

سلسلة المنار

الصف الثانى الثانوى

CHEMISTRY



إعداد /

محمود رجب رمضان

معلم أول الكيمياء

مدرسة آل السعيد الثانوية

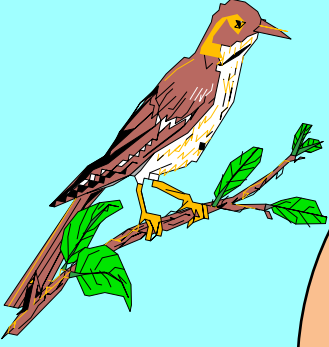


0122-5448031

Mozkrty.com

2022

سلسلة اطنار



كيمياى الصف الثانى الثانوى

Mr. Mahmoud Ragab

معلم أول الكيمياء

مدرسة آل السعيد الثانوية

شبرا صوة

اسم الطالب /



مقدمة

مرحباً بك عزيزي طالب الصف الثانى الثانوى و نهنئة من القلب على إجيازك الصف الأول الثانوى بنجاح و نتمنى لك كل النوفيق فى هذه المرحلة الجديدة من حياتك العلمية لننضح الرؤية إمامك لنحديده مستقبلك .
فنعالى نعرفه على علم الكيمياء من خلال هذا المنهج و مذكرة المنار مع أطيب أمنياتى بالنجاح و النوفيق .

أهم أسباب التفوق فى المرحلة الثانوية (إن شاء الله)

- 1 التقوى : يجب على الطالب أن يثق الله 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 المعاصى و التوبة إلى الله توبة نصوحاً.
- 2 المحافظة على الصلاة فى أوقانها خاصة صلاة الفجر .
- 3 اللجوء لله بكثرة الدعاء له و التوكل عليه فى النوفيق 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 اتمها 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 ذاكر كل جزء على حدة بالصوت العالى مرة و بالقراءة مرة و بالكتابة مرة أخرى ثم ذاكر جميع الأجزاء معاً ثم قم بحل بعض الأسئلة على الدرس كاملاً .

دعاء قبل المذاكرة

❁ " اللهم إني أسالك فهم النبيين و حفظ المرسلين و إلهام المطالكة المقربين ، اللهم اجعل ألسنتنا عامرة بذكرك و قلوبنا بحشيتك و أسرارنا بطاعتك إنك على كل شئ قدير و حسبنا الله و نعم الوكيل " ❁

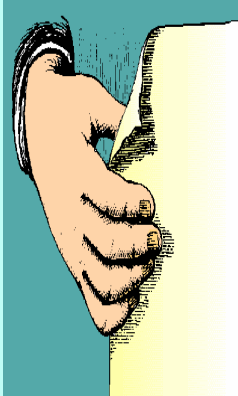
دعاء بعد المذاكرة

❁ " اللهم إني أسئدك ما قرأت و ما حفظت فرده علي عند حاجتي إليه يا رب العالمين " ❁

(اللهم أجعل هذا العمل المتواضع خالصاً لوجهك الكريم وأن تنفع به و تجعله عوناً لأبنائنا الطلاب)
(لا تنسونا بدعوة صالحة بظهر الغيب ليقول لك الملك و لك مثله)

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





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

(1) ديموقراطيس

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 أسم الذرة atom . (a في اللغة الإغريقية تعنى لا ، tom تعنى ينقسم) .

(2) أرسطو 400 ق.م

- ✦ رفض فكرة الذرة .
- ✦ تبنى فكرة أن كل المواد مهما اختلفت طبيعتها تتكون من مكونات أربعة هي : تراب و هواء و ماء و نار .
- ✦ أعتقد أنه يمكن تحويل المعادن الرخيصة مثل الحديد أو النحاس إلى معادن نفيسة كالذهب و ذلك بتغيير نسب هذه المكونات الأربعة .

(3) بويل 1661 م

- ✦ رفض العالم الأيرلندي بويل تصور 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 .



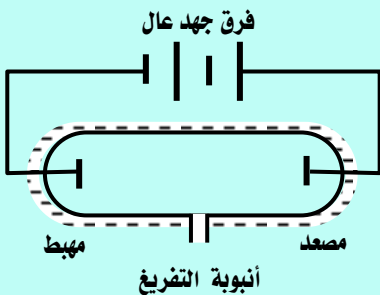
(4) ذرة دالتون 1803 م

تعتبر نظريته أول نظرية عن تركيب الذرة ومن فروضها :

- (1) يتكون العنصر من دقائق صغيرة جداً تسمى الذرات .
- (2) الذرة موصمة متناهية في الصغر غير قابلة للتجزئة .
- (3) ذرات العنصر الواحد متشابهة في الكتلة و لكن تختلف الكتلة من عنصر لآخر .
- (4) تتكون المركبات من اتحاد ذرات العناصر المختلفة بنسب عددية بسيطة .

اكتشاف أشعة المهبط 1897 م

- ✦ أجرى العالم طومسون تجارب على التفريغ الكهربى خلال الغازات و لاحظ 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 عن 10000 فولت يخرج سيل من الأشعة غير المنظورة من القطب السالب (المهبط = الكاثود) تُسبب وميضاً عند اصطدامها بجدار أنبوبة التفريغ و قد سُميت هذه الأشعة أشعة المهبط و هى تتكون من دقائق سُميت الإلكترونات .

من قال سبحان الله و حمدته لكان له الف حسنة أو تحط عنه الف سيئة





أهم خواص أشعة المهبط

- ١- تتكون من دقائق مادية صغيرة سالبة الشحنة .
- ٢- تسير في 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 يُثبت أنها تدخل فى تركيب جميع المواد .

5) ذرة طومسون 1897م

الذرة عبارة عن كرة متجانسة من الكهرباء الموجبة مطور بداخلها عدد من الإلكترونات السالبة يكفى لجعل الذرة متعادلة كهربياً .

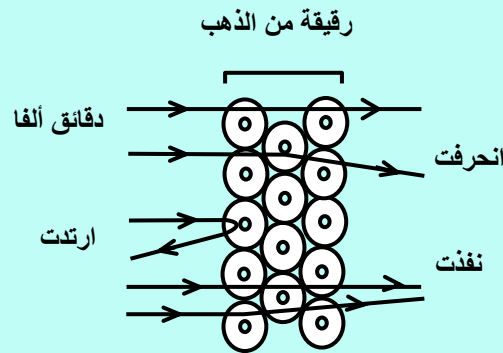
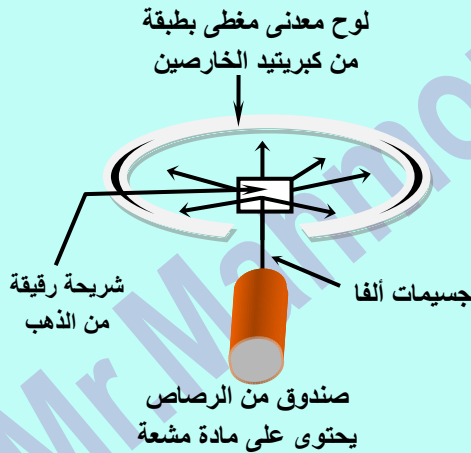


تجربة : رذرفورد

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

الخطوات :

- ١- سُمح لجسيمات ألفا أن تصطدم باللوح المعدنى المبطن بطبقة من **كبريتيد الخارصين** (تحدث مادة كبريتيد الخارصين **وميضاً** عند مكان اصطدام جسيمات ألفا بها) و تم تحديد عدد و موضع جسيمات ألفا على اللوح المعدنى **بدلالة الومضات** التى ظهرت على اللوح .
- ٢- وُضعت صفيحة رقيقة جداً من **الذهب** بحيث تعترض مسار جسيمات ألفا قبل اصطدامها باللوح المعدنى .



و خرج رذرفورد من مشاهداته بالاستنتاجات التالية :

المشاهدة : معظم جسيمات ألفا ظهر أثرها فى نفس الموضع الأول الذى ظهرت فيه قبل وضع صفيحة الذهب .

الاستنتاج : 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 فى عكس مسارها و ظهرت بعض ومضات على الجانب الآخر من اللوح .

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

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

الاستنتاج : لا بد أن تكون شحنة الجزء الكثيف فى الذرة مشابهاً لشحنة جسيمات ألفا الموجبة لذا تنافرت معها .





س : كيف تميز عملياً بينه كل من : جسيمات ألفا و أشعة المهبط ؟

6) ذرة رذرفورد 1911م

من نتائج التجربة السابقة و تجارب أخرى تمكن رذرفورد من وضع نموذج لتركيب الذرة على أساس تجريبي :

فروض نموذج ذرة رذرفورد :

- 1) تُشبه الذرة في تكوينها المجموعة الشمسية لأنها تتركب من نواة مركزية (مثل الشمس) تدور حولها الإلكترونات (مثل الكواكب) .
 - 2) يتركز في النواة معظم كتلة الذرة و الشحنة الموجبة . (بها بروتونات موجبة و نيوترونات متعادلة)
 - 3) كتلة الإلكترونات ضئيلة جداً إذا ما قورنت بكتلة النواة .
 - 4) عدد الإلكترونات السالبة التي تدور حول النواة = عدد الشحنات الموجبة داخل النواة . (لذا الذرة متعادلة كهربياً)
 - 5) تدور الإلكترونات حول النواة بسرعة كبيرة في مدارات خاصة رغم قوى الجذب المتبادلة بينهما (علل) لأن قوى الجذب تتعادل مع قوة أخرى مساوية لها في المقدار و مضادة لها في الإتجاه هي قوى الطرد المركزي .
- علل : الذرة ليست مصممة .**



ج : لوجود مسافات شاسعة بين النواة و مدارات الإلكترونات .

