



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 اسم 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 : مادة نقية بسيطة لا يمكن تحليلها إلا ما هو أبسط منها بالطرق الكيميائية المعروفة .



(4) ذرة دالتون 1803 م

تعتبر نظريته أول نظرية عن تركيب الذرة و من فروضها :

- 1- يتكون العنصر من دقائق صغيرة جداً تسمى الذرات .
- 2- الذرة مصمتة 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

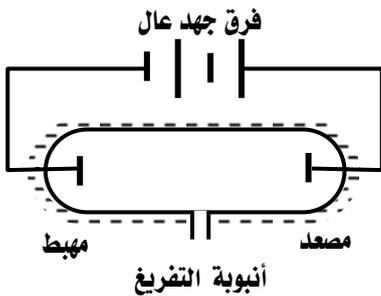
للكهرباء .

✦ 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 .





أهم خواص أشعة المهبط

- 1- تتكون من دقائق مادية صغيرة سالبة الشحنة .
- 2- تسير فى خطوط مستقيمة .
- 3- تتأثر بكلاً من المجال الكهربى و المجال المغناطيسى .
- 4- لها تأثير حرارى .
- 5- 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 مضمور بداخلها عدد من الإلكترونات السالبة يكفى لجعل الذرة متعادلة كهربياً .

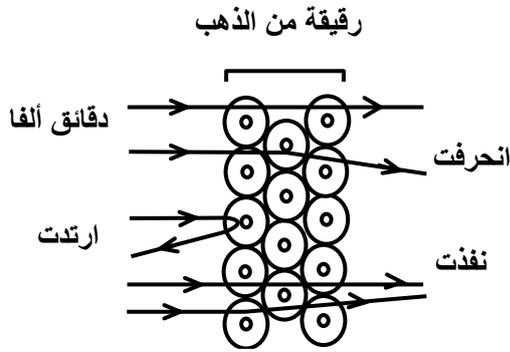
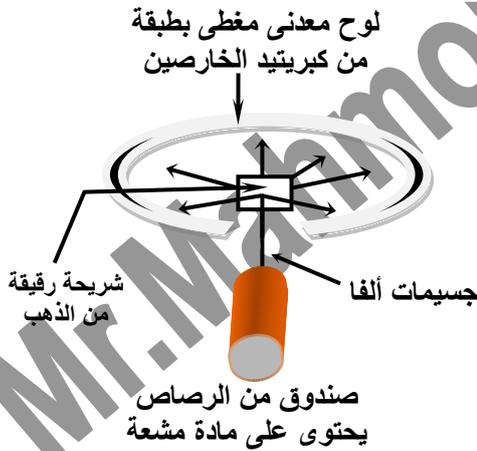
تجربة : رذرفورد



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

الخطوات :

- 1- 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 .
- 2- 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 الأخر من اللوح .

الاستنتاج : يوجد بالذرة جزء كثافته كبيرة و يشغل حيز صغير جداً أطلق عليه النواة .





- المشاهدة :** ظهرت بعض الومضات على جانبي الموضوع الأول (انحرقت) .
- 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 المهبط ؟

6) ذرة رذرفورد 1911 م

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

فروض نموذج ذرة رذرفورد :

- 1- تشبه 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 . (لأن قوى الجذب تتعادل مع قوة أخرى مساوية لها في المقدار و مضادة لها في الإتجاه هي قوى الطرد المركزي) .
- علك :** 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 الإنبعث)

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 الخطى (طيف الإنبعث) و مما هو جدير بالذكر أن علماء الفيزياء في هذا الوقت لم يتمكنوا من تفسير هذه الظاهرة .

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

س علك : يسمى الطيف الخطى بهذا الاسم .

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

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



(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 الاعتبار 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) .

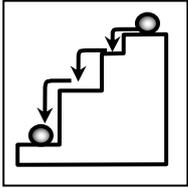




بعض الملاحظات على نموذج ذرة بور

★ 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 = 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 تندرج 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 و بالتالي يكون الفرق في الطاقة بين المستويات غير متساو .

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

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

❖ الكم عدد صحيح و لا يساوي صفر أو كسر و هو لا يجمع .

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

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

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

س : علل : يستحيل 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 أنقذتنا و فرجت عنا ، لك الحمد بالإيمان 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 حمد كثير و لك الحمد بكل نعمة أنعمت بها علينا في قديم و حديث أو سر 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 .



8) 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 (شرودينجر) .

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 (شرودينجر) (1926 م)

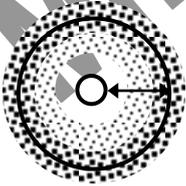
استطاع العالم النمساوى شرودينجر تأسيساً على أفكار كل من بلانك و أينشتين و دى براولى و هايزنبرج من وضع النظرية الميكانيكية الموجية للذرة و من وضع المعادلة الموجية التى يمكن تطبيقها على حركة الإلكترون فى الذرة و التى بحلها يمكن :

- 1- تحديد مستويات الطاقة المسموح بها للإلكترونات داخل الذرة .
 - 2- 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 لشرودينجر ؟ (معلومة إضافية)

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



• أعطى الحل الرياضى للمعادلة الموجية لشرودينجر 4 أعداد سميت بأعداد الكم .

