلوريد الهيدروجين تساهمية قطبية .
ج : لأن الفرق في السالبية الكهربية بين الكلور و الهيدروجين كبير نسبياً ولكنه أقل من ١,٧ فيقضى زوج الإلكترونات وقتاً أطول في حيازة ذرة الكلور الأكثر سالبية فتكتسب شحنة سالبة جزئية و تكتسب ذرة الهيدروجين شحنة موجبة جزئية .

س علل : الرابطة في جزئ الكلور تساهمية نقيية .
ج : لأن الفرق في السالبية الكهربية بين ذرتي الكلور يساوي صفر فيقضى زوج إلكترونات الرابطة وقتاً متساوياً في حيازة كلا الذرتين فتصبح الشحنة النهائية على كل من الذرتين صفر .

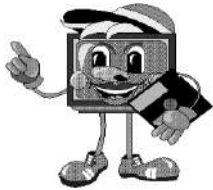


س علل : الرابطة في جزئ الميثان CH₄ تساهمية غير قطبية .
ج : لتقارب الذرتين في السالبية الكهربية فالفرق في السالبية الكهربية بين الذرتين مساو 0,4 .

❖ ملحوظة هامة جداً :

- الروابط في جزئ ثاني أكسيد الكربون CO₂ روابط تساهمية قطبية و رغم ذلك يعتبر جزئ غير قطبي .

س علل : جزئ ثاني أكسيد الكربون CO₂ غير قطبي رغم أن الروابط فيه تساهمية قطبية .
ج : لأن الشكل الخطي للجزئ "O = C = O" يتسبب في أن تلاشى كل رابطة التأثير القطبي للرابطة الأخرى (محصلة عزم الإزدواج القطبية تساوي صفر) .



النظريات المفسرة للرابطة التساهمية

أولاً : نظرية الثمانيات

تعرف بالنظرية الإلكترونية للتكافؤ و وضعها العالمان كوسل و لويس عام ١٩١٦ م .

✓ تنص على :

بخلاف الهيدروجين و الليثيوم و البريليوم تميل جميع ذرات العناصر للوصول إلى التركيب الثماني لمستوياتها الخارجية .

❖ ملحوظة هامة جداً :

- حسب هذه النظرية تتكون الرابطة التساهمية نتيجة تلاصق عدد من الكتلونات الغلاف الخارجي للذرتين بحيث يصل التركيب الإلكتروني لكل منهما إلى ثمانية الكتلونات .

- يرمز لإلكترونات الغلاف الخارجي بنقط • أو علامة x .

❖ من أمثله المركبات التي فسرتها :



الكلور Cl ₂	النشادر NH ₃	الماء H ₂ O
<pre> •• •• ••Cl •X Cl•• •• •• </pre>	<pre> •• •• H X • N • X H X • H </pre>	<pre> •• •• H X • O • X H •• </pre>





✓ عيوب نظرية الثمانيات :

- لم تستطع تفسير **خواص الجزيئات** مثل الشكل الفراغى (الهندسى) للمركب و قيم الزوايا بين الروابط فيه .
- لم تستطع تفسير **التربط** فى كثير من الجزيئات على أساس قاعدة الثمانيات و التى يزيد أو يقل فيها عدد الإلكترونات حول الذرة المركزية عن ثمانية **مثل** : جزيئ خامس كلوريد الفوسفور PCl_5 – جزيئ ثالث فلوريد البورون BF_3 .

جزيئ خامس كلوريد الفوسفور PCl_5	جزيئ ثالث فلوريد البورون BF_3
تكون ذرة الفوسفور محاطة بعشرة إلكترونات . 	تكون ذرة البورون محاطة بستة إلكترونات فقط . 

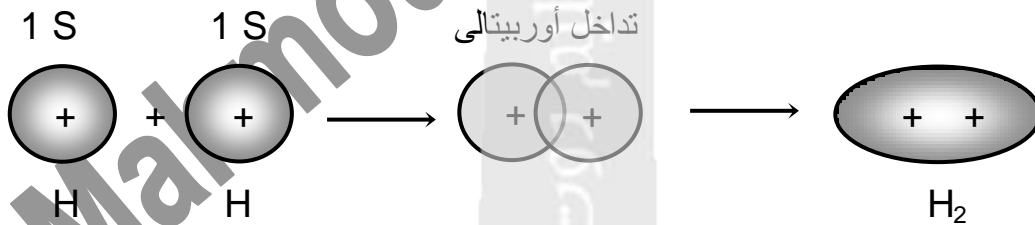
ثانياً : نظرية رابطة التكافؤ

بنيت على نتائج ميكانيكا الكم ... على إعتبار أن الإلكترون جسيم مادى و له خواص موجية يحتمل تواجده في أى منطقة من الفراغ المحيط بالنواة .
 ✓ **تنص على :**
 تتكون الرابطة التساهمية نتيجة تداخل أوربيتال إحدى الذرتين به إلكترون مفرد مع أوربيتال لذرة أخرى به إلكترون مفرد أيضاً .



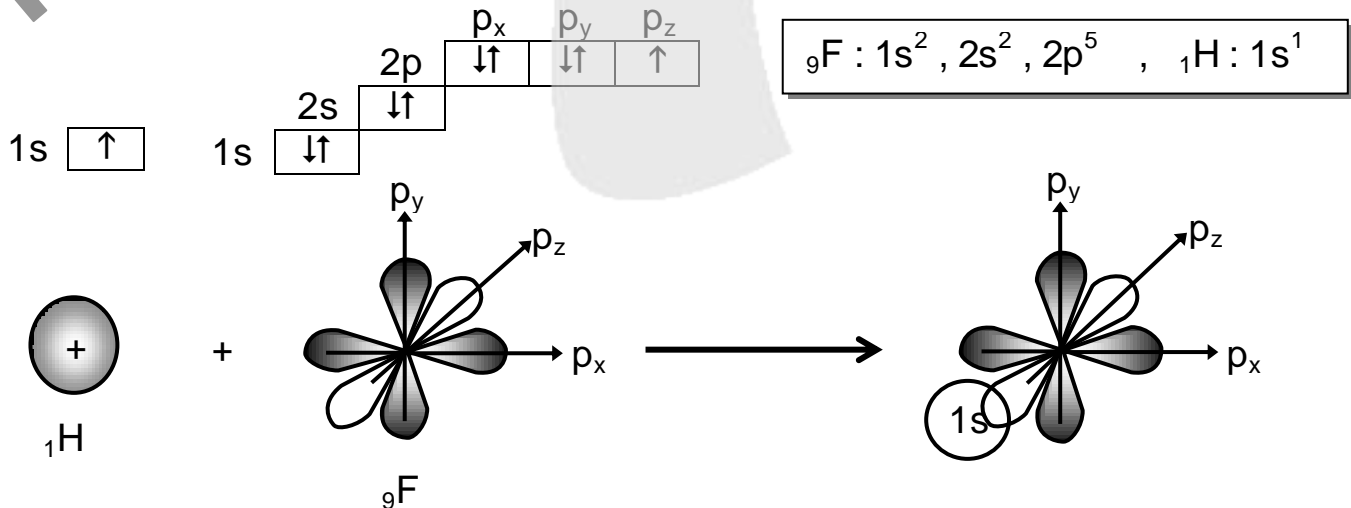
مثال (١) : تفسير تكوين جزيئ الهيدروجين (H_2)

عن طريق تداخل أوربيتال ($1s$) لذرة الهيدروجين الذى يحتوى على إلكترون مفرد مع أوربيتال ($1s$) لذرة الهيدروجين الأخرى و الذى يحتوى أيضاً على إلكترون مفرد .



مثال (٢) : تفسير تكوين جزيئ فلوريد الهيدروجين (HF)

عن طريق تداخل الأوربيتال ($2p_z$) لذرة الفلور و الذى يحتوى على إلكترون مفرد مع الأوربيتال ($1s$) لذرة الهيدروجين و الذى يحتوى على إلكترون مفرد أيضاً .





التهجين

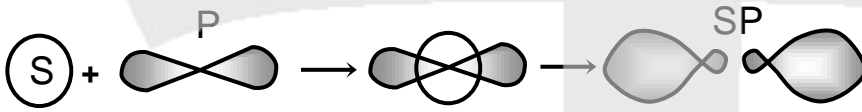
عملية اتحاد أو تداخل بين أوربيتالين مختلفين أو أكثر فأكثر نفس الذرة لينتج أوربيتالات جديدة تسمى أوربيتالات مهجنة متساوية فى الشكل و الطاقة .

1- يحدث التهجين بين أوربيتالات نفس الذرة .

2- يحدث التهجين بين الأوربيتالات المتقاربة فى الطاقة مثل (2s مع 2p) .

3- عدد الأوربيتالات المهجنة = عدد الأوربيتالات الداخلة فى التهجين و تأخذ رمزها .

يرمز للأوربيتالات الجزيئية بالرمز سيجما σ و باى π و دلتا δ و يرمز للأوربيتالات الذرية النقية بـ s , p , d , f و يرمز للأوربيتالات الذرية المهجنة بالرموز sp , sp^2 , sp^3



أمثلة : أوربيتال (s) + ٣ أوربيتال (p) = ٤ أوربيتال من نوع (sp^3)

أوربيتال (s) + ٢ أوربيتال (p) = ٣ أوربيتال من نوع (sp^2)

أوربيتال (s) + ١ أوربيتال (p) = ٢ أوربيتال من نوع (sp)

س علل : الأوربيتالات المهجنة أكثر بروزاً للخارج من الأوربيتالات النقية.

ج : لتصبح قدرتها على التداخل أقوى من الأوربيتالات العادية .

تفسير تكوين جزئ الميثان CH_4 فى ضوء نظرية رابطة التكافؤ

بينت القياسات الفيزيائية الحقائق التالية :

✓ جزئ الميثان يأخذ شكل هرم رباعى الأوجه .

✓ الزوايا بين الروابط $109,5^\circ$.

✓ الروابط بين ذرة الكربون و ذرات الهيدروجين الأربعة متساوية فى الطول و القوة .

تفسير هذه الحقائق :

1- ذرة الكربون فى الحالة المستقرة تحتوى على إلكترونين مفردين فى أوربيتالين بالمستوى الفرعى (2p) ثم تحدث عملية إثارة لذرة الكربون .

2- تحتوى ذرة الكربون فى الحالة المثارة على أربعة إلكترونات مفردة نتيجة إنتقال إلكترون من المستوى الفرعى (2s) إلى الأوربيتال الفارغ فى المستوى الفرعى (2p) ثم تحدث عملية تهجين من نوع (sp^3) .

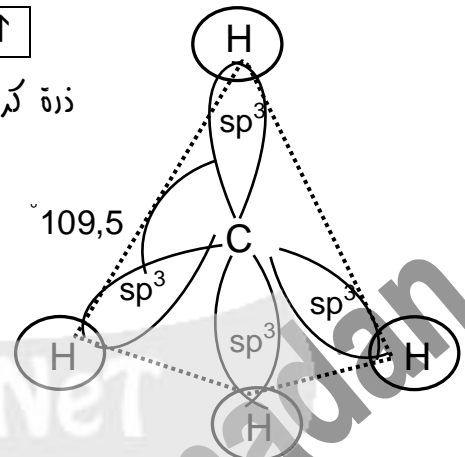
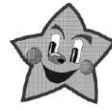
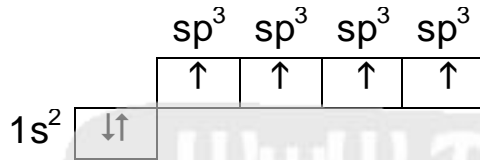
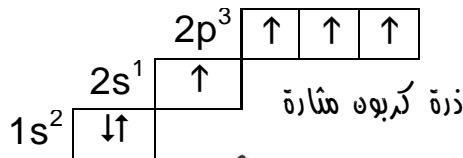
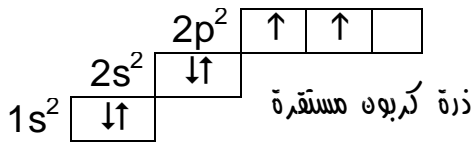
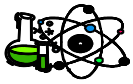
3- ذرة الكربون المهجنة تتكون عن طريق خلط و تهجين أوربيتال فى (2s) و الأوربيتالات الثلاثة فى (2p) ليتكون أربعة أوربيتالات مهجنة من النوع (sp^3) متكافئة فى الطاقة .