الإعتراض على النموذج الذري لـ (رذرفورد)

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

الطيف الخطي للذرات (طيف الإنبعاث)

عند تسخين ذرات عنصر نقي - في الحالة الغازية أو البخارية - لدرجات حرارة عالية أو تعريضها لضغط منخفض في أنبوبة التفريغ الكهربى فإنه ينبعث منها إشعاع عند فحصه بالمطياف نجده مكوناً من عدد صغير و محدد من الخطوط الملونة تفصل بينها مساحات معتمة يسمى بالطيف الخطي (طيف الإنبعاث) و مما هو جدير بالذكر أن علماء الفيزياء في هذا الوقت لم يتمكنوا من تفسير هذه الظاهرة .

الطيف الخطي :

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

س علل : يسمى الطيف الخطي بهذا الاسم .

ج : لأنه يتكون من عدد محدد من خطوط ملونة تفصل بينها مساحات فاصلة معتمة .

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

سبحان الله و حمد سبحان الله العظيم





7) ذرة بور 1913 م

الطيف الذرى هو المفتاح الذى حل لغز التركيب الذرى وهو ما قام به العالم الدانماركى (نيلز بور) و استحق عليه جائزة نوبل عام 1922 م .



استخدم بور بعض فروض رذرفورد عن تركيب الذرة وهى :

- 1) يوجد فى مركز الذرة نواة موجبة الشحنة .
- 2) عدد الإلكترونات السالبة التى تدور حول النواة يساوى عدد الشحنات الموجبة داخل النواة .
- 3) أثناء دوران الإلكترون حول النواة تنشأ قوة طاردة مركزية تتعادل مع قوة جذب النواة للإلكترونات .

ثم أضاف إلى فروض رذرفورد الفروض التالية :

- 1- تتحرك الإلكترونات حول النواة حركة سريعة دون أن تفقد أو تكتسب أى قدر من الطاقة .
- 2- 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 .
- 3- للإلكترون أثناء حركته حول النواة طاقة معينة تتوقف على بعد مستوى الطاقة عن النواة (تزداد طاقة المستوى كلما زاد نصف قطره أى كلما ابتعد عن النواة) و يُعبر عن طاقة كل مستوى بعدد صحيح يسمى عدد الكم الرئيسى .
- 4- فى الحالة المستقرة : يبقى الإلكترون فى أقل مستويات الطاقة المتاحة .
- 5- 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 نموذج ذرة بور

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

قصور (عيوب) النموذج الذرى لـ بور

- 1) لم يُفسر سوى طيف ذرة الهيدروجين فقط (الهيليوم يحتوى على إلكترونين لم يستطع تفسير طيفه) .
- 2) اعتبر أن الإلكترون جسيم مادى سالب و لم يأخذ فى الإعتبار أن له خواص موجية .
- 3) افترض أنه يُمكن تعيين كلاً من سرعة و مكان الإلكترون معاً فى نفس الوقت و هذا يستحيل عملياً .
- 4) 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) .

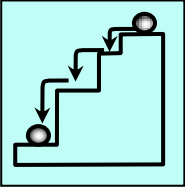




بعض الملاحظات على نموذج ذرة بور

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

★ كثير من الذرات تمتص كمات من الطاقة في نفس الوقت الذي تُشع فيه الكثير من الذرات كمات أخرى من الطاقة و نتيجة 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 يساوي 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 و لا يساوي صفراً أو كسراً وهو لا يجمع .

الذرة المثارة : ذرة اكتسبت كمّاً من الطاقة تسبب في انتقال إلكترون أو أكثر من مستواه الأطلّي إلى مستوى طاقة أعلى .

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

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

س : علل : بسنجد عملياً تحديد مكان و سرعة الإلكترون معاً بدقة في وقت واحد .

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

الحمد لله اللهم ربنا لك الحمد بما خلقتنا و رزقتنا و هديتنا و علمتنا و أهدتتنا و فرجت عنا ، لك الحمد بالإيمان و لك الحمد بالإسلام و لك الحمد بالقرآن و لك الحمد بالأهل و المال و العافية ، كتب عدونا و بسطت رزقنا و أظهرت أمننا و جمعت فرقتنا و أحسنت معافاتنا و من كل ما سألتناك أعطيتنا ، فلك الحمد على ذلك حمداً كثيراً ، و لك الحمد بكل نعمة أنعمت بها علينا في قديم و حديث أوسراً و علانية أوحى و ميث أو شاهد و غالب حتى ترضى ، و لك الحمد إذا رضيت ، و لك الحمد بعد الرضا ، و صلى اللهم على محمد و على آله و سلم .





٨) النظرية الذرية الحديثة

قامت هذه النظرية على تعديلات أساسية فى نموذج بور من أهم هذه التعديلات :
الطبيعة المزدوجة للإلكترون - مبدأ عدم التأكد (هايزنبرج) - النظرية الميكانيكية الموجية (شرودنجر) .

الطبيعة المزدوجة للإلكترون



الإلكترون جسيم مادى سالب له خواص موجية .

علل : الإلكترون له طبيعة مزدوجة .

ج : لأنه جسيم مادى وله خواص موجية .

مبدأ عدم التأكد لـ (هايزنبرج)

يستحيل عملياً تحديد مكان و سرعة الإلكترون معاً فى وقت واحد و لكن التحدث بلغة الاحتمالات هو الأقرب إلى الصواب .

• توصل إليه العالم هايزنبرج باستخدام ميكانيكا الكم .

النظرية الميكانيكية الموجية للذرة (شرودنجر) (1926 م)

استطاع العالم النمساوى شرودنجر تأسيساً على أفكار كل من بلانك و أينشتين و دى براولى و هايزنبرج من وضع النظرية الميكانيكية الموجية للذرة و من وضع المعادلة الموجية التى يمكن تطبيقها على حركة الإلكترون فى الذرة و التى بحلها يمكن :

(١) تحديد مستويات الطاقة المسموح بها للإلكترونات داخل الذرة .

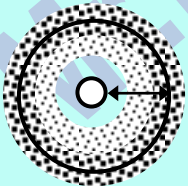
(٢) تحديد مناطق الفراغ حول النواة التى يزيد احتمال تواجد الإلكترون فيها فى كل مستوى طاقة .

✓ استخدام مفهوم السحابة الإلكترونية للتعبير عن المنطقة من الفراغ المحيط بالنواة و التى يحتمل وجود الإلكترون فيها من كل الإتجاهات و الأبعاد .

✓ يوجد داخل السحابة الإلكترونية مناطق يزداد احتمال تواجد الإلكترون فيها يطلق على كل منطقة اسم أوربيتال

السحابة الإلكترونية : منطقة الفراغ حول النواة يُحتمل وجود الإلكترون فيها فى كل الإتجاهات و

الأبعاد .



الأوربيتال : منطقة داخل السحابة الإلكترونية يزداد احتمال وجود الإلكترون فيها .

السحابة الإلكترونية

س : قارن بين المدار بمفهوم بور و الأوربيتال بمفهوم النظرية الميكانيكية الموجية لشرودنجر ؟ (معلومة إضافية)

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





➔ أعطى الحل الرياضى للمعادلة الموجية لشروندنجر 4 أعداد سميت بأعداد الكم .

يلزم لتحديد طاقة الإلكترون فى الذرات عديدة الإلكترونات معرفة قيم أعداد الكم الأربعة و هى :

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

عدد الكم الرئيسى (n)

- يُمثل دائماً بقيم عددية صحيحة (1 , 2 , 3 , 4 , ...) و لا يأخذ قيمة الصفر أو قيماً غير صحيحة .
- سبق و استخدمه بور فى تفسير طيف ذرة الهيدروجين و يرمز له بالرمز (n) و يستخدم فى تحديد :
 - ١- رتبة مستويات الطاقة الرئيسية فى الذرة (عدد مستويات الطاقة الرئيسية فى أثقل الذرات المعروفة و هى فى الحالة المستقرة يساوى سبعة) .
 - ٢- عدد الإلكترونات التى يتشعب بها كل مستوى رئيسى من العلاقة $2n^2$ (ضعف مربع رقم المستوى حيث n هى رقم المستوى الرئيسى) .



- ➔ الغلاف الأول يتشعب بـ $(2 \times 1^2) = 2$ إلكترون .
- ➔ الغلاف الثانى يتشعب بـ $(2 \times 2^2) = 8$ إلكترون .
- ➔ الغلاف الثالث يتشعب بـ $(2 \times 3^2) = 18$ إلكترون .
- ➔ الغلاف الرابع يتشعب بـ $(2 \times 4^2) = 32$ إلكترون .

علك : لا نطبق 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 .

علك : عدد الكم الرئيسى 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 .

- عدد الكم الثانوى يصف أشكال السحابة الإلكترونية للمستويات الفرعية .
- يُمثل بقيم عددية صحيحة لا تقل عن 0 و لا تزيد عن (n - 1) فهى تتراوح بين [0 : (n - 1)] .
- يحتوى كل مستوى طاقة رئيسى على عدد من مستويات الطاقة الفرعية يساوى رقمه (رتبته n) .
- تأخذ المستويات الفرعية الرموز التالية (s , p , d , f) .
- **تختلف** المستويات الفرعية **لنفس** المستوى الرئيسى فى **الشكل** و تختلف اختلافاً بسيطاً فى **الطاقة** .
- تختلف طاقة المستويات الفرعية و أحجامها تبعاً لبعدها عن النواة . ($4s > 3s > 2s > 1s$)





• قيمة عدد الكم الثانوى (l) لكل مستوى فرعى ثابتة لا تتغير و يجب أن تحفظ و هى :

f	d	P	S	المستوى الفرعى
3	2	1	0	قيمة عدد الكم الثانوى (l)



• و يمكن تلخيص كل ما سبق فى الجدول التالى :

المستوى الرئيسى	رتبة المستوى الرئيسى (n)	قيمة عدد الكم الثانوى (l) المحتملة (0 , ... , n-1)	عدد المستويات الفرعية في كل مستوى طاقة رئيسى و رموزها	
k	1	0	مستوى فرعى واحد	1s
L	2	0 1	مستويين فرعيين	2s 2p
M	3	0 1 2	3 مستويات فرعية	3s 3p 3d
N	4	0 1 2 3	4 مستويات فرعية	4s 4p 4d 4f

علل : يستجيب نواحد مستوى الطاقة الفرعى 2d فى الذرة .