4- يتكون جزئ الميثان عن طريق ارتباط الأربعة إلكترونات المفردة فى الأوربيتال (sp^3) مع أربع ذرات هيدروجين ليكون جزئ الميثان (CH_4)



المحاضر فى الكيمياء للثانوية العامة
Mr.Mahmoud Ragab 0122-5448031





س علل: قيمة الزوايا بين الروابط في جزيء الميثان (CH_4) هي $109,5^\circ$ و ليس 90° .

ج : لأن الأوربيبتالات المهجنة كل منها عبارة عن إلكترون سالب فتتباعده عن بعضها في الفراغ $109,5^\circ$ لتقليل قوة التنافر بينها .



ثالثاً : نظرية الأوربيبتالات الجزيئية

✓ تنص على :

الجزيء وحدة واحدة أو ذرة كبيرة متعددة الأنوية يحدث فيها تداخل بين جميع الأوربيبتالات الذرية لتكوين أوربيبتالات جزيئية .

س : قارن بين نظرية رابطة التكافؤ و نظرية الأوربيبتالات الجزيئية .

نظريّة الأوربيبتالات الجزيئية	نظريّة رابطة التّكافؤ
اعتبرت الجزيء ذرة كبيرة متعددة الأنوية	اعتبرت الجزيء مجرد ذرتين متحدتين أو أكثر
تنشأ الرابطة من تداخل جميع الأوربيبتالات الذرية لتكوين أوربيبتالات جزيئية	تنشأ الرابطة التساهمية من تداخل بعض الأوربيبتالات الذرية (بها إلكترونات مفردة)

س : ما هي أنواع الأوربيبتالات الجزيئية ... قارن بينها .

الرابطة باى (π)	الرابطة سيجما (σ)
تنشأ من تداخل الأوربيبتالات الذرية مع بعضها بالجنب	تنشأ من تداخل الأوربيبتالات الذرية مع بعضها بالرأس
الأوربيبتالات المتداخلة متوازية	الأوربيبتالات المتداخلة على خط واحد
طويلة - ضعيفة - سهلة الكسر	قصيرة - قوية - صعبة الكسر

الممار في الكيمياء





تفسير تكوين جزيء الإيثيلين C_2H_4 في ضوء نظرية الأوربيتالات الجزيئية

- ✓ جزيء الإيثيلين يتخذ شكل مثلث مستو (مسطح) .
- ✓ قيم الزوايا بين الروابط 120° .

تفسير هذه الحقائق :

١- ذرة الكربون في الحالة المستقرة تحتوي على إلكترونين مفردين في أوربيتالين بالمستوى الفرعي ($2p$) فيحدث عملية إثارة لذرة الكربون .

٢- تحتوي ذرة الكربون في الحالة المثارة على أربعة إلكترونات مفردة نتيجة انتقال إلكترون من المستوى الفرعي ($2s$) إلى الأوربيتال الفارغ في المستوى الفرعي ($2p$) ثم تحدث عملية تهجين من النوع (sp^2) .

٣- ذرة الكربون المهجنة تتكون عن طريق خلط و تهجين أوربيتال في ($2s$) مع أوربيتالين من الأوربيتالات الثلاثة في ($2p$) ليتكون ثلاثة أوربيتالات مهجنة من النوع (sp^2) متكافئة في الطاقة .

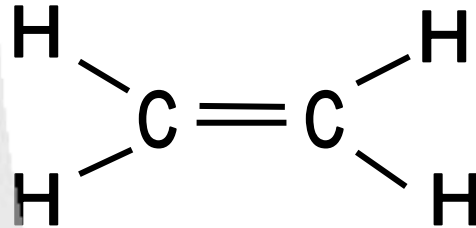
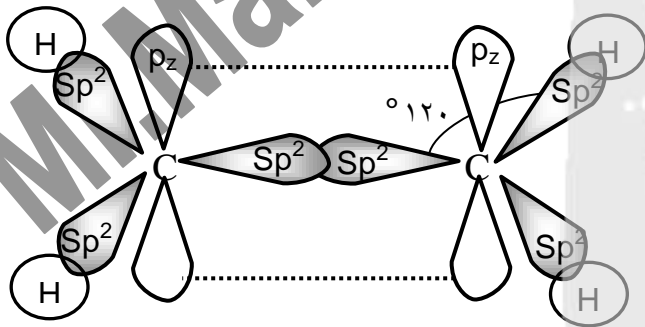
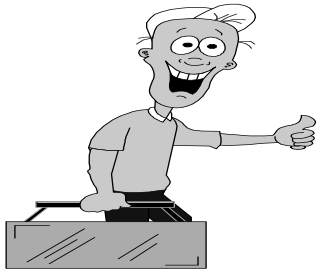
٤- يتكون في الجزيء ستة روابط كالتالي :

✓ بين ذرتي الكربون :

رابطة واحدة سيجما σ قوية بين الأوربيتالين SP^2 لذرتي الكربون .
رابطة واحدة باي π ضعيفة بين الأوربيتالين $2P_z$ لذرتي الكربون .

✓ بين كل ذرة كربون و ذرات الهيدروجين :

4 روابط سيجما σ قوية بين الأوربيتال $1s$ لكل ذرة هيدروجين و الأوربيتالات SP^2 لذرتي الكربون .



الحمد لله اللهم ربنا لك الحمد بما خلقنا و رزقنا و هدينا و علمنا و اتقنا و فرجت عنا ، لك الحمد بالامان و لك الحمد بالإسلام و لك الحمد بالقرآن و لك الحمد بالآله و اطال و اطفاة ، كتبت عدونا و بسطت رزقنا و أظهرت أمننا و جمعت فرقتنا و أحسنت معافانا و من كل ما سألناك أعطيتنا ، فك الحمد على ذلك حمداً كثيراً و لك الحمد بكل نعمة أنعمت بها علينا في قديم و حديث أو سراً و علانية أو حياً و ميتاً أو شاهداً و غائباً حتى ترضى ، و لك الحمد إذا رضيت ، و لك الحمد بعد الرضا ، و صلى اللهم على محمد و على آله و سلم .





تفسير تكوين جزي الأستيلين C_2H_2 في ضوء نظرية الأوربيتالات الجزيئية



- ✓ جزي الأستيلين يأخذ شكل خطي .
- ✓ قيم الزوايا بين الروابط 180° .

تفسير هذه الحقائق :

١- ذرة الكربون في الحالة المستقرة تحتوي على إلكترونين مفردين في أوربيتالين بالمستوى الفرعي ($2p$) فيحدث عملية إثارة لذرة الكربون .

٢- تحتوي ذرة الكربون في الحالة المثارة على أربعة إلكترونات مفردة نتيجة انتقال إلكترون من المستوى الفرعي ($2s$) إلى الأوربيتال الفارغ في المستوى الفرعي ($2p$) ثم تحدث عملية تهجين من النوع (sp) .

٣- ذرة الكربون المهجنة تتكون عن طريق خلط و تهجين أوربيتال في ($2s$) مع أوربيتال من الأوربيتالات الثلاثة في ($2p$) ليتكون أوربيتالين مهجنين من النوع (sp) متكافئة في الطاقة .

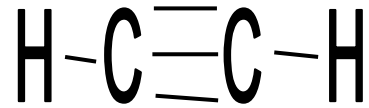
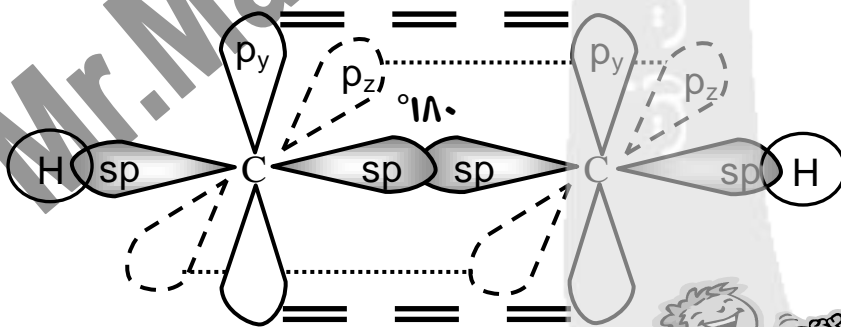
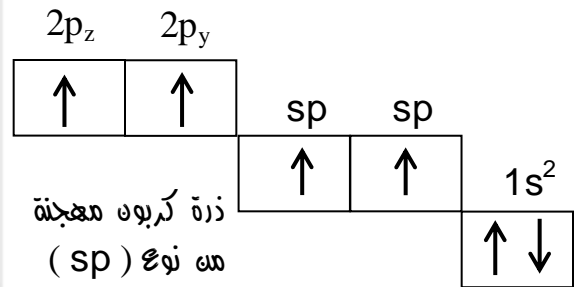
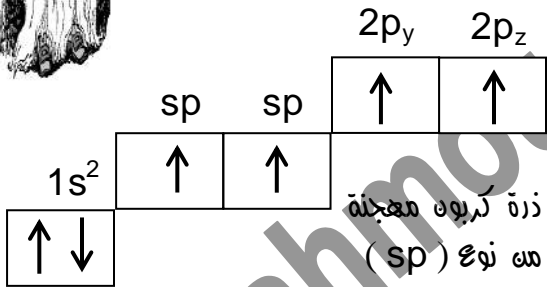
٤- يتكون في الجزي خمسة روابط كالتالي :

✓ بين ذرتي الكربون :

رابطة واحدة سيجما σ قوية بين الأوربيتالين SP لذرتي الكربون .
2 رابطة باي π ضعيفة (واحدة بين الأوربيتالين $2P_z$ و الأخرى بين الأوربيتالين $2p_y$ لذرتي الكربون) .

✓ بين كل ذرة كربون و ذرات الهيدروجين :

2 رابطة سيجما σ قوية بين الأوربيتال $1s$ لكل ذرة هيدروجين و الأوربيتالات SP لذرتي الكربون .



Mr. Mahmoud Ragab 0122-5448031





مقارنة بين أنواع تهجين ذرة الكربون

sp	Sp ²	sp ³	المقارنة
أوربيتال (s) مع أوربيتال (p)	أوربيتال (s) مع ٢ أوربيتال (p)	أوربيتال (s) مع ٣ أوربيتالات (p)	الأوربيتالات الداخلة في التهجين
٢ أوربيتال (sp) بالإضافة إلى ٢ أوربيتال (2p _y , 2p _z) غير مهجن عمودى	٣ أوربيتالات (sp ²) بالإضافة إلى أوربيتال (2p _z) غير مهجن يكون عمودى	٤ أوربيتالات (sp ³) متكافئة فى الطاقة و الشكل الفراغى	الأوربيتالات المعجّنة
180 °	120 °	109,5 °	الزوايا
خطى	مثلث مستوى	هرم رباعى الأوجه	الشكل الفراغى
الأسيتيلين	الإيثيلين	الميثان	مثال

نظرية تنافر أزواج إلكترونات التكافؤ

الزيادة فى عدد أزواج الإلكترونات الحرة فى الذرة المركزية بحيث يؤدي إلى زيادة التنافر بينها و يكون ذلك على حساب النقص فى قيم الزوايا بين الروابط التساهمية فى الجزيء .

❖ ملاحظات هامة جداً :

- أزواج الإلكترونات المرتبطة لا تعدد شكل الجزيء لأنها تكون مرتبطة بنواتى الذرتين المرتبطتين من الجهتين .
- تتحكم أزواج الإلكترونات الحرة فى تحديد قيم الزوايا بين الروابط فى الجزيء لأنها ترتبط بنواة الذرة المركزية من جهة و تنتشر فى الفراغ من الجهة الأخرى .

- **الزيادة** فى عدد أزواج الإلكترونات الحرة فى الذرة المركزية للجزيء يؤدي إلى **زيادة** قوى التنافر بين هذه الإلكترونات **فيقل** مقدار الزوايا بين الروابط التساهمية فى الجزيء (**علاقة عكسية** : كلما زاد التنافر بين أزواج الإلكترونات الحرة قلت قيم الزوايا) و بشكل عام يكون :

التنافر بين : زوج حر ، زوج حر < التنافرين : زوج رابط ، زوج رابط .

س : كيف يمكنك تفسير صغر الزوايا بين الروابط التساهمية فى جزيء الماء (H₂O) (105°) عن جزيء الأمونيا (NH₃) (107°) عن جزيء الميثان (CH₄) (109°) فى ضوء ما سبق ؟

ج : لأن جزيء الماء يحتوى على زوجين من الإلكترونات الحرة بينما جزيء الأمونيا يحتوى على زوج واحد من الإلكترونات الحرة و جزيء الميثان لا يحتوى على أى أزواج من الإلكترونات الحرة و كلما زاد عدد أزواج إلكترونات التكافؤ الحرة يزداد التنافر بينها فتقل قيم الزوايا بين الروابط التساهمية فى الجزيء . (علاقة عكسية)

س علل : تتحكم أزواج الإلكترونات الحرة فى تحديد قيم الزوايا بين الروابط فى الجزيء .