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

س : حدد قيم (l) المحتملة لإلكترونات ذرة موزعة فى أربعة مستويات طاقة رئيسية ؟

س : ما عدد مستويات الطاقة الفرعية فى ذرة توزع إلكتروناتها فى أربعة مستويات طاقة رئيسية ؟

س : ما عدد مستويات الطاقة الفرعية فى المستوى الرئيسى M ؟

س : ما عدد مستويات الطاقة الفرعية التى تحتوى على إلكترونات يتواجد آخر إلكترون بها فى المستوى الرئيسى M ؟

ج : (0 , 1 , 2) & 10 & 3 & 6)





عدد الكم المغناطيسي (m_l)

عدد يُمثل عدد الأوربيتالات في المستويات الفرعية و اتجاهها الفراغية .

- يُمثل بقيم عددية صحيحة تتراوح بين : $(-l , \dots , 0 , \dots , +l)$.
- عدد الأوربيتالات في المستوى الفرعي يُحسب من العلاقة $(2l + 1)$. (وهو عدد فردي دائماً)
- أوربيتالات مستوى الطاقة الفرعي الواحد متساوية في الطاقة و متشابهة في الشكل .
- لحساب قيم عدد الكم المغناطيسي يتطلب ذلك معرفة قيم (l) فمثلاً :
 - ❖ إلكترون يتواجد في المستوى الفرعي S تكون قيمة (l) له $= 0$ فيكون عدد الكم المغناطيسي (m_l) له إحتمال واحد (0) .
 - ❖ إلكترون يتواجد في المستوى الفرعي P تكون قيمة (l) له $= 1$ فيكون عدد الكم المغناطيسي (m_l) له إحدى 3 احتمالات $(-1 , 0 , +1)$.
 - ❖ إلكترون يتواجد في المستوى الفرعي d تكون قيمة (l) له $= 2$ فيكون عدد الكم المغناطيسي (m_l) له إحدى 5 احتمالات $(-2 , -1 , 0 , +1 , +2)$.
 - ❖ إلكترون يتواجد في المستوى الفرعي f تكون قيمة (l) له $= 3$ فيكون عدد الكم المغناطيسي (m_l) له إحدى 7 احتمالات $(-3 , -2 , -1 , 0 , +1 , +2 , +3)$.
- ❖ ويمكن تلخيص كل ما سبق في الجدول التالي :

المستوى الفرعي	قيمة (l)	عدد الأوربيتالات و قيم (m_l) المحتملة	الشكل الفراغي
S	0	قيمة وحيدة دائماً هي 0	أوربيتال واحد
P	1	3 قيم محتملة $(-1 , 0 , +1)$	كل أوربيتال على شكل كمثرتين متقابلتين بالرأس في نقطة تنعدم عندها الكثافة الإلكترونية
d	2	5 قيم محتملة $-2 , -1 , 0 , +1 , +2$	لها أشكال معقدة
f	3	7 قيم محتملة $-3 , -2 , -1 , 0 , +1 , +2 , +3$	لها أشكال معقدة جداً



1 s



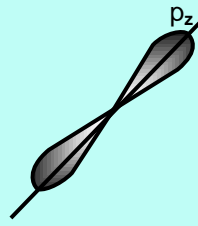
2 s



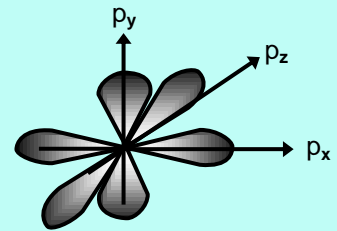
p_x



p_y



p_z



p_x

شكل أوربيتال المستوى الفرعي s في الفراغ

أشكال أوربيتالات المستوى الفرعي p في الفراغ





n	(ℓ) 0, ..., n-1	(m_ℓ) - ℓ , ..., 0, ..., + ℓ	مستويات الطاقة الفرعية	عدد أوربيبتالات المستوى الفرعي ($2\ell + 1$)
1	0	0	1s	1
2	0	0	2s	1
	1	-1, 0, +1	2p	3
3	0	0	3s	1
	1	-1, 0, +1	3p	3
	2	-2, -1, 0, +1, +2	3d	5
4	0	0	4s	1
	1	-1, 0, +1	4p	3
	2	-2, -1, 0, +1, +2	4d	5
	3	-3, -2, -1, 0, +1, +2, +3	4f	7

• يتسع كل أوربيبتال $2e^-$ (2 إلكترون) .

حلل : ينشعب المستوى الفرعي P بـ $6e^-$ بينما ينشعب المستوى الفرعي d بـ $10e^-$.

ج : لأن المستوى الفرعي P به 3 أوربيبتالات و المستوى الفرعي d به 5 أوربيبتالات و كل أوربيبتال يتشعب بـ $2e^-$ فيتشعب المستوى الفرعي P بستة إلكترونات و المستوى الفرعي d بعشرة إلكترونات .



عدد الكم المغزلي (m_s)

فهو عدد يحدد نوع الحركة المغزلية للإلكترون حول محوره .

- لكل إلكترون حركتان حركة حول محوره (حركة مغزلية) - حركة حول النواة (حركة دورانية) .
- عند تواجد $2e^-$ فى نفس الأوربيبتال 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 $-\frac{1}{2}$.

حلل : بالرغم من أن الكزوني الأوربيبتال الواحد يجمان نفس الشحنة السالبة لكنهما لا يتنافران .

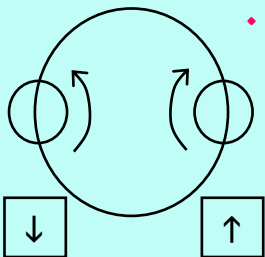
ج : لأنه نتيجة دوران أحدهما حول محوره داخل الأوربيبتال في اتجاه عقارب الساعة ينشأ مجال مغناطيسى يلاشى المجال المغناطيسى الناشئ من دوران الإلكترون الآخر حول محوره في عكس اتجاه عقارب الساعة .

س : غزل الإلكترونات المفردة فى اتجاه واحد .

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

س : ما المقصود بالرمز ($3p_x$) .

ج : أى الأوربيبتال (p_x) الذى يتبع المستوى الفرعي (p) الذى يتبع المستوى الرئيسى الثالث .





قاعدة تحديد عدد المستويات الفرعية في المستوى الرئيسي

عدد المستويات الفرعية = رقم المستوى الرئيسي المنتمي له (n) .

• **مثال :**

المستوى الرئيسي الأول K به مستوى فرعى واحد و المستوى الرئيسي الثانى L به مستويين فرعيين .

قاعدة تحديد عدد الأوربيبتالات في المستوى الرئيسي

عدد الأوربيبتالات = مربع رقم المستوى الرئيسي (n^2) .

• **مثال :**

المستوى الرئيسي الثانى L به 4 أوربيبتالات هي : ($2s, 2p_x, 2p_y, 2p_z$)

حل : جزيء المستوى الرئيسي K على مستوى فرعى واحد بينما المستوى الرئيسي L على مستويين فرعيين .

ج : لأن عدد المستويات الفرعية = رتبة المستوى الرئيسي المنتمي له (n) و المستوى الرئيسي K رتبته = 1 فيحتوى على مستوى فرعى واحد هو s و المستوى الرئيسي L رتبته = 2 فيحتوى على مستويين فرعيين هما p , s .

حل : جزيء المستوى الرئيسي K على أوربيبتال واحد بينما جزيء المستوى الرئيسي L على 4 أوربيبتالات .

ج : لأن عدد الأوربيبتالات = مربع رتبة المستوى الرئيسي المنتمي له (n^2) و المستوى الرئيسي K رتبته = 2 فيحتوى على أوربيبتال واحد هو 1s و المستوى الرئيسي L رتبته = 2 فيحتوى على 4 أوربيبتالات هي $2p_x, 2p_y, 2p_z, 2s$

س : حدد فى جدول قيم أعداد الكم الأربعة المحتملة للإلكترونات التى تقع فى المستوى الرئيسي M .

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

س : حدد قيم أعداد الكم الأربعة المحتملة للإلكترونات التى تقع فى المستويات الفرعية : $4f, 3d, 2p, 1s$

المستوى الفرعى	n	ℓ	m_ℓ	m_s
1s	1s	1	0	$+1/2$ أو $-1/2$
2p	2p	2	-1 , 0 , +1	$+1/2$ أو $-1/2$
3d	3d	3	-2 , -1 , 0 , +1 , +2	$+1/2$ أو $-1/2$
4f	4f	4	-3 , -2 , -1 , 0 , +1 , +2 , +3	$+1/2$ أو $-1/2$





س : حدد القيم المحتملة لعدد الكم الثانوى للإلكترون الذى يقع فى المستوى الرئيسى N ؟

ج : ∴ المستوى الرئيسى N رتبته (n) له = 2 فتكون قيم عدد الكم الثانوى المحتملة له 4 هى 0 , 1 , 2 , 3

و للتفسير :

أقل قيمة لعدد الكم الثانوى $l = 0$ أقصى قيمة لعدد الكم الثانوى $(n - 1)$ هى $(4 - 1) = 3$

∴ قيم عدد الكم الثانوى " l " تتراوح بين (0 : 3) أى تساوى : 0 , 1 , 2 , 3



قواعد توزيع الإلكترونات

١- مبدأ البناء التصاعدي

لابد للإلكترونات أن تملأ المستويات الفرعية ذات الطاقة المنخفضة أولاً ثم المستويات الفرعية ذات الطاقة الأعلى .