ج : لأنها ترتبط من جهة بنواة الذرة المركزية و تنتشر فراغياً من الجهة الأخرى .

س علل : لا تتحكم أزواج الإلكترونات المرتبطة فى تحديد قيم الزوايا بين الروابط فى الجزيء .

ج : لأنها ترتبط بنواتى الذرتين المرتبطتين من الجهتين .





أشكال الجزيئات تبعاً لنظرية تنافر أزواج إلكترونات التكافؤ

❖ تختلف أشكال الجزيئات تبعاً لعدد أزواج الإلكترونات (الحررة و المرتبطة) التي تتواجد في أوربياتالات الذرة المركزية للجزيء .

❖ و الجدول التالي يوضح أشكال بعض الجزيئات حسب نظرية تنافر أزواج إلكترونات التكافؤ :

ترتيب أزواج الإلكترونات	أزواج الإلكترونات			شكل الجزيء في الفراغ (الشكل البنائي = الهندسى)	الصيغة العامة	أمثلة الجزيئات
	المجموع	المرتبطة	الحررة			
خطى (لأن المحصلة ٢)	2	2	0	خطى	AX ₂	BeF ₂
مثلث مستوى (لأن المحصلة ٣)	3	3	0	مثلث مستوى	AX ₃	BF ₃
		2	1	زاوى	AX ₂ E	SO ₂
رباعى الأوجه (لأن المحصلة ٤)	4	4	0	رباعى الأوجه	AX ₄	CH ₄
		3	1	هرم ثلاثى القاعدة	AX ₃ E	NH ₃
		2	2	زاوى	AX ₂ E ₂	H ₂ O

(حيث : A : الذرة المركزية ، X : الذرات المرتبطة بالذرة المركزية ، E : أزواج الإلكترونات الحررة)

O₈ ، N₇ ، C₆ ، S₁₆ ، B₅ ، Be₄

ثالثاً : الرابطة التناسقية

رابطة تتكون بين ذرتين أحدهما تحتوى أوربياتال به زوج حر من الإلكترونات (ذرة مانحة) تمنح هذا الزوج الحر من الإلكترونات إلى ذرة أخرى بها أوربياتال فارغ (ذرة مستقبلة) .



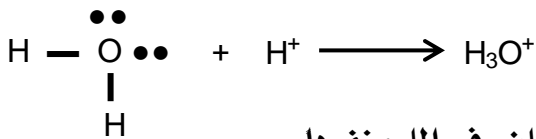
(علل) الرابطة التناسقية نوع خاص من الروابط التساهمية .

ج : لأن كلاً منهما عبارة عن زوج من الإلكترونات و الفرق بينهما في منشأ هذا الزوج من الإلكترونات فى الرابطة التناسقية يكون مصدره ذرة واحدة و فى الرابطة التساهمية يكون مصدره كلا الذرتين .

ملحوظة : يرمز للرابطة التناسقية بسهم (←) متجهاً ناحية الذرة المستقبلة للإلكترونات .

مثال (١) : تكوين أيون الهيدرونيوم (H₃O⁺) :

عند إذابة الأحماض فى الماء تمنح ذرة الأكسجين الموجودة بجزيء الماء زوج حر من الإلكترونات إلى بروتون الحمض (H⁺) ليكون أيون الهيدرونيوم الموجب (H₃O⁺)



س علل : لا يوجد أيون الهيدروجين الناتج من تفكك الأحماض فى الماء منفرداً .

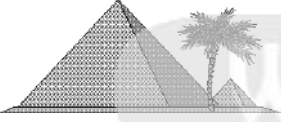
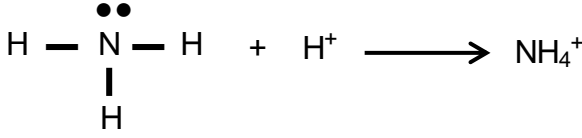
ج : لأنه يجذب إلى زوج الإلكترونات الحررة الموجودة على ذرة أكسجين أحد جزيئات الماء و يرتبط معها برابطة تناسقية مكوناً أيون الهيدرونيوم .





مثال (٢) : تكوين أيون الأمونيوم (NH₄⁺) :

عند إمرار غاز النشادر في محاليل الأحماض تمنح ذرة النيتروجين الموجودة بجزئ النشادر زوج حر من الإلكترونات إلى بروتون الحمض (H⁺) لينتكون أيون الأمونيوم الموجب (NH₄⁺) .



ملحوظة هامة جدا

- ❖ أيون الأمونيوم يحتوى على نوعين من الروابط هما :
3 روابط تساهمية قطبية بين النيتروجين و الهيدروجين في جزئ النشادر + رابطة تناسقية بين أيون الهيدروجين جزئ النشادر .
- ❖ أيون الهيدرونيوم يحتوى على نوعين من الروابط هما :
رابطتين تساهميتين قطبيتين بين الأكسجين و الهيدروجين في جزئ الماء + رابطة تناسقية بين أيون الهيدروجين و زوج الإلكترونات من ذرة الأكسجين في جزئ الماء .
- ❖ أى مركب فيه كلمة أمونيوم (كلوريد أمونيوم مثلا) لابد أن يحتوى على 3 أنواع من الروابط هي :
3 روابط تساهمية قطبية بين ذرة النيتروجين و ذرة الهيدروجين في جزئ النشادر + رابطة تناسقية بين أيون الهيدروجين و جزئ النشادر + رابطة أيونية بين أيون الأمونيوم الموجب و الأيون السالب المرتبط معه .



الروابط الفيزيائية

أولاً : الرابطة الهيدروجينية

رابطة تتكون عندما تقع ذرة الهيدروجين بين ذرتين لهما سالبية كهربية عالية نسبياً فتعمل ذرة الهيدروجين كقنطرة تربط الذرتين معاً .

- ✓ الرابطة الهيدروجينية هي رابطة تنشأ بين ذرة هيدروجين (مرتبطة مع ذرة أخرى برابطة تساهمية قطبية في جزئ ما) و زوج من الإلكترونات الحرة لذرة أخرى سالبيتها الكهربية مرتفعة (في جزئ آخر) .
- ✓ الذرات ذات السالبية الكهربية العالية هي : الفلور F ، الأكسجين O ، النيتروجين N .
- ✓ الروابط القطبية هي : H — F ، H — O ، H — F .

مشاهدات تؤيد وجود الرابطة الهيدروجينية :

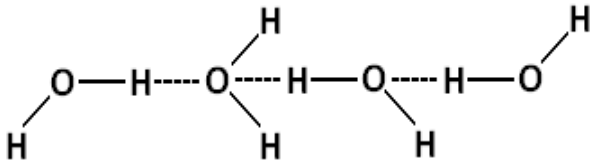
بالرغم من أن الكبريت يقع تحت الأكسجين مباشرة في المجموعة السادسة في جدول ترتيب العناصر إلا أن مركباتها مع الهيدروجين مختلفة فالماء يغلي عند 100 ° بينما يغلي كبريتيد الهيدروجين عند - 61 ° (علل) لأن السالبية الكهربية للأكسجين أكبر من السالبية الكهربية للهيدروجين فيصبح جزئ الماء قطبي فتتكون روابط هيدروجينية بين جزيئات الماء فتستهلك الطاقة الحرارية العالية في تكسير الروابط الهيدروجينية بين جزيئات الماء .

اللهم انى أعوذ بك من القسوة و الغفلة و الذلة و الطسكنة ، و أعوذ بك من الكفر و الفسوق و الشقاق و السمعة و الرياء ، و أعوذ بك من الصمم و البكم و الجذام و الحذام و سبب الأسقام .

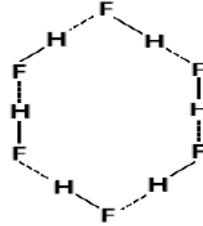




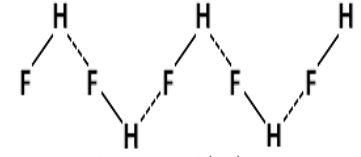
أشكال الروابط الهيدروجينية :



شبكة مفتوحة



حلقة مغلقة



سلسلة مستقيمة

ملاحظات هامة :

- ✓ الروابط في جزئ الماء تساهمية قطبية ، بينما الروابط بين جزيئات الماء و بعضها روابط هيدروجينية .
- ✓ الرابطة الهيدروجينية أطول و أضعف من الرابطة التساهمية .
- ✓ تعتمد قوة الرابطة الهيدروجينية على فرق السالبية الكهربية للذرتين التي تربطهما معاً فالرابطة الهيدروجينية بين جزيئات HF أقوى منها بين جزيئات HCl لأن السالبية الكهربية للفلور أعلى من الكلور .



ثانياً : الرابطة الفلزية

رابطة تنتج من سحابة إلكترونات التكافؤ الحر التي تقلل من قوى التنافر بين أيونات الفلز الموجبة في الشبكة . لكل فلز شبكة بلورية لها شكل معين تترتب في هذه الشبكة أيونات الفلز الموجبة أما إلكترونات مستوى الطاقة الخارجى لكل ذرة فتتجمع معا مكونة سحابة إلكترونات حرة الحركة تربط هذا التجمع الكبير بين الأيونات الفلزية الموجبة .

ملاحظات على الرابطة الفلزية :

- ✓ الرابطة الفلزية تنتج من السحابة الإلكترونية (علل) لتقلل من قوى التنافر بين أيونات الفلز الموجبة في الشبكة البلورية .
- ✓ الفلزات موصلة للحرارة و الكهرباء (علل) لأنها تحتوى إلكترونات التكافؤ الحر .
- ✓ تعاب إلكترونات التكافؤ في ذرة الفلز دوراً مهماً في قوة الرابطة الفلزية (علل) لأنه كلما زادت عدد إلكترونات التكافؤ الحر في ذرة الفلز كلما زادت قوة الرابطة الفلزية وأصبحت الذرات أكثر تماسكاً وبالتالي يصبح الفلز أكثر صلابة و ترتفع درجة انصهاره .
- ✓ الألومنيوم ($_{13}\text{Al}$) أكثر صلابة و درجة انصهاره أعلى من الصوديوم ($_{11}\text{Na}$) لأن الألومنيوم يحتوى على ٣ إلكترونات تكافؤ حر بينما الصوديوم تحتوى على إلكترون تكافؤ حر واحد مما يزيد من قوة الرابطة الفلزية للألومنيوم .

الصلابة	إلكترونات التكافؤ	توزيعه الإلكتروني	الفلز
لين	١	2, 8, 1	$_{11}\text{Na}$
طرى	٢	2, 8, 2	$_{12}\text{Mg}$
صلب	٣	2, 8, 3	$_{13}\text{Al}$

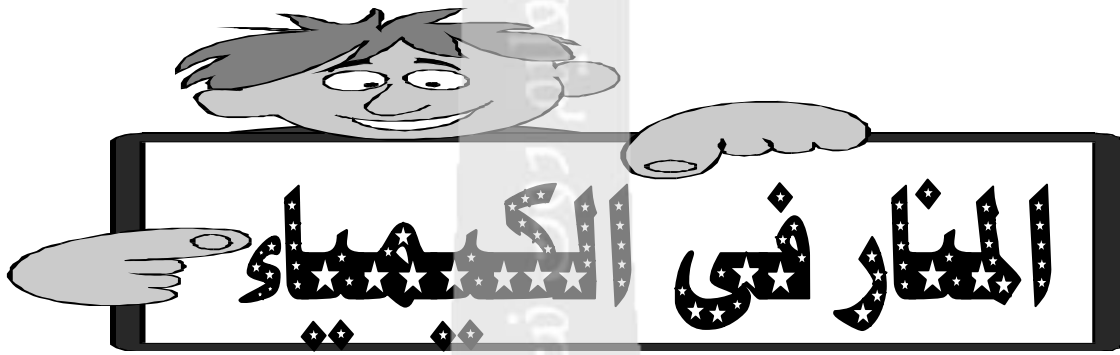
من قرأ الواقعة كل ليلة قبل أن ينام لقي الله عز و جل و وجهه كالقمر ليلة البدر .



الباب الرابع

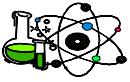
www.Ta3leem.Net

العناصر الممثلة



قال تعالى في حديثه القدسي

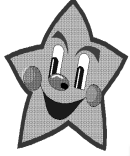
أحب ثلاثة و حبى لثلاثة أشد : أحب الغنى الكريم و حبى للفقير الكريم أشد ، أحب الفقير
المناضع و حبى للغنى المناضع أشد ، أحب الشيخ الطائع و حبى للشاب الطائع أشد . و
أبغض ثلاثة و بغضى لثلاثة أشد : أبغض الفقير البخيل و بغضى للغنى البخيل أشد ، أبغض
الغنى المنكر و بغضى للفقير المنكر أشد ، أبغض الشاب العاصى و بغضى للشيخ العاصى أشد .



مقدمة :

من أهداف دراسة الجدول الدوري تصنيف العناصر لتسهيل دراستها بشكل منظم و سنتناول هنا دراسة العناصر الممثلة في بعض المجموعات المنتظمة و تأثير العوامل التي سبقت دراستها في الجدول الدوري مثل نصف قطر الذرة و جهد التأين و السالبية الكهربية على الخواص الكيميائية و الفيزيائية لهذه العناصر .

المجموعات المنتظمة : مجموعات تظهر تتدرج منتظماً في خطاتها لا يوجد في العناصر الانتقالية .



أولاً : عناصر المجموعة (1A) [عناصر الألقاء]

تعرف عناصر هذه المجموعة بالفلزات القلوية (مكونات القلوبات أو الألقاء) لأن علماء المسلمين أطلقوا اسم (القلى) على مركبات الصوديوم و البوتاسيوم و نقل الأوروبيون هذه التسمية (Alkali) .

العنصر	الرمز	التوزيع الإلكتروني	
الليثيوم	${}^3\text{Li}$	2, 1	$[\text{He}] 2s^1$
الصوديوم	${}^{11}\text{Na}$	2, 8, 1	$[\text{Ne}] 3s^1$
البوتاسيوم	${}^{19}\text{K}$	2, 8, 8, 1	$[\text{Ar}] 4s^1$
الروبيديوم	${}^{37}\text{Rb}$	2, 8, 18, 8, 1	$[\text{Kr}] 5s^1$
السيوم	${}^{55}\text{Cs}$	2, 8, 18, 18, 8, 1	$[\text{Xe}] 6s^1$
الفرانسيوم	${}^{87}\text{Fr}$	2, 8, 18, 32, 18, 8, 1	$[\text{Rn}] 7s^1$

✂ وجود عناصر الألقاء في الطبيعة :



(١) الصوديوم : يحتل الترتيب السادس من حيث الإنتشار في القشرة الأرضية .

✓ أهم خاماته : الملح الصخري (NaCl) .

(٢) البوتاسيوم : يحتل الترتيب السابع من حيث الإنتشار في القشرة الأرضية .

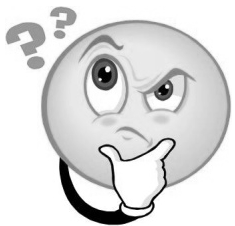
✓ أهم خاماته : كلوريد البوتاسيوم KCl الموجود في ماء البحر ، رواسب الكارنات [$\text{KCl} \cdot \text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$]

(٣) الفرانسيوم : عنصر مشع فترة عمر النصف له (عشرون دقيقة) ناتج من انحلال عنصر الأكتينيوم (بمقدار



(٤) باقي العناصر : نادرة الوجود .

الخواص العامة لعناصر المجموعة الأولى (فلزات الألقاء)



١- نحنوى على إلكترون مفرد في مستوى الطاقة الأخير (ns^1) و ينتج عن ذلك :

✓ يقع كل عنصر منها في بداية دورة جديدة في الجدول الدوري الحديث .

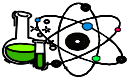
✓ عدد تأكسدها (١+) .

✓ نشيطة كيميائياً (علة) لسهولة فقد إلكترونات التكافؤ .

✓ جهد التأين الأول للمجموعة الأولى (1A) صغير جداً (علة) لسهولة فقد إلكترون مستوى الطاقة الأخير بينما جهد

تأينها الثاني كبير جداً (علة) لأنه يؤدي إلى كسر مستوى طاقة مكتمل .





- ✓ معظم مركباتها أيونية ، و أيون كل عنصر منها يشبه تركيب الغاز الخامل الذى يسبقه .
- ✓ عوامل مختزلة قوية (علال) بسبب صغر جهد تأينها و سهولة فقد إلكترونات التكافؤ .
- ✓ أكثر الفلزات ليونة و أقلها فى درجة الانصهار و الغليان (أكثر العناصر ليونة) (علال) لضعف الرابطة الفلزية التى تكونها لأن مستوى طاقتها الأخير به إلكترون واحد.

٢- أكبر عناصر الجدول الدورى حجماً وينتج عن ذلك :



- ✓ كثافتها صغيرة .
- ✓ سالبيتها الكهربائية صغيرة جداً لذا عند إتحادها مع اللافلزات تكون مركبات أيونية بسهولة .
- ✓ عناصر كهروموجبة (علال) لسهولة فقد إلكترون التكافؤ الحُر لكبر حجم ذراتها .
- ✓ يستخدم البوتاسيوم و السيزيوم فى الخلايا الكهروضوئية (علال) لكبر حجم ذرته و صغر جهد تأينه فعند تعرضه للضوء تتحرر إلكترونات من على سطحها .

الظاهرة الكهروضوئية : ظاهرة انبعاث إلكترونات من سطوح بعض الفلزات عند سقوط الضوء عليها .

٣- عند إثارة إلكتروناتها إلى مستويات طاقة أعلى بالتسخين تعطي ألوان مميزة للعنصر : وينتج عن ذلك يستخدم كشف اللهب [الكشف الجاف] فى التعرف عليها .

طريقة الكشف الجاف

- ✓ يغمس سلك من البلاتين فى حمض الهيدروكلوريك المركز لتنظيفه ثم يغمس السلك فى الملح المجهول و يعرض للهب بنزن غير المضى فيكتسب اللهب اللون المميز لكاتيون العنصر مثل :

العنصر	الليثيوم	الصوديوم	البوتاسيوم	السيزيوم
اللون المميز	قرمزي	أصفر ذهبى	بنفسجى فاتح	أزرق بنفسجى

٤- نحفظ عناصر الألقاء نحدث سطح الهيدروكربونات السائلة مثل الكيروسين نظراً لنشاطها الكيميائى الكبير لحماية ما تأتبه الهواء و الرطوبة لأنها نشطة جداً .

الخواص الكيميائية لعناصر المجموعة الأولى (A - 1)

أولاً : تأثير الهواء الجوى :

تصدأ الألقاء بسهولة فى الهواء الجوى (علال) لأنها نشطة جداً فتتفاعل مع الهواء الجوى و تفقد بريقها الفلزي اللامع نتيجة تكون الأكاسيد .

الليثيوم يتحد مع نيتروجين الهواء الجوى مكوناً نيتريد ليثيوم : $6Li + N_2 \longrightarrow 2Li_3N$

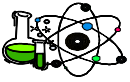
و يذوب نيتريد الليثيوم فى الماء مكوناً غاز النشادر : $Li_3N + 3H_2O \longrightarrow 3LiOH + NH_3 \uparrow$

ملاحظة : نيتريد فلز + ماء ← هيدروكسيد فلز + نشادر



من قرا أية الكرسي عقب كل صلاة لم يمنع من دخول الجنة إلا ان يموت





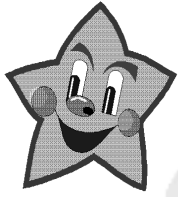
ثانياً : تأثير الماء :

تحتل هذه الفلزات قمة السلسلة الكهروكيميائية لذا فهي تحل محل هيدروجين الماء بسهولة و يكون هذا التفاعل مصحوباً بانطلاق طاقة كبيرة تؤدي إلى إشتعال الهيدروجين المتصاعد بفرقة و يزداد التفاعل عنفاً من الليثيوم إلى السيزيوم .

س علل : عدم إطفاء حرائق الصوديوم بالماء .

س علل : لا يحفظ الصوديوم تحت سطح الماء .

س علل : لا تجرى تفاعلات الصوديوم مع الماء في المعمل المدرسى .

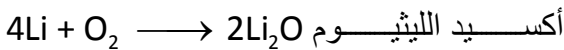


ج : لأن الصوديوم يحل محل هيدروجين الماء الذي يشتعل بفرقة . $2Na + 2H_2O \longrightarrow 2NaOH + H_2$

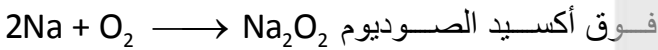
ثالثاً : تأثير الأكسجين :

يظهر التدرج في نشاط عناصر الألقاء فعند إحتراق هذه العناصر في وجود الأكسجين ينتج ثلاثة أنواع من الأكاسيد :

✓ الليثيوم : يعطى الأكسيد العادي عند درجة حرارة $180^{\circ}C$ (عدد تأكسد الأكسجين فيه = - ٢) .



✓ الصوديوم : يعطى فوق الأكسيد عند درجة حرارة $300^{\circ}C$ (عدد تأكسد الأكسجين فيه = - ١) .

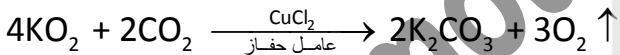


✓ البوتاسيوم و الروبيديوم و السيزيوم : تعطى سوپر الأكسيد عند درجة حرارة $300^{\circ}C$ (عدد تأكسد الأكسجين فيه



س علل : يستخدم سوپر أكسيد البوتاسيوم في تنقية جو الغواصات و الطائرات .

ج : لأنه يستبدل غاز ثاني أكسيد الكربون الناتج من هواء الزفير بغاز الأكسجين



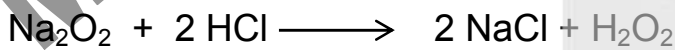
ملاحظات هامة

❖ يمكن تحضير أكاسيد عناصر الألقاء بإذابة الفلز في غاز النشادر المسال ثم إضافة الكمية المحسوبة من الأكسجين .

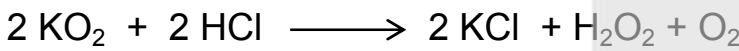
❖ الأكسيد المثالي لهذه العناصر هو (X_2O) فيما عدا أكسيد الليثيوم Li_2O و هو أكسيد قاعدي قوى يعطى أقوى

القويات المعروفة عند ذوبانه في الماء

❖ مركبات فوق الأكسيد و السوبر أكسيد عوامل مؤكسدة قوية جداً (علل) لأنها تتفاعل مع الماء و الأحماض و تعطي

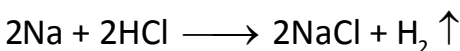


فوق أكسيد الهيدروجين و أكسجين :



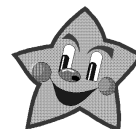
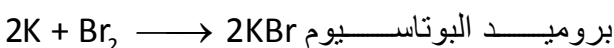
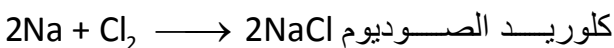
رابعاً : تأثير الأحماض :

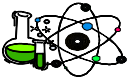
تحل الألقاء محل هيدروجين الحمض و ينتج ملح و غاز الهيدروجين و يكون التفاعل عنيف :



خامساً : تأثير الهالوجينات :

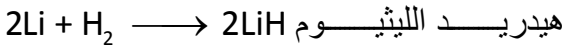
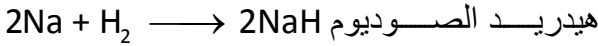
تتفاعل الألقاء مع الهالوجينات بشدة و يكون التفاعل مصحوباً بانفجار و تتكون هاليدات أيونية شديدة الثبات .





سادساً : تأثير الهيدروجين :

تتفاعل الألقلاء مع الهيدروجين و يتكون هيدريدات .

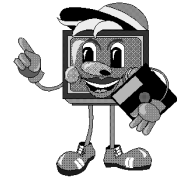
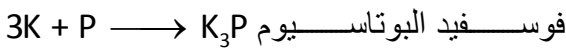
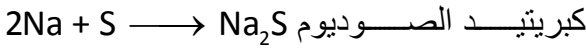


الهيدريدات :

- مركبات أيونية عدد تأكسد أيون الهيدروجين فيها = - 1 .
- عند التحليل الكهربى للهيدريدات يتصاعد غاز الهيدروجين عند المصعد (أنود) و يترسب الفلز عند المهبط (كاثود) .
- الهيدريدات مواد مختزلة تتفاعل مع الماء و ينطلق غاز الهيدروجين : $\text{LiH} + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{LiOH} + \text{H}_2$

سابعاً : تأثير اللافلزات الأخرى :

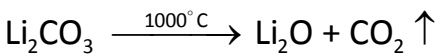
تتحد الفلزات القلوية الساخنة مباشرة مع الكبريت و الفوسفور .