- المستويات الفرعية تعتبر هى المستويات الحقيقية للذرة و التى تختلف عن بعضها إختلاف طفيف فى الطاقة .
- يكون الترتيب الحقيقى لطاقة الإلكترونات فى الذرة حسب ترتيب المستويات الفرعية الموجودة فى المستويات الأساسية و تترتب 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 مجموع قيمته كلاً من (n , l) .

مثال :

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

حل : مبدأ مستوى الطاقة الفرعى $4s$ بالإلكترونات قبل المستوى الفرعى $3d$.

ج : طبقاً لمبدأ البناء التصاعدي لأن المستوى الفرعى $4s$ أقل فى الطاقة من المستوى الفرعى $3d$.

ملاحظات هامة

✓ إذا انتهى التوزيع الإلكتروني للعنصر بالمستوى الفرعى d و كان يحتوى على (4) أو (9) إلكترونات فلا بد من إنتقال إلكترون من المستوى الفرعى s إلى المستوى الفرعى d ليصبح المستوى الفرعى d مكتمل أو نصف مكتمل مما يجعل الذرة أكثر استقراراً .

✓ تصبح الذرة مستقرة عندما تكون أوريبتالات مستوياتها الفرعية 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 $3d^{10}, 4s^1 [Ar]_{18}$

طابذا لا يكون $3d^9, 4s^2 [Ar]_{18}$.

ج : نتيجة إنتقال إلكترون من المستوى الفرعى $4s$ إلى المستوى الفرعى $3d$ فيصبح المستوى الفرعى $4s$ نصف

ممتلئ و المستوى الفرعى $3d$ تام الإمتلاء و هذا يجعل الذرة أكثر استقراراً .





2 - قاعدة هوند

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

<p>③ ذرة الفلور</p> <p>$9F : 1s^2, 2s^2, 2p^5$</p> <p>$9F : 1s^2, 2s^2, 2p_x^2, 2p_y^2, 2p_z^1$</p>	<p>② ذرة الأكسجين</p> <p>$8O : 1s^2, 2s^2, 2p^4$</p> <p>$8O : 1s^2, 2s^2, 2p_x^2, 2p_y^1, 2p_z^1$</p>	<p>① ذرة النيتروجين</p> <p>$7N : 1s^2, 2s^2, 2p^3$</p> <p>$7N : 1s^2, 2s^2, 2p_x^1, 2p_y^1, 2p_z^1$</p>
---	---	---

• **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 المثالين الثاني و الثالث تم تطبيق الإزدواج .

حل : يُفضل الإلكترون أن يشغل أوربيتال مستقل أولاً قبل أن يزوج مع الكزون آخر في نفس الأوربيتال .

ج : لأن ذلك أفضل له من حيث الطاقة لأن إزدواج إلكترونين في نفس الأوربيتال ينشأ عنه قوى تنافر تُقلل من استقرار الذرة .

حل : يُفضل الإلكترون أن يزوج مع الكزون آخر في أوربيتال واحد في نفس المستوى الفرعي عند الانتقال إلى أوربيتال مستقل في المستوى الفرعي الأعلى .

ج : لأن ذلك أفضل له من حيث الطاقة لأن الطاقة اللازمة للتغلب على قوى التنافر بين الإلكترونين في حالة الأزواج أقل من الطاقة اللازمة لنقل الإلكترون إلى مستوى فرعي آخر أعلى منه في الطاقة .

طريقة توزيع الإلكترونات لأقرب غاز خامل كالتالي :

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

يُكتب التوزيع الإلكتروني للغاز الخامل ثم يكتب بعده المستوى الفرعي s هكذا :

- لو 2s أو 3s يُكتب بعدهما المستوى الفرعي p بنفس رتبة المستويين الفرعيين s .

مثال : التوزيع الإلكتروني لذرة عنصر الكلور $17Cl$ هو $3p^6, 3s^2, [10Ne]$

- لو 4s أو 5s يُكتب بعدهما المستوى الفرعي d أقل رتبة منهما ثم المستوى الفرعي p بنفس رتبتهم .

مثال : التوزيع الإلكتروني لذرة عنصر البروم $35Br$ هو $4p^5, 3d^{10}, 4s^2, [18Ar]$

العدد الذري : هو عدد البروتونات الموجبة في النواة .

ملحوظة : العدد الذري للذرة يساوي العدد الذري للأيون .





٣- مبدأ باولي للإستبعاد

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

مثال : إلكتروني 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

س : بين التوزيع الإلكتروني للذرات التالية تبعاً مبدأ البناء التصاعدي : $[{}_9F , {}_{11}Na , {}_{19}K , {}_{20}Ca , {}_{30}Zn]$

- ج : ① ${}_{9}F : 1s^2 , 2s^2 , 2p^5$ ② ${}_{19}K : 1s^2 , 2s^2 , 2p^6 , 3s^2 , 3p^6 , 4s^1$
 ③ ${}_{11}Na : 1s^2 , 2s^2 , 2p^6 , 3s^1$ ④ ${}_{20}Ca : 1s^2 , 2s^2 , 2p^6 , 3s^2 , 3p^6 , 4s^2$
 ⑤ ${}_{30}Zn : 1s^2 , 2s^2 , 2p^6 , 3s^2 , 3p^6 , 4s^2 , 3d^{10}$

س : كيف يمكن توزيع ذرة النيروجين ${}_{7}N$ إلكترونياً بثلاثة طرق مختلفة .

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

س : حدد قيم أعداد الكم الأربعة المحتملة للإلكترون الأخير في ذرة الفلور ${}_{9}F$.

ج : لابد من كتابة التوزيع الإلكتروني بقاعدة هوند كالاتي : ${}_{9}F : 1s^2 , 2s^2 , 2p_x^2 , 2p_y^2 , 2p_z^1$ و منه يتضح أن **آخر إلكترون** في الذرة يقع في $2p_y$ و بذلك يكون :

- ١- عدد الكم الرئيسي $n = 2$
 ٢- عدد الكم الثانوي $l = 1$ (لأن التوزيع الإلكتروني ينتهي بالمستوى الفرعي p)
 ٣- عدد الكم المغناطيسي $m_l = 0$ (لأن الإلكترون الأخير موجود في الأوربيتال p_y)
 ٤- عدد الكم المغزلي $m_s = -1/2$ (لأنه ثاني إلكترون في الأوربيتال)

س : عنصر الفلور ${}_{9}F$ اكتب التوزيع الإلكتروني لكل من $[F^+ , F , F^-]$ في الحالة المستقرة و ما هو التركيب

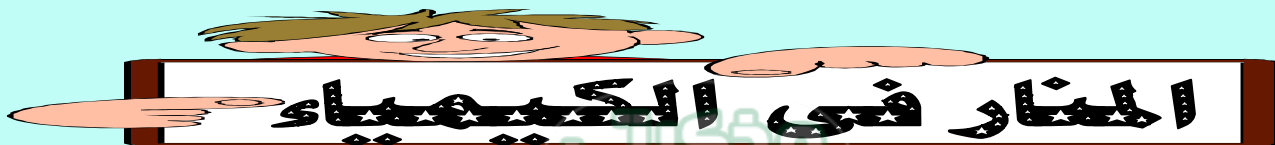
الإلكتروني للغلاف الخارجي لكل منها .

ج : التوزيع الإلكتروني للأوربيبتالات في الحالة المستقرة :

- ① $F^+ : 1s^2 , 2s^2 , 2p^4$ ② $F : 1s^2 , 2s^2 , 2p^5$ ③ $F^- : 1s^2 , 2s^2 , 2p^6$

• التركيبات الإلكترونية في الغلاف الخارجي (غلاف تكافؤها) :

- ① $F^+ : 2s^2 , 2p^4$ ② $F : 2s^2 , 2p^5$ ③ $F^- : 2s^2 , 2p^6$



الباب الثانى

الجدول الدورى و تصنيف العناصر

✽ كلمات مضيئة ✽

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

Mr. Mahmoud Ragab 0122-5448031



الجدول الدوري الحديث

- تم ترتيب العناصر فيه ترتيباً تصاعدياً حسب :
(١) الزيادة في أعدادها الذرية .
(٢) طريقة ملء مستويات الطاقة الفرعية بالإلكترونات تبعاً لمبدأ البناء التصاعدي بحيث يزيد كل عنصر عن العنصر الذي يسبقه في نفس الدورة بالإلكترون واحد .

وصف الجدول الدوري الحديث

- ١- يتكون من 18 مجموعة رأسية و 7 دورات أفقية .
- ٢- تبدأ كل دورة بامتلاء مستوى طاقة جديد بالإلكترون واحد و يتتابع ملء المستويات الفرعية حتى نصل للغاز الخامل الذي يكتمل فيه ملء جميع مستويات الطاقة الفرعية بالإلكترونات .
- ٣- عناصر الدورة الواحدة تتفق في نفس عدد الكم الرئيسي (n) .
- ٤- عناصر المجموعة الواحدة تتفق في التركيب الإلكتروني لمستوى الطاقة الأخير و تختلف في عدد الكم الرئيسي (n) .
- ٥- يحتوى الجدول على 118 عنصر موزعة في دورات الجدول كالتالى :

الدورة	الأولى	الثانية	الثالثة	الرابعة	الخامسة	السادسة	السابعة
عدد العناصر	2	8	8	18	18	32	32

- ٦- ينقسم إلى أربع فئات هي : الفئة s – الفئة p – الفئة d – الفئة f .



(١) الفئة (s)

- ١- تشغل المنطقة اليسرى من الجدول الدوري .
- ٢- تحتوى على العناصر التي تقع إلكتروناتها الخارجية في المستوى الفرعي (s) .
- ٣- توزع عناصر الفئة (s) في مجموعتين فقط لأن المستوى الفرعي (s) يتسع لإلكترونين فقط هما
 - المجموعة (1A) و ينتهى تركيبها الإلكتروني بـ : ns^1 .
 - المجموعة (2A) وينتهى تركيبها الإلكتروني بـ : ns^2 .