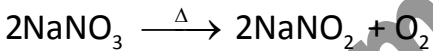
أثر الحرارة على الأملاح الأكسجينية للألقلاء

تمتاز الأملاح الأكسجينية للألقلاء بأنها ثابتة حرارياً . لذا نجد أن :

☑ جميع كربونات الألقلاء لا تتحلل بالحرارة عدا كربونات الليثيوم التي تنحل عند 1000°C :



☑ تنحل نترات الألقلاء جزئياً إلى نيتريت الفلز و الأكسجين :



س علل : تستخدم نترات البوتاسيوم فى صناعة البارود .

ج : لأن نترات البوتاسيوم تنحل مصحوبة بانفجار شديد .

س علل : لا تستخدم نترات الصوديوم فى صناعة البارود .

ج : لأن نترات الصوديوم متميعة تمتص بخار الماء من الجو .

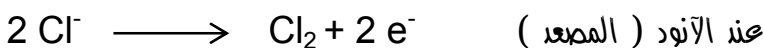


استخلاص فلزات الألقلاء من خاماتها

☑ لا توجد عناصر الألقلاء فى الطبيعة على حالة إنفراد نظراً لنشاطها الكيميائى الكبير و لكن توجد على هيئة مركبات أيونية مثل كلوريد الصوديوم NaCl .

☑ الطريقة المستخدمة فى تحضير الفلز الحُر لعناصر الألقلاء هى التحليل الكهربى لمصهور هاليداتهما فى وجود بعض

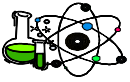
المواد الصهارة لخفض درجة انصهار الهاليد :



س علل : فلزات الألقلاء أقوى العوامل المختزلة .

ج : لأنها أكثر الفلزات قدرة على فقد إلكترونات تكافؤها لكبر حجم ذراتها .





أشهر مركبات الصوديوم

(١) هيدروكسيد الصوديوم (NaOH)

أهم خواصه :

١- مركب صلب لونه أبيض متميع.

٢- له ملمس صابوني و تأثيره كاو على الجلد .

٣- يذوب في الماء بسهولة ليعطي محلول قلوي مع انطلاق طاقة (ذوبان طارد للحرارة) .

٤- يتفاعل مع الأحماض مكوناً ملح الصوديوم للحمض و الماء .



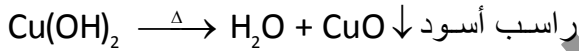
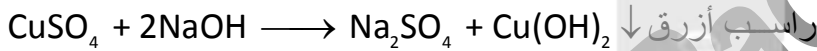
أهم استخداماته :

✓ في كثير من الصناعات مثل (الصابون ، الحرير الصناعي ، الورق) .

✓ تنقية البترول من الشوائب الحمضية

✓ الكشف عن الشقوق القاعدية (الكاتيونات) مثل كاتيون النحاس (Cu^{2+}) ، كاتيون الألومنيوم (Al^{3+}) .

١- محلول الملح + محلول هيدروكسيد الصوديوم : يتكون راسب أزرق مع هيدروكسيد النحاس يسود بالتسخين :



٢- محلول الملح + محلول هيدروكسيد الصوديوم : يتكون راسب أبيض جيلاتيني مع هيدروكسيد الألومنيوم يذوب في وفرة

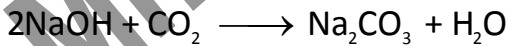
مع هيدروكسيد الصوديوم لتكون مينا ألومينات الصوديوم الذي يذوب في الماء .



(٢) كربونات الصوديوم (Na_2CO_3)

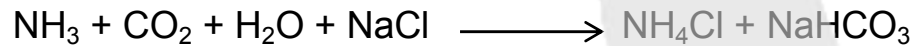
التحضير في المعمل : بإمرار غاز ثاني أكسيد الكربون في محلول هيدروكسيد الصوديوم الساخن ثم يترك المحلول

ليبرد تدريجياً فتفصل بلورات كربونات الصوديوم المائية :



التحضير في الصناعة (طريقة سولفاي) : بإمرار غاز الأمونيا و ثاني أكسيد الكربون في محلول مركز من كلوريد

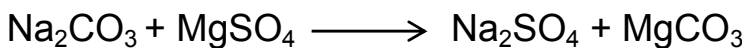
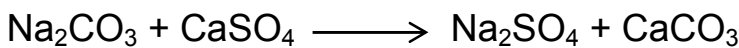
الصوديوم فينتج بيكربونات الصوديوم ، ثم تسخن لتتحل إلى كربونات صوديوم و ماء و ثاني أكسيد الكربون :

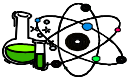


✓ تعرف كربونات الصوديوم المائية باسم صودا الغسيل ($\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$) لأنها تستخدم في

إزالة عسر الماء المستديم حيث تتفاعل مع أملاح الكالسيوم و الماغنسيوم الذائبة في الماء العسر مكونة كربونات

كالسيوم و كربونات ماغنسيوم لا يذوبا في الماء فيزول عسر الماء .





أهم خواص كربونات الصوديوم :

- ١- مسحوق أبيض يذوب بسهولة في الماء و محلوله قاعدي التأثير .
- ٢- لا يتأثر بالتسخين فهو ينصهر دون تفكك .

٣- يتفاعل مع الأحماض و يتصاعد غاز ثاني أكسيد الكربون : $\text{Na}_2\text{CO}_3 + 2\text{HCl} = 2\text{NaCl} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$

س : كيف تميز عملياً بين كل من :

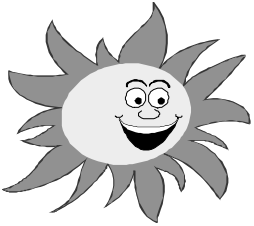
كربونات الصوديوم ، هيدروكسيد الصوديوم .

أهم استخداماته : ١- صناعة الزجاج . ٢- صناعة الورق . ٣- صناعة النسيج . ٤- إزالة عسر الماء .



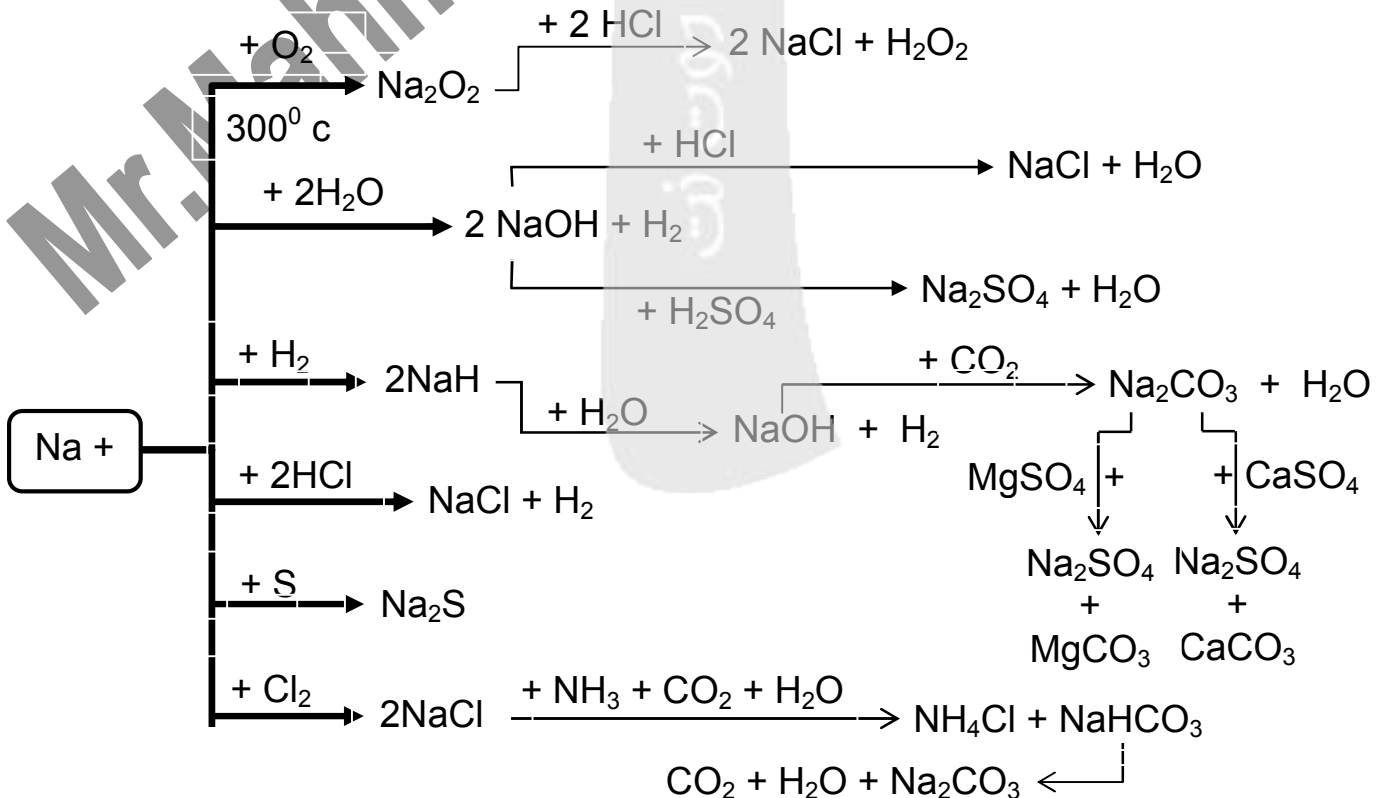
الدور الكيميائي الحيوي للصوديوم

- من المصادر الطبيعية للصوديوم : اللبن ، الخضروات خاصة الكرفاس .
- تعتبر أيونات الصوديوم من أكثر الأيونات تواجداً في بلازما الدم و المحاليل المحيطة بالخلايا .
- تلعب أيونات الصوديوم دوراً هاماً في العمليات الحيوية (علل) حيث تكون الوسط اللازم لنقل المواد الغذائية مثل الجلوكوز و الأحماض الأمينية .



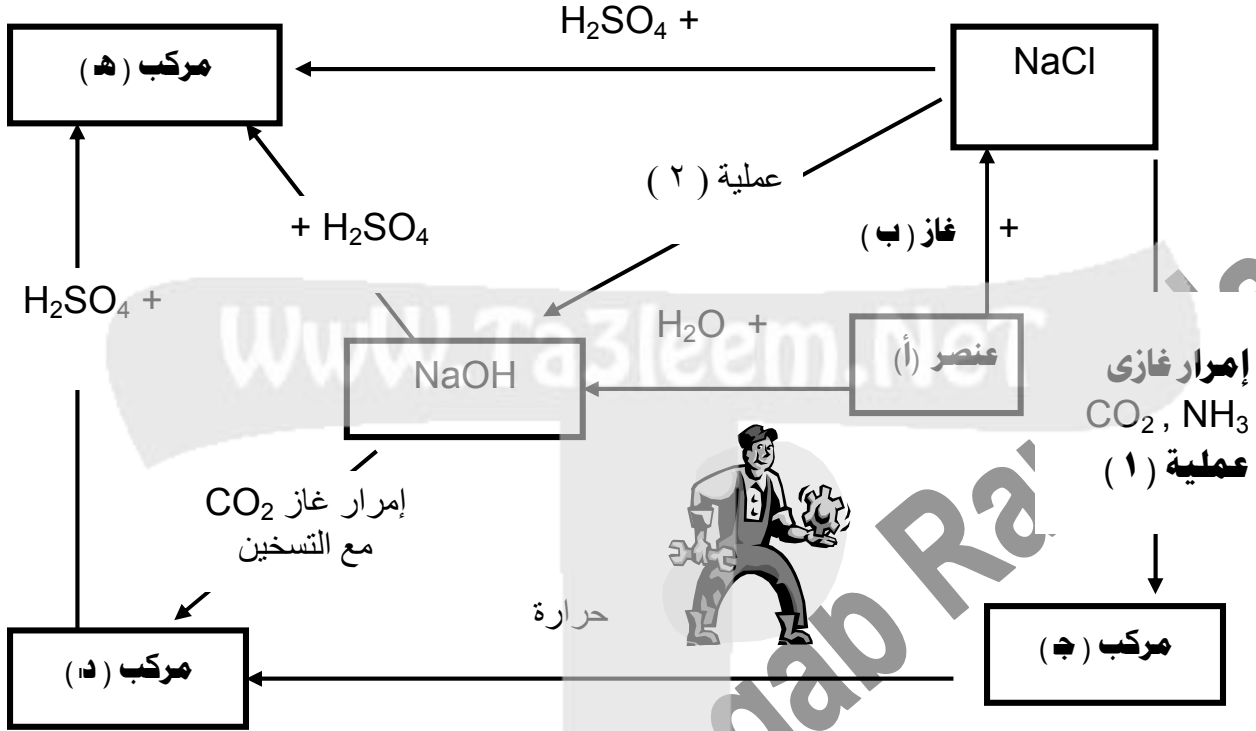
الدور الكيميائي الحيوي للبوتاسيوم

- من المصادر الطبيعية للبوتاسيوم : اللحوم ، اللبن ، البيض ، الحبوب ، الخضروات .
- تعتبر أيونات البوتاسيوم من أكثر الأيونات تواجداً داخل الخلايا .
- تلعب أيونات البوتاسيوم دوراً هاماً في :
 - ١- تكوين البروتينات التي تحكم التفاعلات الكيميائية داخل الخلية .
 - ٢- أكسدة الجلوكوز لإنتاج الطاقة اللازمة لنشاط الخلية التي تحكم التفاعلات الكيميائية داخل الخلية





س : ادرس المخطط التالي ثم أجب عن الأسئلة الآتية :



١ - أكمل المخطط السابق .

٢ - ما هي أسماء المواد من (أ) الى (هـ)

٣ - أكتب المعادلات الكيميائية التي توضح التفاعلات التي حدثت في المخطط .

٤ - ما هي أسماء العمليتين ١ ، ٢ .

س : وضح بالمعادلات أثر الحرارة على كل من :

٥ - كربونات الليثيوم .

٦ - كربونات الصوديوم .

٧ - نترات الصوديوم .

٨ - هيدروكسيد النحاس .

٩ - بيكربونات الصوديوم .

س : وضح بالمعادلات كيف تحصل على كل من :

١ - كربونات الصوديوم من كلوريد الصوديوم .

٢ - كربونات الصوديوم من هيدروكسيد الصوديوم .

٣ - ميتا ألومينات الصوديوم من كلوريد الألومنيوم .

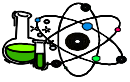
٤ - كربونات الصوديوم من الصوديوم .



المنار في الكيمياء

Mr. Mahmoud Ragab 0122-5448031

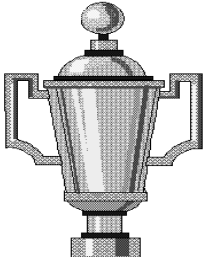




ثانياً : عناصر المجموعة (5A)

العنصر	الرمز	التوزيع الإلكتروني
النتروجين	${}^7\text{N}$	2, 5 $[\text{He}] 2s^2, 2p^3$
الفوسفور	${}^{15}\text{P}$	2, 8, 5 $[\text{Ne}] 3s^2, 3p^3$
الزرنيخ	${}^{33}\text{As}$	2, 8, 18, 5 $[\text{Ar}] 4s^2, 3d^{10}, 4p^3$
الأنثيمون	${}^{51}\text{Sb}$	2, 8, 18, 18, 5 $[\text{Kr}] 5s^2, 4d^{10}, 5p^3$
البيزموت	${}^{83}\text{Bi}$	2, 8, 18, 32, 18, 5 $[\text{Xe}] 6s^2, 4f^{14}, 5d^{10}, 6p^3$

وجود عناصر المجموعة (5 - A) في الطبيعة :



- النتروجين (${}^7\text{N}$) : يمثل $\frac{4}{5}$ من حجم الهواء الجوي تقريباً و هو أكثرهم انتشاراً في الطبيعة .
- الفوسفور (${}^{15}\text{P}$) : و هو أكثرهم انتشاراً في القشرة الأرضية و يوجد على هيئة :
 - فوسفات الكالسيوم الصخري $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$.
 - الأباتيت (ملح مزدوج لفلوريد و فوسفات الكالسيوم) $\text{CaF}_2 \cdot \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$.
- الزرنيخ : يوجد على هيئة كبريتيد الزرنيخ (As_2S_3) .
- الأنثيمون : يوجد على هيئة كبريتيد الأنثيمون (Sb_2S_3) .
- البيزموت : يوجد على هيئة كبريتيد البيزموت (Bi_2S_3) .

الخواص العامة لعناصر المجموعة الخامسة عشر (5 - A)

[١] التدرج في الصفة الفلزية و اللافلزية :

يغلب الطابع اللافلزي على خواص المجموعة و تزداد الصفة الفلزية و تقل الصفة اللافلزية بزيادة العدد الذري

النتروجين و الفوسفور : لافلزان

الزرنيخ و الأنثيمون : أشباه فلزان

البيزموت : فلز ضعيف و رغم ذلك قدرته على التوصيل الكهربائي ضعيفة .

[٢] عدد الذرات في جزيء العنصر : (في الحالة البخارية)

النتروجين و البيزموت : يتكون الجزيء في الحالة البخارية من ذرتين (N_2 , Bi_2) .

الفوسفور و الزرنيخ و الأنثيمون : يتكون الجزيء في الحالة البخارية من أربع ذرات (P_4 , As_4 , Sb_4)

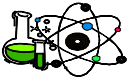
س علل : يشذ البيزموت في خواصه عن خواص معظم الفلزات .

ج : لأنه في الحالة البخارية يتكون الجزيء منه من ذرتين بينما باقي الفلزات تتكون جزيئاتها من ذرة واحدة - البيزموت شحيح

التوصيل للتيار الكهربائي بينما الفلزات جيدة التوصيل للكهرباء .

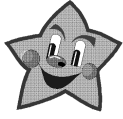
اللهم انك تعلم اني عرفتك على مبلغ امكني ، فاغفر لي فان معرفتي اياك وسيلتي اليك .





[٣] إعداد الناكسد :

تتعدد حالات التأكسد لعناصر المجموعة (A - 5) حيث تتراوح بين (- ٣ : + ٥) (علا) لأنها إما أن تكتسب ثلاثة إلكترونات عن طريق المشاركة أو تفقد خمسة إلكترونات .



ملاحظات :

✓ أعداد تأكسد النيتروجين في مركباته الهيدروجينية سالبة (علا) لأن السالبة الكهربائية للنيتروجين أعلى من السالبة الكهربائية للهيدروجين .

✓ أعداد تأكسد النيتروجين في مركباته الأكسجينية موجبة (علا) لأن السالبة الكهربائية للأكسجين أعلى من السالبة الكهربائية للنيتروجين .

عدد التأكسد	الصيغة	المركب	عدد التأكسد	الصيغة	المركب
١+	N ₂ O	أكسيد النيتروز	٣-	NH ₃	النشادر
٢+	NO (N ₂ O ₂)	أكسيد النيتريك	٢-	N ₂ H ₄	الهدرازين
٣+	N ₂ O ₃	ثالث أكسيد النيتروجين	١-	NH ₂ OH	هيدروكسيل أمين
٤+	NO ₂ (N ₂ O ₄)	ثاني أكسيد النيتروجين	٥+	N ₂ O ₅	خامس أكسيد النيتروجين

ظاهرة التآصل : وجود العنصر في عدة صور تختلف في خواصها الفيزيائية و تتفق في الخواص الكيميائية .

- ✓ تتميز بهذه الخاصية اللافلزات الصلبة فقط .
- ✓ ترجع ظاهرة التآصل إلى وجود العنصر في أكثر من شكل بلوري يختلف كل شكل عن الآخر في ترتيب الذرات و في عددها .
- ✓ النيتروجين (لافلز غاز) و البزموت (فلز ضعيف) لذلك لا يوجد بهما ظاهرة التآصل .

العنصر	الصورة التآصلية	العنصر	الصورة التآصلية
الفوسفور	شمعي أبيض / أحمر / بنفسجي	الزرنيخ	أسود / رمادي / شمعي أصفر
الأنثيموه	أصفر / أسود		

الخواص الكيميائية لعناصر المجموعة الخامسة عشر (A - 5)

١- مع الأكسجين : تتكون أكاسيد بعضها حمضي و بعضها متردد و بعضها قلوي

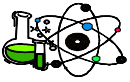


خامس أكسيد البزموت	ثالث أكسيد الأنثيموه	خامس أكسيد النيتروجين
Bi ₂ O ₅	Sb ₂ O ₃	N ₂ O ₅
قاعدي	متردد	حامضي



ملحوظة : تزداد الصفة القاعدية و تقل الصفة الحامضية بزيادة العدد الذري .

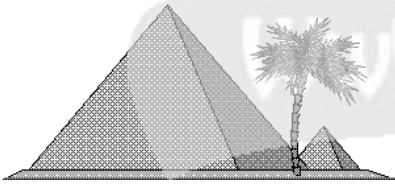




٢- مع الهيدروجين : تتكون مركبات هيدروجينية عدد تأكسد العنصر فيها (- ٣) :

AsH ₃	PH ₃	NH ₃
الآرزين	الفوسفين	النشادر

✓ تحتوي ذرة العنصر على زوج حر من الإلكترونات لذا يمكنها منح هذا الزوج من الإلكترونات لأيون أو ذرة أخرى لتكوين رابطة تناسقية .



ملحوظة : مع زيادة العدد الذري للعنصر فإن المركب الهيدروجيني :

- تقل الصفة القاعدية له فجزئ النشادر أكثر قاعدية من جزئ الفوسفين .

- تقل الصفة القطبية له و بذلك تقل قابليتها للذوبان في الماء .

- يقل ثباته فيسهل تفككه بالحرارة .

س علل : النشادر أقوى قاعدية من الفوسفين . (معلومة إضافية)

ج : لصغر حجم ذرة النيتروجين فيسهل على ذرة النيتروجين جذب أيون الهيدروجين H⁺ .



أشهر عناصر المجموعة الخامسة

النيتروجين N₂

تحضير غاز النيتروجين في المعمل

الطريقة الأولى (الطريقة الرئيسية)

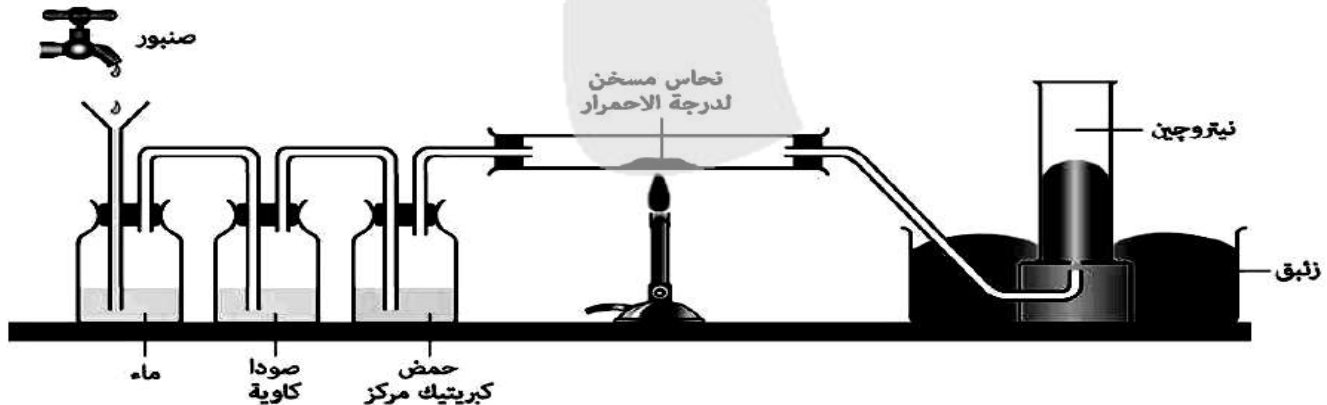
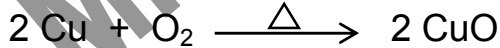
من الهواء الجوى بالتخلص من بخار الماء و غازى ثانى أكسيد الكربون و الأكسجين حيث :

١- يمرر الهواء الجوى على محلول هيدروكسيد الصوديوم للتخلص من غاز ثانى أكسيد الكربون :



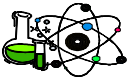
٢- ثم يمرر على حمض كبريتيك مركز للتخلص من بخار الماء .