(٢) الفئة (p)

- ١- تشغل المنطقة اليمنى من الجدول الدوري .
- ٢- تحتوى على العناصر التي تقع إلكتروناتها الخارجية في المستوى الفرعي (p) .
- ٣- توزع عناصرها في ستة مجموعات لأن المستوى الفرعي (p) يتسع لـ ٦ إلكترونات وهى :
 - المجموعة (III-A) وتركيبها الخارجى (np^1) ، المجموعة (IV-A) وتركيبها الخارجى (np^2)
 - المجموعة (V-A) وتركيبها الخارجى (np^3) ، المجموعة (VI-A) وتركيبها الخارجى (np^4)
 - المجموعة (VII-A) وتركيبها الخارجى (np^5) ، المجموعة (0) وتركيبها الخارجى (np^6) .

سبحان الله وحمده سبحان الله العظيم





(3) الفئة (d)

- 1- تشغل المنطقة الوسطى من الجدول الدورى .
- 2- تحتوى على العناصر التى تقع إلكتروناتها الخارجية فى المستوى الفرعى (d) .
توزع عناصرها فى 10 صفوف رأسية [(7 تخص مجموعات B) + (3 تخص المجموعة الثامنة 8]
لأن المستوى الفرعى (d) يتسع لـ 10 إلكترونات .
- 3- توزع عناصرها فى ثلاثة دورات أفقية .

توزع عناصر الفئة (d) فى الجدول الدورى الحديث فى ثلاث سلاسل أفقية هى :

- (a) السلسلة الانتقالية الأولى : تقع فى الدورة **الرابعة** - يتتابع فيها امتلاء المستوى الفرعى **3d** - تشمل العناصر من **Sc** السكندنيوم حتى **Zn** الخارصين .
- (b) السلسلة الانتقالية الثانية : تقع فى الدورة **الخامسة** - يتتابع فيها امتلاء المستوى الفرعى **4d** - تشمل العناصر من **Y** اليوتيريوم حتى **Cd** الكاديوم .
- (c) السلسلة الانتقالية الثالثة : تقع فى الدورة **السادسة** - يتتابع فيها امتلاء المستوى الفرعى **5d** - تشمل العناصر من **La** اللانثانيوم حتى **Hg** الزئبق .



(4) الفئة (f)

- تُفصل أسفل الجدول الدورى حتى لا يكون طويل .
- تحتوى على العناصر التى تقع إلكتروناتها الخارجية فى المستوى الفرعى (f) .
- تتكون من سلسلتين هما اللانثانيدات و الأكتينيدات و تستوعب كل سلسلة 14 عنصر لأن المستوى الفرعى (f) يتسع لـ 14 إلكترونات .
- س: قارن بين سلسلة اللانثانيدات و سلسلة الأكتينيدات .

اللانثانيدات	الأكتينيدات
- تقع فى الدورة السادسة .	- تقع فى الدورة السابعة .
- تُسمى الأكاسيد الأرضية النادرة .	- تُسمى العناصر المشعة .
- يتتابع فيها امتلاء المستوى الفرعى 4f .	- يتتابع فيها امتلاء المستوى الفرعى 5f .

علك : نسمى الأكتينيدات بالعناصر المشعة .

ج : لأن أنويتها غير مستقرة .

علك : كانت نسمى عناصر اللانثانيدات بالأكاسيد الأرضية النادرة .

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

علك : تُفصل العناصر الانتقالية الداخلية أسفل الجدول .

ج : حتى لا يكون الجدول طويل جداً .





أنواع العناصر في الجدول الدوري الحديث

يضم الجدول الدوري الحديث **أربعة أنواع** من العناصر هي :

(١) العناصر النبيلة

- ① هي عناصر المجموعة **الصفيرية** (18) أو **الصف الرأسي الأخير** من الفئة (p) .
- ② **ينتهي** تركيبها الإلكتروني بـ : np^6 **معدا** الهيليوم $2He$ تركيبه $1s^2$.
- ③ تتميز بامتلاء **جميع** مستويات الطاقة بالإلكترونات لذا فهي **مستقرة** .

(٢) العناصر المثلثة

- ① هي عناصر الفئتين (s) ، (p) **ما عدا** المجموعة **الصفيرية** (العناصر **الخاملة**) .
- ② تتميز بامتلاء **جميع** مستويات الطاقة **ما عدا** مستوى الطاقة **الرئيسي الأخير** .
- ③ **تميل** للوصول للتركيب الإلكتروني : ns^2, np^6 لمستوياتها الخارجية **بفقد** أو **إكتساب** أو **مشاركة** الإلكترونات .

(٣) العناصر الإنتقالية الرئيسية

- ① هي عناصر الفئة **d** .
- ② تتميز بامتلاء **جميع** مستويات الطاقة **ما عدا** المستويين الأخيرين .

(٤) العناصر الإنتقالية الداخلية

- ① هي عناصر الفئة **f** .
- ② تتميز بامتلاء **جميع** مستويات الطاقة **ما عدا** الثلاثة مستويات الأخيرة .

كيفية تحدد موقع أي عنصر في الجدول الدوري الحديث

- لتحديد **رقم الدورة** : أكبر عدد كم رئيسي (n) في التركيب الإلكتروني للعنصر (**أعلى** رقم أمام المستوى s) .
- لتحديد **رقم المجموعة** : يُحدد رقم المجموعة **نوع العنصر** كالتالي :

نوع العنصر	الفئة	رقم المجموعة
خامل (نبيل)	p	0 أو 18
ممثل	s	عدد إلكترونات المستوى الفرعي (s) يليه حرف A
	p	مجموع أعداد إلكترونات المستويين الفرعيين (p , s) الأخيرين يليه حرف A
إنتقالي رئيسي	d	مجموع أعداد إلكترونات المستويين الفرعيين [ns , (n - 1) d] فإذا كان : ١- المجموع من 3 إلى 7 : يضاف حرف B إلى المجموع . ٢- المجموع 8 أو 9 أو 10 : تسمى المجموعة الثامنة . ٣- المجموع (11) : (1B) يضاف حرف B إلى عدد إلكترونات المستوى s . ٤- المجموع (12) : (2B) يضاف حرف B إلى عدد إلكترونات المستوى s .





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

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

ملاحظات هامة (معلومات إضافية)

عناصر الدورة :

- 1- عناصر **مختلفة** الخواص مرتبة تصاعدياً حسب الزيادة في أعدادها الذرية من اليسار الى اليمين .
- 2- لها **نفس** عدد مستويات الطاقة (عدد الكم الرئيسي) و **تختلف** في عدد إلكترونات مستوى الطاقة الأخير .



- 3- **يزيد** كل عنصر عن الذي يسبقه بمقدار واحد **إلكترون** .
- 4- **تبدأ** كل دورة بعنصر من الفئة s و **تنتهي** بغاز **خامل** .

عناصر المجموعة :

- 1- عناصر **متشابهة** الخواص مرتبة تصاعدياً حسب الزيادة في أعدادها الذرية من أعلى إلى أسفل .
- 2- لها **نفس** عدد الإلكترونات في مستوى الطاقة الأخير و **تختلف** في عدد الكم الرئيسي .
- 3- **يزيد** كل عنصر عن الذي يسبقه بمقدار **مستوى طاقة** مكتمل .

علك : عناصر المجموعة الواحدة متشابهة في الخواص .

ج : لأنها تحتوي على نفس عدد الإلكترونات في مستوى الطاقة الأخير .

س علك : الدورة الأولى تضم عنصرين بينما الدورة الثانية تضم 8 عناصر .

ج : لأن الدورة الأولى يتتابع فيها ملء المستوى الفرعي s فقط بينما الدورة الثانية يتتابع ملء المستويين s , p .

علك : العناصر النبيلة مستقرة تماماً و تكون مركبات بصعوبة بالغة .

علك : لا ندخل العناصر النبيلة في أي تفاعل كيميائي في الظروف العادية .

ج : لإمتلاء جميع مستويات الطاقة فيها بالإلكترونات .

س : عنصر ينتهي توزيعه الإلكتروني ب : $3d^5, 4s^2 [18Ar]$ أكتب التركيب الإلكتروني :

- ① للعنصر الذي يليه في نفس الدورة .
- ② للعنصر الذي يليه في نفس المجموعة .

ج : _____

.....

كل حزن سيذهب كل مسرور سيجري لا يترك الله كلنا يرفق تحت رحمة ربه دائماً دون ملل اللهم اشرح صدورنا و يسر أمورنا .





تدرج خاصية نصف القطر في الجدول الدوري

✗ أولاً : في الدورات الأفقية :

يقبل نصف القطر كلما اتجهنا **يميناً** في الدورات الأفقية **بزيادة العدد الذري** لأنه **بزيادة العدد الذري** تزداد شحنة النواة الفعالة تدريجياً فتزداد قوة جذب النواة للإلكترونات التكافؤ فيقلص نصف قطر الذرة .

✗ ثانياً : في المجموعات الرأسية :

يزداد نصف قطر الذرة كلما اتجهنا **أسفل** في المجموعات الرأسية **بزيادة العدد الذري** لأنه **بزيادة العدد الذري** يزداد : التنافر بين الإلكترونات و بعضها - عدد مستويات الطاقة - مستويات الطاقة الممتلئة تحجب تأثير جذب النواة على الإلكترونات .

ومما سبق نستنتج أن :

- أكبر ذرات العناصر الممثلة **حجماً** في الدورة الواحدة هي ذرات عناصر المجموعة 1A (الألقاء) .
- أقل ذرات العناصر الممثلة **حجماً** في الدورة الواحدة هي ذرات عناصر المجموعة 7A (الهالوجينات)

العلاقة بين نصف قطر الذرة و نصف قطر أيونها

الفلزات :



١- نصف قطر الأيون الموجب **أقل** منه نصف قطر ذرته .

السبب : زيادة شحنة النواة الفعالة في حالة الأيون فتزداد قوة جذب النواة للإلكترونات .

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

ج : لأن زيادة عدد البروتونات عن عدد الإلكترونات في حالة الأيون يؤدي إلى زيادة شحنة النواة الفعالة فتزداد قوة جذب النواة للإلكترونات فيقل نصف قطر الأيون .

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

السبب : زيادة عدد البروتونات عن عدد الإلكترونات .

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

ج : لأنه كلما زادت شحنة الأيون الموجب يزداد عدد البروتونات عن عدد الإلكترونات فيقل نصف قطره .

اللافلزات :

١- نصف قطر الأيون السالب **أكبر** منه نصف قطر ذرته .

السبب : زيادة التنافر بين الإلكترونات وبعضها نتيجة زيادة عدد الإلكترونات .

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

ج : لزيادة عدد الإلكترونات عن عدد البروتونات فيزداد التنافر بين الإلكترونات وبعضها فيزيد نصف القطر .

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

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

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

ج : لأنه كلما زادت شحنة الأيون السالب يزداد عدد الإلكترونات فيزداد التنافر بينها فيزيد نصف القطر .





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 تُثار و تنتقل لمستويات طاقة أعلى و لكن إذا كانت كمية الطاقة **كبيرة** (طاقة تأين) فإنها **تطرد** أضعف الإلكترونات ارتباطاً بالذرة و تصبح الذرة أيون موجب .



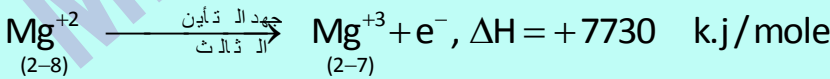
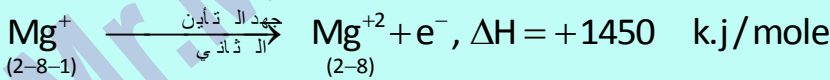
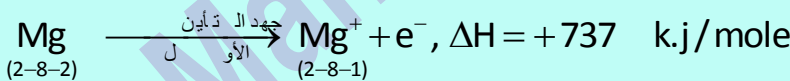
س : قارن بين طاقة الإثارة و طاقة التأين .

❖ يُعبر عن قيمة ΔH لجهد التأين بإشارة **موجبة** لأن **جهد** التأين تغير ماص للحرارة .

❖ حيث أنه يمكن إزالة إلكترون أو إثنين أو أكثر من ذرة العنصر الواحد لذا يكون هناك جهد تأين أول و ثان و ثالث ... إلخ .

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

مثال : عنصر الماغنسيوم ($_{12}Mg$) له أكثد منه جهد تأين :



علل : يزداد جهد التأين الثاني للماغنسيوم عن جهد التأين الأول له .

ج : بسبب زيادة شحنة النواة الفعالة .

علل : جهد التأين الثالث للماغنسيوم يزداد زيادة كبيرة جداً .

ج : لأنه يتسبب في كسر مستوى طاقة مكتمل .

اللَّهُمَّ ارزقنا طيب أطعبه و حلاوة لقاء الأحبه و صفاء النفس و تجنب الزلل و بلوغ الأمل و حسن الخاتمة و صلاح العمل و اجتمعنا سوياً تحت طه عرشه يوم لا ظل إلا ظله .





تدرج خاصية جهد التأين في الجدول الدوري

- ❖ جهد التأين يتناسب عكسياً مع نصف القطر الذري و مع قابلية فقد الإلكترونات .
- ❖ 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 جذب النواة للإلكترونات التكافؤ فتزداد الطاقة اللازمة لفصل الإلكترونات عن النواة .

- ❖ ثانياً : في المجموعات الرأسية :

- تقل قيمة جهد التأين رأسياً في المجموعة الواحدة بزيادة العدد الذري لزيادة نصف قطر الذرة فتقل قوة جذب النواة للإلكترونات التكافؤ فتقل الطاقة اللازمة لفصلها عن النواة .
- ❖ عناصر المجموعة 7A أعلى العناصر الممثلة جهد تأين في الدورة الواحدة .
- ❖ عناصر المجموعة 1A أقل العناصر الممثلة جهد تأين في الدورة الواحدة .

ملاحظات هامة جدا

تزداد قيمة جهد التأين لبعض عناصر الدورة الواحدة في إحدى الحالات التالية :

- ① عندما يكون المستوى الفرعي الأخير مكتمل كما في عناصر : البريليوم Be_4 و توزيعه هو $[2He] 2s^2$ و الماغنسيوم Mg_{12} و توزيعه هو $[10Ne] 3s^2$ و النيون Ne_{10} و توزيعه هو $[2He] 2s^2, 2p^6$.
- ② عندما يكون المستوى الفرعي الأخير نصف مكتمل كما في عناصر : النيتروجين N_7 و توزيعه الإلكتروني هو $[2He] 2s^2, 2p^3$ و الفوسفور P_{15} و توزيعه الإلكتروني هو $[10Ne] 3s^2, 3p^3$.

علك : جهد تأين النيتروجين N_7 أكبر من جهد تأين الكربون O_8 رغم أن الأكسجين يلي النيتروجين في نفس الدورة .
ج : لأن التوزيع الإلكتروني لعنصر الأكسجين : $1s^2, 2s^2, 2p^4$ و عنصر النيتروجين $1s^2, 2s^2, 2p^3$ فالذرة تكون أكثر استقراراً عندما يكون المستوى الفرعي الأخير نصف مكتمل كما في حالة النيتروجين .

علك : جهد تأين الماغنسيوم Mg_{12} أكبر من جهد تأين الألومنيوم Al_{13} رغم أن الألومنيوم يلي الماغنسيوم في نفس الدورة .

ج : لأن التوزيع الإلكتروني لعنصر الماغنسيوم : $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2$ و عنصر الألومنيوم $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^1$ فالذرة تكون أكثر استقراراً عندما يكون المستوى الفرعي الأخير مكتمل كما في حالة الماغنسيوم .



علك : جهد التأين الأول للغازات النبيلة في المجموعة الصفرية مرتفع جداً .
ج : لإستقرار نظامها الإلكتروني حيث يصعب فصل إلكترون من مستوى طاقة مكتمل .

الضيف هو إشارة واثقة من الله للإنسان بأن وقت الدعاء قد حان ... (لا تحزن إن الله معنا) عبارة دافئة جداً اللهم لا تجعلنا بحاجة لعريك و أنت اقرب إلينا من حبل الوريد

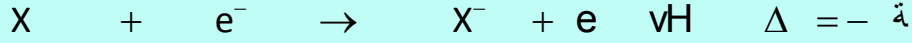




ثالثاً : القابلية الإلكترونية (الميل الإلكتروني)

هنا مقدار الطاقة المنطلقة عندما تكتسب الذرة المفردة الغازية إلكترونًا .

❖ عندما تكتسب الذرة المفردة و هي في الحالة الغازية إلكترون يكون ذلك مصحوب بانطلاق طاقة تسمى الميل الإلكتروني (القابلية الإلكترونية) :



❖ يُعبر عن قيمة ΔH للميل الإلكتروني بإشارة سالبة لأن الميل الإلكتروني تغير طارد للحرارة .

تدرج خاصية الميل الإلكتروني في الجدول الدوري

❖ الميل الإلكتروني يتناسب عكسياً مع نصف القطر الذري .

❖ أولاً : في الدورات الأفقية :

يزداد الميل الإلكتروني في الدورة الواحدة بزيادة العدد الذري لصغر نصف القطر فيسهل على النواة جذب الإلكترون الجديد .

❖ ثانياً : في المجموعات الرأسية :

يقل الميل الإلكتروني في المجموعة الواحدة بزيادة العدد الذري لزيادة نصف القطر فيصعب على النواة جذب للإلكترون الجديد .



❖ عناصر المجموعة 1A أقل العناصر الممثلة ميل إلكتروني في الدورة الواحدة .

❖ عناصر المجموعة 7A أعلى العناصر الممثلة ميل إلكتروني في الدورة الواحدة .

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

علل : اطلب الإلكترون للفلور أقل من اطلب الإلكترون للكلور رغم أن حجم ذرة الفلور أصغر .

ج : لصغر حجم ذرة الفلور عن ذرة الكلور فينتأثر الإلكترون الجديد بقوة تنافر قوية مع الإلكترونات التسعة الموجودة أصلاً حول نواة ذرة الفلور .

ملاحظات هامة جداً

نقل قيمة اطلب الإلكترون لبعض عناصر الدورة الواحدة في إحدى الحالات التالية :

① عندما يكون المستوى الفرعي الأخير مكتمل كما في عناصر : البريليوم Be_4 و توزيعه هو $[2He] 2s^2$ و الماغنسيوم Mg_{12} و توزيعه هو $[10Ne] 3s^2$ و النيون Ne_{10} و توزيعه هو $[2He] 2s^2, 2p^6$.

② عندما يكون المستوى الفرعي الأخير نصف مكتمل كما في عناصر : النيتروجين N_7 و توزيعه الإلكتروني هو $[2He] 2s^2, 2p^3$ و الفوسفور P_{15} و توزيعه الإلكتروني هو $[10Ne] 3s^2, 3p^3$.

علل : عدم الانظام في اطلب الإلكترون لك من البريليوم Be_4 و النيتروجين N_7 و النيون Ne_{10} .

ج : في حالة البريليوم توزيعه الإلكتروني $1s^2, 2s^2$ يكون المستوى الفرعي الأخير 2s ممتلئ و في حالة النيتروجين

توزيعه الإلكتروني $1s^2, 2s^2, 2p^3$ يكون المستوى الفرعي الأخير 2p نصف ممتلئ و في حالة النيون توزيعه

الإلكتروني $1s^2, 2s^2, 2p^6$ نجد أن جميع المستويات الفرعية ممتلئة فتكون الذرة في الحالات الثلاث السابقة مستقرة





رابعاً : السالبية الكهربية



هذه قدرة الذرة على جذب إلكترونات الرابطة الكيميائية .