٣- ثم يمرر ما تبقى من الهواء على خرطة نحاس مسخنة لدرجة الإحمرار للتخلص من غاز الأكسجين :

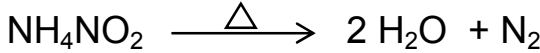
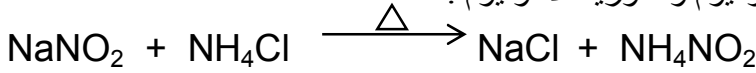


ملحوظة : فى الطريقة السابقة يجمع غاز النيتروجين بإزاحة الماء لأسفل أو يجمع فوق الزئبق للحصول عليه جاف .

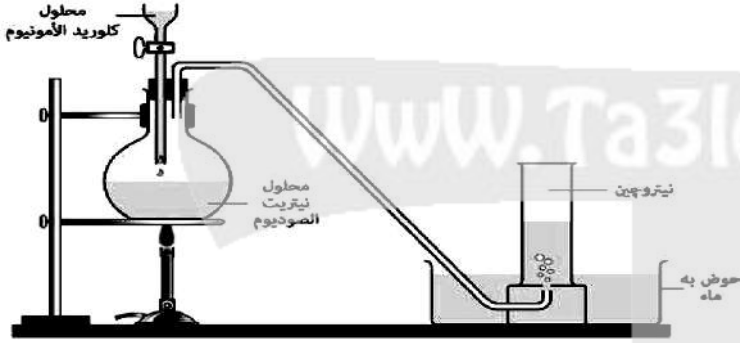
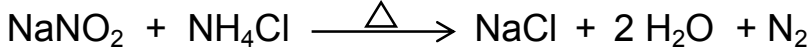




الطريقة الثانية تسخين خليط من محلولي نيتريت الصوديوم و كلوريد الأمونيوم :



ويمكن جمع المعادلتين السابقتين فتصبح المعادلة النهائية هي :



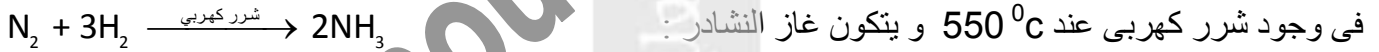
أهم الخواص الفيزيائية للنيتروجين :

- 1- غاز عديم اللون و الطعم و الرائحة .
- 2- متعادل التأثير على عباد الشمس .
- 3- كثافته في S.T.P تساوي 1,25 gm/L .
- 4- درجة غليانه $159,79^{\circ}\text{C}$ - (يملكه إسالته في الضغط الجوي المعتاد عند درجة حرارة $159,79^{\circ}\text{C}$ -)
- 5- أخف قليلاً من الهواء (لأن الهواء به غاز الأوكسجين الأثقل منه النيتروجين) .
- 6- شحيح الذوبان في الماء معدل ذوبانه في الماء في S.T.P يساوي (H_2O) / 1L (N_2) .23 ml .

أهم الخواص الكيميائية :

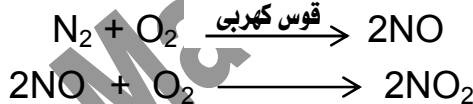
لا تتم تفاعلات النيتروجين مع العناصر الأخرى إلا في وجود شرر أو قوس كهربى أو تسخين شديد (علا) لصعوبة كسر الرابطة الثلاثية بين ذرتى النيتروجين في جزئى النيتروجين .

1- مع الهيدروجين :



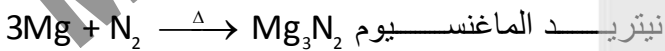
2- مع الأوكسجين :

في وجود قوس كهربى عند 3000°C و يتكون أكسيد النيتريك (NO) عديم اللون الذى سرعان ما يتأكسد إلى ثانى أكسيد النيتروجين (NO_2) لونه بنى محمر :

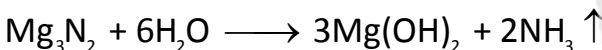


3- مع الفلزات فى درجات حرارة عالية :

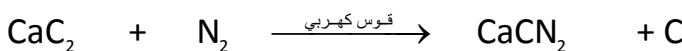
يتفاعل النيتروجين مع الفلزات مثل الماغنسيوم و يتكون نيتريد الفلز :



ملحوظة : تنحل النيتريدات بسهولة فى الماء و يتصاعد غاز النشادر :

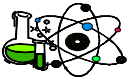


4- مع كربيد الكالسيوم : بواسطة القوس الكهربى و يتكون سيناميد الكالسيوم :



ملحوظة : سيناميد الكالسيوم يستخدم كسماد زراعى (علا) لأنه يذوب فى ماء الرى و يتصاعد غاز النشادر لذلك يعتبر مصدر للنشادر فى التربة الزراعية :





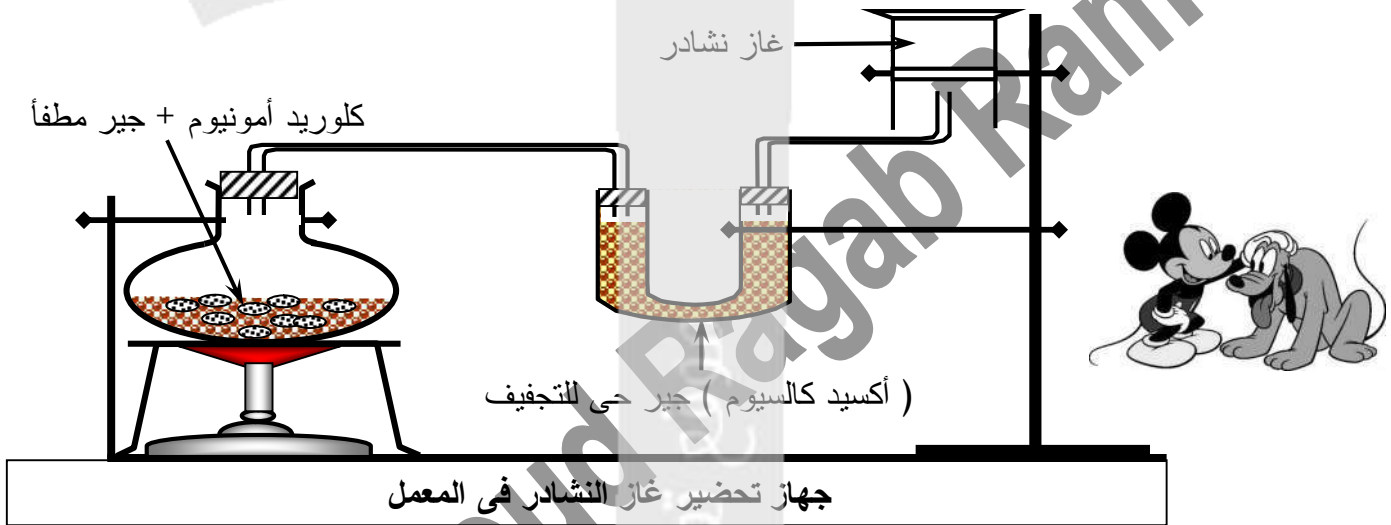
أشهر مركبات النيتروجين



غاز النشادر NH₃

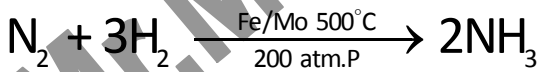
تحضير غاز النشادر في المعمل

بتسخين خليط من كلوريد الأمونيوم و الجير المطفأ ثم يمرر الناتج التسخين على أنبوبة ذات شعبتين بها مادة مُجففة هي جير حي (أكسيد الكالسيوم CaO).



تحضير غاز النشادر في الصناعة

تسمى بطريقة " هابر / بوش " من عنصرى النيتروجين و الهيدروجين فى وجود عوامل حفازة هي الحديد أو الموليبيدنيوم تحت ضغط ٢٠٠ جو عند درجة حرارة 500 °C .



أهم الخواص الفيزيائية لغاز النشادر :

- عديم اللون و له رائحة نفاذة .
- لا يشتعل و لا يساعد على الاشتعال .
- كثافته أقل من كثافة الهواء و تساوى ٠.٧٧ جم/سم^٣ .
- يذوب فى الماء بسهولة ليعطى محلول قلوئى التأثير على عباد الشمس لذا فهو (انهيدريد قاعدة) .

س علل : يعتبر غاز النشادر أنهيدريد قاعدة .

ج : لأنه شديد الذوبان فى الماء و محلوله قلوئى .

س علل : لا يستخدم حمض الكبريتيك فى تجفيف غاز النشادر بينما يستخدم الجير الحى .

ج : لأن النشادر له تأثير قلوئى فيتفاعل مع حمض الكبريتيك و لكن الجير الحى (أكسيد قاعدى) لا يتفاعل مع النشادر القاعدى .





تجربة النافورة

تستخدم لإثبات أن :

- ١- غاز النشادر يذوب في الماء .
- ٢- محلول النشادر في الماء قلوئى التأثير على عباد الشمس .

خطوات التجربة :

- (١) نكون الجهاز المقابل .
- (٢) نملأ الدورق العلوى بمحلول النشادر .
- (٣) نملأ الدورق السفلى بمحلول عباد الشمس الأحمر .
- (٤) ندفع تيار مواء بالفم .

الملاحظة :

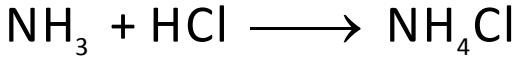
- (١) اندفاع محلول عباد الشمس الأحمر بقوة الى الدورق العلوى وتلونه باللون الأزرق .

الاستنتاج :

- (١) غاز النشادر يذوب في الماء .
- (٢) محلول النشادر في الماء قلوئى التأثير على عباد الشمس .

الكشف عن غاز النشادر

بتعريض ساق زجاجية مبللة بحمض هيدروكلوريك مركز لغاز النشادر يتكون سحاب بيضاء كثيفة من كلوريد الأمونيوم



Manar in Chemistry

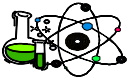


Mr. Mahmoud Ragab 0122-5448031

يا قارئ خطى لا تبكى على موتى ... فاليوم أنا معك و غداً أنا فى التراب فإن عشت فإنى معك و إن مت فللذكرى !

و يا ماراً على قبرى ... لا تعجب من أمرى بالأمس كنت معك ... و غداً أنت معى... أمــــوت و يبقى كل ما كتبته ذكــــرى فياليت ... كل من قرأ كلماتى ... يدعو لى....

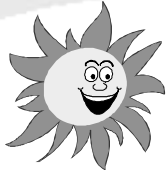




الأمونيا وصناعة الأسمدة

أهمية النيتروجين للنبات :

- ✓ يعتبر النيتروجين من أهم مصادر التغذية للنبات (علا) لأنه عنصر هام في تكوين البروتين و يوجد النيتروجين في التربة ضمن المواد العضوية أو المركبات الغير عضوية المكونة للتربة .
- ✓ كمية النيتروجين في التربة تقل مع مرور الزمن و يجب تعويضها بإضافة الأسمدة النيتروجينية (الأزوتية) أو الأسمدة الطبيعية (روث البهائم) .
- ✓ على الرغم من أن النيتروجين يشكل $\frac{1}{4}$ حجم الهواء و لكن لا يستطيع النبات الاستفادة منه وهو في الحالة الغازية لذا يتم إمداد التربة بأملاح اليوريا و الأمونيوم التي تذوب في ماء الري و تمتصها جذور النباتات .
- ✓ النشادر (الأمونيا) هو المادة الأولية للأسمدة النيتروجينية (الأزوتية) .



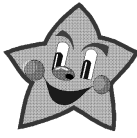
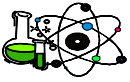
بعض الأسمدة الشائعة

السماد	مواصفاته
نترات الأمونيوم	✓ يحتوي على نسبة عالية من النيتروجين (٣٥ %) . ✓ سريعة الذوبان في الماء . ✓ الزيادة منها تسبب حمضية التربة . $\text{NH}_3 + \text{HNO}_3 \longrightarrow \text{NH}_4\text{NO}_3$
كبرينات الأمونيوم (سلفات النشادر)	✓ تعمل على زيادة حامضية التربة لذلك يجب معادلة التربة التي تعالج بصفة مستمرة بهذا النوع من الأسمدة . $2\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$
فوسفات الأمونيوم	✓ سريع التأثير في التربة حيث يمد التربة بنوعين من العناصر الأساسية وهما النيتروجين والفوسفور $\text{H}_3\text{PO}_4 + 3\text{NH}_3 \longrightarrow (\text{NH}_4)_3\text{PO}_4$
اليوريا	✓ يحتوي على نسبة عالية من النيتروجين (٤٦ %) . من أنسب الأسمدة المستخدمة في المناطق الحارة (علا) لأن درجة الحرارة المرتفعة تساعد على سرعة تفككه إلى أمونيا و ثاني أكسيد الكربون .
سماد المستقبل النيتروجيني	✓ يسمى سائل الأمونيا اللامائي . ✓ يتم إضافته في التربة على عمق حوالي (١٢ سم) . ✓ يتميز بارتفاع نسبة النيتروجين فيه حيث تصل إلى (٨٢ %) .