- ❖ الفرق في السالبية الكهربية يلعب دور في تحديد نوع الرابطة بين الذرات .
- ❖ فلزات المجموعة 1A (الأتلاء) أقل العناصر الممثلة سالبية كهربية في الدورة الواحدة .
- ❖ السيزيوم يعتبر أقل العناصر سالبية كهربية " علل " لأنه يقع أسفل يسار الجدول و السالبية الكهربية تزيد في الدورات و تقل في المجموعات .
- ❖ لافزات المجموعة 7A (الهالوجينات) أعلى العناصر الممثلة سالبية كهربية في الدورة الواحدة .
- ❖ الفلور يعتبر أعلى العناصر سالبية كهربية " علل " لأنه يقع أعلى يمين الجدول و السالبية الكهربية تزيد في الدورات و تقل في المجموعات .

السالبية الكهربية	الميل الإلكتروني
قدرة الذرة على جذب إلكترونات الرابطة الكيميائية .	مقدار الطاقة المنطلقة عندما تكتسب الذرة المفردة الغازية إلكترونات .
تُعبّر عن الذرة المرتبطة	تُعبّر عن الذرة المفردة

تدرج خاصية السالبية الكهربية في الجدول الدوري

- ❖ السالبية الكهربية تتناسب عكسياً مع نصف القطر الذري .
- ❖ أولاً : في الدورات الأفقية :
تزداد السالبية الكهربية في الدورة الواحدة بزيادة العدد الذري لصغر نصف القطر فيسهل على الذرة جذب إلكترونات الرابطة الكيميائية نحوها .
- ❖ ثانياً : في المجموعات الرأسية :
تقل السالبية الكهربية في المجموعة الواحدة بزيادة العدد الذري لكبر نصف القطر فيصعب على الذرة جذب إلكترونات الرابطة الكيميائية نحوها .

جاء القرآن يوم القيامة كالرجل الشاحب يقول لصاحبه : هل تعرفني ؟ أنا الذي كنت أسهر ليلك و أظمن هواجرك و إن كنت ناجر من وراء حجارتك و أنا لك اليوم من وراء كل ناجر فيعطى أهلك بيمينه و الكلد بشماله و يوضع على رأسه ناع الوفاة و يكسى بالدماء حلتين لا تقوم لهم الدنيا و ما فيها فيقولان : يا رب انى لنا هذا ؟ فيقال : بتعليم ولدكما القرآن و إن صاحب القرآن يقال له يوم القيامة : اقرأ و انطق في الدرجات و ربك كما كنت تربك في الدنيا فإن منزلتك عند آخر آية منك .





خامسا : الخاصية الفلزية و اللافلزية



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

اللافلزات	الفلزات
عناصر يمتلئ غلاف تكافؤها بأكثر من نصف سعتها .	عناصر يمتلئ غلاف تكافؤها بأقل من نصف سعتها .
تتميز بصغر أنصاف أقطارها و بالتالى كبر جهد تأينها و ميلها للإلكترونى و سالبيتها الكهربائية .	تتميز بكبر أنصاف أقطارها و بالتالى صغر جهد تأينها و ميلها للإلكترونى و سالبيتها الكهربائية .
عناصرها كهروسالبة (علل) لأنها تكتسب إلكترونات لتكمل غلاف تكافؤها و تصبح أيونات سالبة لتصل إلى التركيب الإلكتروني للغاز الخامل الذى يليها فى الجدول الدورى .	عناصرها كهروموجبة (علل) لأنها تفقد إلكترونات غلاف تكافؤها و تصبح أيونات موجبة لها نفس التركيب الإلكتروني للغاز الخامل الذى يسبقها فى الجدول الدورى .
رديئة التوصيل للكهرباء (علل) لصعوبة انتقال إلكترونات تكافؤها من مكان لآخر داخلها لشدة ارتباط إلكترونات تكافؤها بالنواة .	جيدة التوصيل للكهرباء (علل) لسهولة انتقال إلكترونات تكافؤها من مكان لآخر داخل الفلز .
أقوى اللافلزات هو عنصر الفلور .	أقوى الفلزات هو عنصر السيزيوم .



أشباه الفلزات

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

أمثلة أشباه الفلزات :

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

المنار فى الكيمياء للثانوية العام
Mr.Mahmoud Ragab






تدرج الخاصية الفلزية و اللافلزية في الجدول الدوري

❖ أولاً : في الدورات الأفقية :

تقل الصفة الفلزية من اليسار إلى اليمين بزيادة العدد الذري بسبب نقص نصف القطر حتى تظهر أشباه الفلزات ثم تزداد الصفة اللافلزية و تنتهي الدورة بغاز خامل .

نلاحظ أنه في أي دورة : أقوى الفلزات يوجد في المجموعة 1A (الألقاء) و أقوى اللافلزات يوجد في المجموعة 7A (الهالوجينات) .

❖ ثانياً : في المجموعات الرأسية :

كلما اتجهنا لأسفل في المجموعة بزيادة العدد الذري تزداد الخاصية الفلزية و تقل الخاصية اللافلزية .
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 .

علل : يعتبر عنصر السيزيوم Cs أنشط الفلزات بينما عنصر الفلور أنشط اللافلزات .

ج : لأن السيزيوم يقع أسفل يسار الجدول و الصفة الفلزية تزداد في المجموعة الواحدة بزيادة العدد الذري بينما الفلور يقع أعلى يمين الجدول و الصفة اللافلزية تزداد في الدورة الواحدة بزيادة العدد الذري .

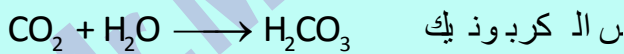
سادساً : الخاصية الحامضية و القاعدية

عندما يتحد عنصر مع الأكسجين يتكون أكسيد العنصر و تنقسم أكاسيد العناصر إلى 3 أنواع هي :

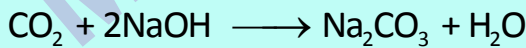
① أكاسيد حامضية . ② أكاسيد قاعدية . ③ أكاسيد مترددة .

أولاً : الأكاسيد الحامضية : هي أكاسيد لافلزية تذوب في الماء و تعطى أحماض .

✓ عند ذوبان أكاسيد اللافلزات في الماء تعطى أحماضاً أوكسجينية لذا تُسمى بالأكاسيد الحامضية :

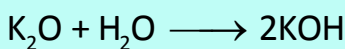
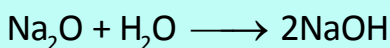


✓ تتفاعل الأكاسيد الحامضية مع القلويات لتعطى ملح و ماء :

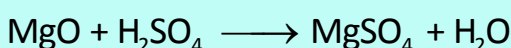
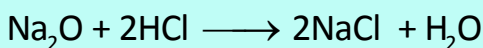


ثانياً : الأكاسيد القاعدية : هي أكاسيد فلزية بعضها يذوب في الماء و تعطى قلويات .

✓ بعض أكاسيد الفلزات تذوب في الماء لتعطى قلويات لذا تُعرف بـ الأكاسيد القلوية :



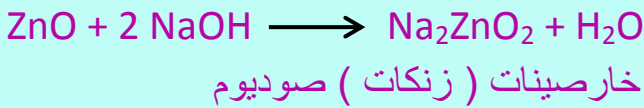
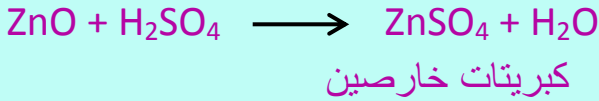
✓ تتفاعل الأكاسيد القاعدية مع الأحماض لتعطى ملح و ماء :





ثالثاً : الأكاسيد المترددة : أكاسيد تتفاعل مع الأحماض كأنها أكاسيد قاعدية و تتفاعل مع القلويات كأنها أكاسيد حامضية و تكون فى الحالتين ملح و ماء .

أمثلة للأكاسيد المترددة : أكسيد الألومنيوم Al_2O_3 – أكسيد الأنثيمون Sb_2O_3 – أكسيد الخارصين ZnO – أكسيد القصدير SnO .



تدرج الخواص الحامضية و القاعدية في الجدول الدوري

❖ **أولاً : في الدورات الأفقية :**

تقل الصفة القاعدية للأكسيد و تزداد الصفة الحامضية بزيادة العدد الذرى .

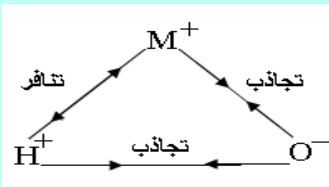
❖ **ثانياً : في المجموعات الرأسية :**

في المجموعات التي تبدأ بفلز تزداد الصفة القاعدية بزيادة العدد الذرى مثل المجموعة 1A (الأتلاء) و في المجموعات التي تبدأ بعنصر لافلز تزداد الصفة الحامضية بزيادة العدد الذرى مثل المجموعة 7A .

علل : تزداد الصفة الحامضية للمركبات الهيدروجينية لعناصر المجموعة السابعة 7A بزيادة العدد الذرى .

ج : لزيادة نصف قطر ذرة العنصر فيقل جذبها لذرة الهيدروجين فيسهل فصل أيون الهيدروجين عنها .

الخاصية الحامضية و القاعدية للمركبات الهيدروكسيلية



تعتبر الأحماض الأكسجينية (الأحماض التي تحتوى على أكسجين) و القواعد مركبات هيدروكسيلية تُستخدم الصيغة MOH للتعبير عنها حيث " M " تمثل ذرة العنصر و تتأين المركبات الهيدروكسيلية MOH بإحدى الطرق التالية :

تتأين ك قاعدة	تتأين ك حمض
تتأين كقاعدة و تعطى أيونات هيدروكسيد : $MOH \longrightarrow M^+ + OH^-$ عندما تكون قوة الجذب بين (H^+, O^-) أكبر من قوة الجذب بين (M^+, O^-)	تتأين كحمض و تعطى أيونات هيدروجين : $MOH \longrightarrow MO^- + H^+$ عندما تكون قوة الجذب بين (M^+, O^-) أكبر من قوة الجذب بين (H^+, O^-)

ملحوظة هامة جدا :

تعتمد قوة الجذب بين (M^+, O^-) و (H^+, O^-) على حجم الذرة M و مقدار الشحنة على الذرة M





علك : نثاين المركبآت الهيدروكسيلية لعناصر الإفلزآت مثل الفوسفر كأحماض .