جيبئ القرآن يوم القيامة كالرجل الشاحب يقول لصاحبه : هل تعرفنى ؟ أنا الذي كنت أسهر ليلك ، واضمئ هو اجرک و إن كل تاجر من وراء تجارته ، و أنا لك اليوم من وراء كل تاجر ، فيعطى الملك بيمينه ، و الخلد بشماله ، و يوضع على رأسه تاج الوقار ، و يكسى والداه حلتين لا تقوم لهم الدنيا و ما فيها ، فيقولان : يا رب ! أنى لنا هذا ؟ فيقال : بتعليم ولدكما القرآن . و إن صاحب القرآن يقال له يوم القيامة : اقرا و ارتق في الدرجات ، و رتل كما كنت ترتل في الدنيا ، فإن منزلتك عند آخر آية معك .

Mr. Mahmoud Ragab Ramadan 0122-5448031

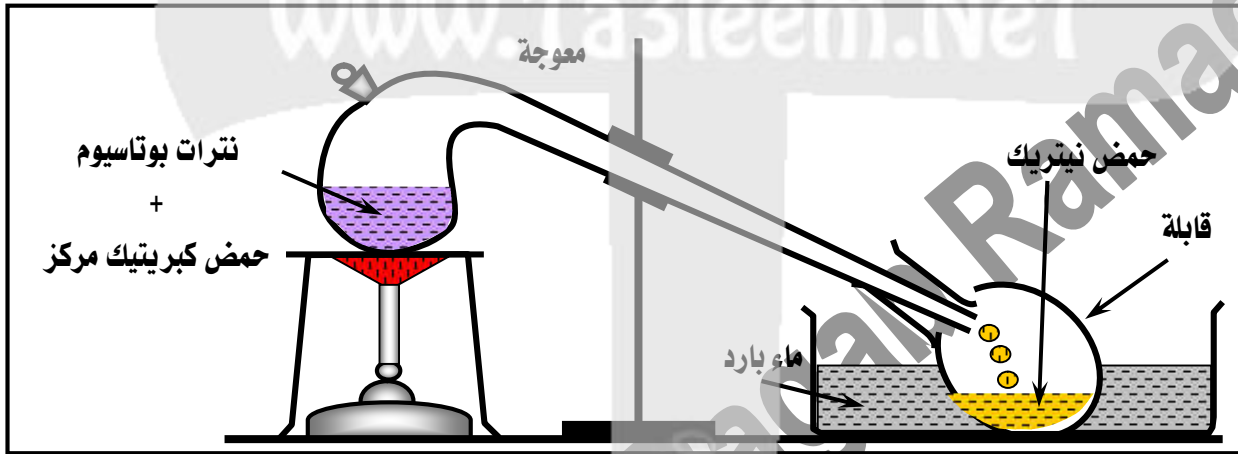
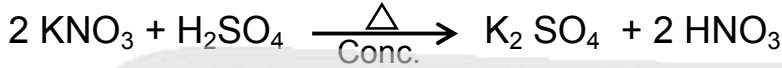




حمض النيتريك HNO₃

تحضير حمض النيتريك في المعمل :

بتسخين محلول نترات البوتاسيوم مع حمض كبريتيك مركز في معوجة زجاجية (لا تزيد درجة الحرارة عن ١٠٠م حتى لا ينحل الحمض) و يجمع بتكثيف بخاره في قابلة موضوعة في ماء بارد (لا يستخدم سدادات مطاطية لأن للحمض تأثير تالف على المواد العضوية) .



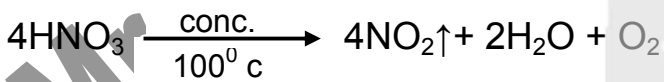
فكرة التحضير : الحمض الأكثر ثباتا يطرد الحمض الأقل ثباتا من أملاحه .

الخواص الفيزيائية لحمض النيتريك :

- سائل عديم اللون إذا كان نقياً .
- كاو التأثير على الجلد و الفلين .
- حمضى التأثير على عباد الشمس .

الخواص الكيميائية لحمض النيتريك :

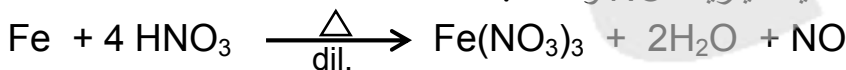
١- الإختلال بالتسخين : حمض النيتريك عامل مؤكسد (علل) لأنه ينتج من تطله حرارياً غاز الأكسجين .



٢- مع الفلزات :

يتوقف ناتج تفاعل حمض النيتريك مع الفلزات على : تركيز الحمض ، نوع الفلز

تتفاعل الفلزات التي تسبق الهيدروجين في السلسلة الكهروكيميائية مع حمض النيتريك المخفف ليتكون نترات الفلز و غاز الهيدروجين الذي يختزل الحمض إلى أكسيد النيتريك NO و الماء .



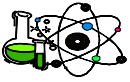
س علل : يتكون نترات حديد III و لا يتكون نترات الحديد II عند تفاعل الحديد مع حمض النيتريك .

ج : لأن حمض النيتريك عامل مؤكسد قوى يؤكسد أيون الحديد II إلى أيون الحديد III .

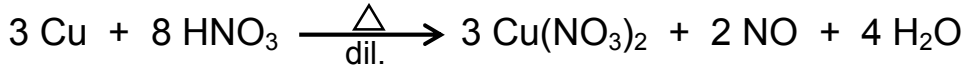
س علل : لا يتصاعد غاز الهيدروجين عند تفاعل الحديد مع حمض النيتريك المخفف .

ج : لأن الهيدروجين الناتج يختزل حمض النيتريك إلى ماء و غاز أكسيد نيتريك عديم اللون .





☑ تتفاعل الفلزات التي تلي الهيدروجين في متسلسلة النشاط الكيميائي مع حمض النيتريك حيث يؤكسدها الحمض ثم يتفاعل الحمض مع الأكسيد :
(A) مع الحمض **المخفف** : يتكون أكسيد النيتريك NO (عديم اللون) :



(A) مع الحمض **المركز** : يتكون ثنائي أكسيد النيتريك NO₂ (بنى محمر) :



لاحظ :

رغم أن النحاس يلي الهيدروجين في السلسلة إلا أنه يتفاعل مع حمض النيتريك لأن الحمض عامل مؤكسد قوى يؤكسد الفلز ثم يتفاعل الأكسيد مع الحمض .

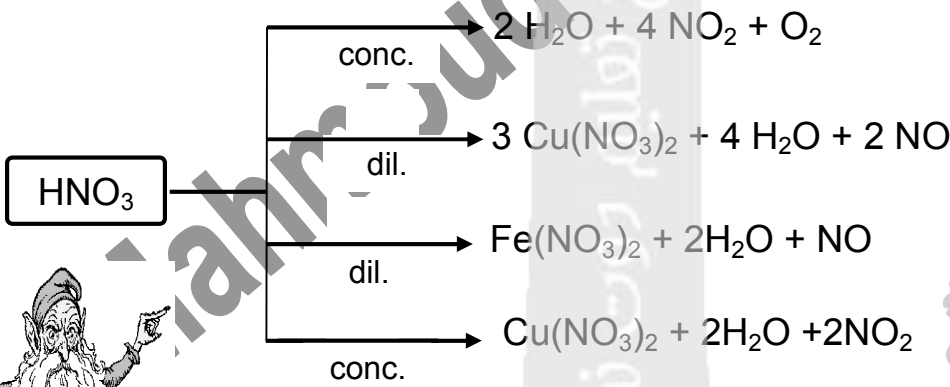
☑ بعض الفلزات النشطة مثل الحديد والألمنيوم والكروم لا يؤثر الحمض المركز فيها لأنه عامل مؤكسد قوى يغطي سطح الفلز بطبقة من الأكسيد واقية غير مسامية حجم جزيئاتها أكبر من حجم جزيئات الفلز تسبب ظاهرة **الخمول** فيقف التفاعل بعد حدوثه .



ظاهرة الخمول

تكون طبقة غير مسامية من الأكسيد تمنع استمرار تفاعل حمض النيتريك المركز مع الفلزات النشطة مثل الحديد و الألمنيوم و الكروم .

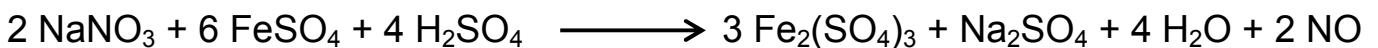
مخطط لتفاعلات حمض النيتريك



الكشف عن أيون النترات NO₃⁻

(تجربة الحلقة البنية)

[١] محلول ملح النترات + محلول مركز من كبريتات الحديد (II) حديث التحضير.
[٢] إضافة قطرات من حمض الكبريتيك المركز باحتراس على جدار الأنبوبة الداخلي حيث يهبط الحمض إلى قاع الأنبوبة تظهر حلقة بنية عند سطح الانفصال تزول بالرج أو التسخين .

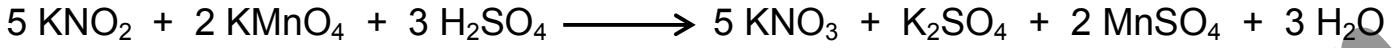




التفرقة بين أيون النترات NO_3^- و أيون النتريت NO_2^-

إضافة محلول برمنجنات البوتاسيوم المحمضة بحمض الكبريتيك المركز إلى محلول كل منهما :

- إذا زال اللون البنفسجي للبرمنجنات يكون الملح **نيتريت** .



- إذا لم يزل اللون يكون الملح **نترات**



(١س) كيف تميز عملياً بين : حمض النتريك المركز و حمض النتريك المخفف .

(٢س) كيف تحصل على : غاز ثاني أكسيد النيتروجين من حمض النتريك بطريقتيه .

(٣س) كيف تحصل على : أكسيد النتريك من حمض النتريك بطريقتيه مختلفتيه .

(٤س) كيف تميز عملياً بين : نترات الصوديوم و نيتريت الصوديوم .

الأهمية الاقتصادية لعناصر المجموعة الخامسة :

العنصر	الاستخدام
النيتروجين	♦ صناعة النشادر . ♦ صناعة الأسمدة النيتروجينية . ♦ ملء أكياس بطاطس الشيبس . ♦ حفظ و نقل الخلايا الحية و علاج بعض الأورام الحميدة " الثأليل " . ♦ صناعة حمض النتريك . ♦ تزويد إطارات السيارات .
الفوسفور	♦ صناعة أعواد الثقاب الآمنة . ♦ صناعة سبائك برونز فوسفور (نحاس + قصدير + فوسفور) التي تصنع منها مراوح دفع السفن . ♦ صناعة الأسمدة الفوسفاتية .
الزرنيخ	♦ مادة حافظة للأخشاب . ♦ يدخل في تركيب ثالث أكسيد الزرنيخ الذي يستخدم في علاج سرطان الدم " اللوكيميا " .
الأنثيمون	♦ صناعة سبيكة الأنثيمون رصاص (أصلب من الرصاص) وتستخدم في بطاريات الرصاص الحامضية . ♦ يستخدم في تكنولوجيا أشباه الموصلات لصناعة أجهزة الكشف عن الأشعة تحت الحمراء .
البيزموث	♦ يستخدم مع الرصاص و الكاديوم في صناعة سبائك تتميز بانخفاض درجة انصهارها لذلك تستخدم في صناعة الفيوزات .

س علل : يستخدم عنصر النيتروجين في تزويد إطارات السيارات .

ج : لتقليل احتمالات انفجارها لأن معدل تسرب النيتروجين أقل من الهواء و لا يتأثر بسهولة بالتغيرات في درجة حرارة الجو .

س علل : يستخدم عنصر النيتروجين في ملء أكياس بطاطس الشيبس .

ج : لتحفظ رقائق الشيبس بقرمشتها .

س علل : يستخدم عنصر النيتروجين في حفظ و نقل الخلايا الحية و علاج بعض الأورام الحميدة .

ج : لخموله النسبي .

المعارف في الكيمياء