ج : لصفر نصف قطر ذرة الالفلز و كبر شحنته فتكون قوة الجذب بين (M^+ , O^-) أكبر من قوة الجذب بين (H^+ , O^-) فعند تأينها يتكون أيون الهيدروجين H^+ .

علك : نثاين المركبآت الهيدروكسيلية لعناصر الفلزآت مثل الصوديوم كقواء .

ج : لكبر نصف قطر ذرة الفلز و صغر شحنته فتكون قوة الجذب بين (H^+ , O^-) أكبر من قوة الجذب بين (M^+ , O^-) فعند تأينها يتكون أيون الهيدروكسيد OH^- .

ملحوظة هامة جدا :

إذا تساوت قوة الجذب بين (M^+ , O^-) مع قوة الجذب بين (H^+ , O^-) فإن المادة تتأين كحمض فى الوسط القلوى و كقلوى فى الوسط الحمضى (مادة مترددة) مثل هيدروكسيد الألومنيوم $Al(OH)_3$.

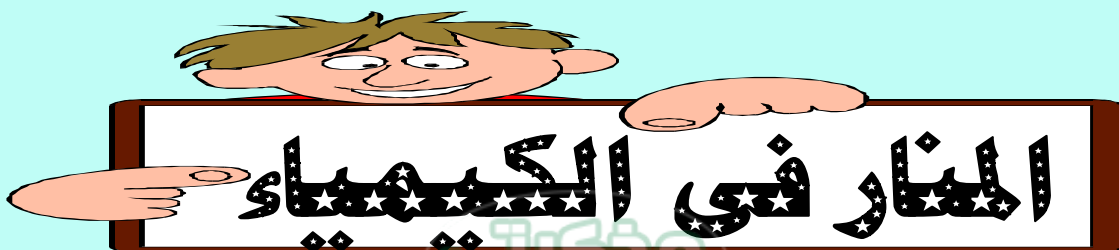
الأحماض الأكسجينية

يمكن التعبير عن الأحماض الأكسجينية بالصيغة العامة $MO_n(OH)_m$ حيث M هى ذرة العنصر ، n هى عدد ذرات الأكسجين غير المرتبطة بالهيدروجين ، m هى عدد ذرات الأكسجين المرتبطة بالهيدروجين و تعتمد قوة الأحماض الأكسجينية على عدد ذرات الأكسجين غير المرتبطة بذرات الهيدروجين 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 هيدروجينه O_n	صيغة الحمض تبعاً للقاعدة $MO_n(OH)_m$	أسم الحمض و صيغته
ضعيف	صفر	$Si(OH)_4$	حمض الأرتوسيليكونيك H_4SiO_4
متوسط	1	$PO(OH)_3$	حمض الأرتوفوسفوريك H_3PO_4
قوى	2	$SO_2(OH)_2$	حمض الكبريتيك H_2SO_4
أقوى الأحماض	3	$ClO_3(OH)$	حمض البيروكلوريك $HClO_4$

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

ج : لأن حمض البيروكلوريك $ClO_3(OH)$ يحتوى على 3 ذرات أكسجين غير مرتبط بالهيدروجين بينما حمض الأرتوفوسفوريك $PO(OH)_3$ يحتوى على ذرة أكسجين واحدة غير مرتبط بالهيدروجين و كلما زاد عدد ذرات الأكسجين الغير مرتبطة بالهيدروجين كلما زادت قوة الحمض الأكسجيني .





سابعا : أعداد التأكسد

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

مثال : الأكسجين ثنائي التكافؤ لأن ذرة منه تتحد مع ذرتين من الهيدروجين كما في الماء (H₂O) .

عدد التأكسد : عدد يمثل الشحنة الكهربائية (الموجبة أو السالبة) التي تبدو على الأيون أو الذرة في 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 الكيميائي من أكسدة أو اختزال .

الأكسدة : عملية **فقد** إلكترونات ينتج عنها **زيادة** في الشحنة الموجبة .

الاختزال : عملية **اكتساب** إلكترونات ينتج عنها **نقص** في الشحنة الموجبة .



قواعد أساسية لحساب أعداد التأكسد

١- عدد تأكسد عناصر الأقطاب 1A [Li , Na , K , Rb , Cs] في مركباتها = +1

٢- عدد تأكسد عناصر الهالوجينات 7A [F , Cl , Br , I] في مركباتها = -1

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

٤- عدد تأكسد ذرة أي عنصر في الجزئ متمثل الذرات [Cl₂ , N₂ , O₃ , P₄ , S₈] = صفر

جزئ العنصر الذي يتكون من ذرتين أو أكثر مثل P₄ ، O₃ ، S₈ ، N₂ يكون عدد تأكسد العنصر مساو **صفر** لأن

الإزاحة الإلكترونية بين الذرات متساوية لأن الذرات **متساوية** في السالبية الكهربائية .

٥- عدد تأكسد عناصر المجموعة الثانية 2A [Mg , Ca , Ba ,] في مركباتها = +2

٧- عدد تأكسد عناصر المجموعة الثالثة 3A مثل الألمونيوم [Al] في مركباتها = +3

٨- عدد تأكسد **الأكسجين** في **معظم** مركباته = (-2) ما عدا :

(أ) الأكاسيد الفوقية H₂O₂ , Na₂O₂ , K₂O₂ = -1

(ب) سوبر أكسيد البوتاسيوم KO₂ = -1/2

(ج) فلوريد الأكسجين OF₂ = +2

٩- عدد تأكسد الهيدروجين في معظم مركباته +1 .. عدا هيدريدات الفلزات LiH , NaH , CaH₂ = -1

١٠- مجموع أعداد التأكسد العناصر المختلفة في الجزئ المتعادل = صفر

١١- عدد تأكسد **المجموعات الذرية** = الشحنة التي تحملها المجموعة مثل :

الكبريتات SO₄⁻² ، الكربونات CO₃⁻² ، الأمونيوم NH₄⁺ ، النترات NO₃⁻ .

كل حزن يذهب كل مسور سيجر لا يزال الله قلوباً يعرف تحت سمائه ضالماً دون ملجأ اللهم اشرح صدورنا و يسر أمورنا .





أمثلة على حساب أعداد التأكسد

مثال (1) احسب عدد تأكسد الفوسفور في حمض الأرتوفوسفوريك H_3PO_4 .

الحل: H_3PO_4 : $0 = (+1 \times 3) + p + (-2 \times 4) \Leftrightarrow 0 = (+3) + p + (-8) \Leftrightarrow p + 5 = 0$

مثال (2) احسب عدد تأكسد الكبريت في مركب ثيوكبريتات الصوديوم $Na_2S_2O_3$.

الحل: $Na_2S_2O_3$: $0 = (+1 \times 2) + 2S + (-2 \times 3) \Leftrightarrow 0 = (+2) + 2S + (-6) \Leftrightarrow 2S + 2 = 0$

مثال (3) احسب عدد تأكسد الكروم في مركب ثاني كرومات البوتاسيوم $K_2Cr_2O_7$.

الحل: $K_2Cr_2O_7$: $0 = (+1 \times 2) + 2Cr + (-2 \times 7) \Leftrightarrow 0 = (+2) + 2Cr + (-14) \Leftrightarrow 2Cr + 6 = 0$

مثال (4) احسب عدد تأكسد الفوسفور في مجموعة الفوسفات PO_4^{-3} .

الحل: PO_4^{-3} : $-3 = p + (-2 \times 4) \Leftrightarrow -3 = p + (-8) \Leftrightarrow p + 5 = -3$

مثال (5) احسب عدد تأكسد النيتروجين في مركب الهيدرازين N_2H_4 .

الحل: N_2H_4 : $0 = 2N + (+1 \times 4) \Leftrightarrow -4 = 2N \Leftrightarrow -2 = N$

مثال (6) احسب عدد تأكسد الكلور في مركب كلورات الصوديوم $NaClO_3$.

الحل: $NaClO_3$: $0 = (+1) + Cl + (-2 \times 3) \Leftrightarrow 0 = (+1) + Cl + (-6) \Leftrightarrow Cl + 5 = 0$

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 : $[P_2O_5 , PH_4^+ , Na_3PO_4 , P_4]$

اللهم ربنا لك الحمد بما خلقنا و رزقنا و هدانا و علمنا و آفاننا و فرجت عنا ، لك الحمد بالإنان و لك الحمد بالإسلام و لك الحمد بالقرآن و لك الحمد بالأهل و الطال و الطعافاة ، كت عدونا و بسطت رزقنا و أظهرت أمنا و جمعت فرقتنا و أحسنت معافاننا و من لك ما سألناك أحطينا ، فك الحمد على ذلك حمداً كثيراً و لك الحمد بلذ 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 .



بِسْمِ اللَّهِ الرَّحْمَنِ الرَّحِيمِ

Mr. Mahmoud Ragab 0122-5448031

يا قارئى خطى لا تبكى على موتى ... فاليوم أنا معك و غداً أنا في التراب فإن عشت فانى
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 كتبتة ذكرى فياليت ... كل من قرأ كلماتى ... يدعو لى....

دعاء عند التوجه للإمتحان

اللهم إني توكلت عليك و فوضت أمرى إليك و لا ملجأ و لا 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 إني كنت من الضالين يا حى يا قيوم برحمتك استغيث رب إني 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