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

- 1- عدد الكم الرئيسى (n) : يصف بُعد الإلكترون عن النواة .
- 2- عدد الكم الثانوى (l) : يصف شكل السحابة الإلكترونية لكل مستوى فرعى .
- 3- عدد الكم المغناطيسى (m_l) : يصف شكل و رقم الأوربيتال الذى يوجد به الإلكترون .
- 4- 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 :
 - 1- رتبة 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 من العلاقة $2n^2$ (ضعف مربع رقم المستوى حيث n هى رقم المستوى الرئيسى) .



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

علك : لا نطبق القاعدة $2n^2$ على مستويات الطاقة الأعلى من المستوى الرابع (N) .

جـ : لأن الذرة تصبح غير مستقرة إذا زاد عدد إلكترونات أى مستوى رئيسى عن 32 إلكترون .

علك : عدد الكم الرئيسى دائماً عدد صحيح .

جـ : 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) .
- 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 . ($4s > 3s > 2s > 1s$)



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



علك : يستحيل تواجد مستوى الطاقة الفرعى 2d فى الذرة .

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

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



المستوى الفرعى	s	p	d	f
قيمة عدد الكم الثانوى	0	1	2	3

المستويات الفرعية فى كل مستوى طاقة رئيسى	قيمة عدد الكم الثانوى (ℓ)	رتبة المستوى الرئيسى (n)
مستوى فرعى واحد هو : s	0	1
مستويين فرعيين هما : s , p	0 1	2
3 مستويات فرعية : s , p , d	0 1 2	3
4 مستويات فرعية : s , p , d , f	0 1 2 3	4

س : ما قيم (ℓ) المحتملة عندما تكون ($n = 4$) ؟

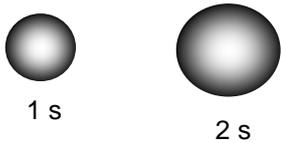
س : ما عدد مستويات الطاقة الفرعية فى ذرة يتواجد آخر إلكترون بها فى المستوى الرئيسى M ؟



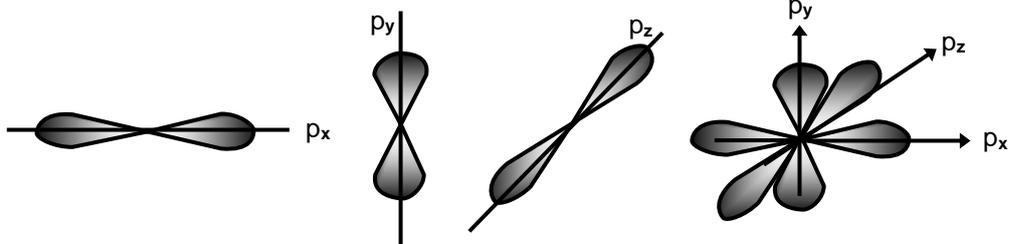
عدد الكم المغناطيسي (m_l)

- عدد يمثل عدد الأوربيتالات في المستويات الفرعية و إتجاهتها الفراغية . (و هو عدد فردي غالباً)
- يُمثل بقيم عددية صحيحة تتراوح بين : ($-\ell, \dots, 0, \dots, +\ell$) .
 - عدد الأوربيتالات في المستوى الفرعي يُحسب من العلاقة : ($2\ell + 1$) .
 - أوربيتالات مستوى الطاقة الفرعي الواحد متساوية في الطاقة و متشابهة في الشكل .
 - لحساب قيم عدد الكم المغناطيسي يتطلب ذلك معرفة عدد الكم الثانوى (ℓ) فمثلاً :
 - ❖ إلكترون يتواجد في المستوى الفرعي s يكون عدد الكم الثانوى (ℓ) له $= 0$ فيكون عدد الكم المغناطيسي (m_l) له $= 0$.
 - ❖ إلكترون يتواجد في المستوى الفرعي p يكون عدد الكم الثانوى (ℓ) له $= 1$ فيكون عدد الكم المغناطيسي (m_l) له أحد الاحتمالات ($-1, 0, +1$) .
 - ❖ إلكترون يتواجد في المستوى الفرعي d يكون عدد الكم الثانوى (ℓ) له $= 2$ فيكون عدد الكم المغناطيسي (m_l) له أحد الاحتمالات ($-2, -1, 0, +1, +2$) .
 - ❖ إلكترون يتواجد في المستوى الفرعي f يكون عدد الكم الثانوى (ℓ) له $= 3$ فيكون عدد الكم المغناطيسي (m_l) له أحد الاحتمالات ($-3, -2, -1, 0, +1, +2, +3$) .

عدد الإلكترونات التي يتشعب بها	الشكل الفراغى	عدد الأوربيتالات	المستويات الفرعية
2	كروى متماثل حول النواة	1	s
6	كل أوربيتال على شكل كمثرتين متقابلتين بالرأس في نقطة تنعدم عندها الكثافة الإلكترونية	3	p (p_x, p_y, p_z)
10	لها أشكال معقدة	5	d
14	لها أشكال معقدة جداً	7	f



شكل أوربيتال المستوى الفرعي s في الفراغ



أشكال أوربيتالات المستوى الفرعي p في الفراغ

س : ما المقصود بالرمز ($3p_x$) .

ج : أى الأوربيتال (p_x) الذى يتبع المستوى الفرعي (p) الذى يتبع المستوى الرئيسي الثالث .



رتبة المستوى الرئيسي (n)	قيم عدد الكم الثانوي (ℓ) [0 : (n - 1)]	مستويات الطاقة الفرعية	قيم عدد الكم المغناطيسي (m_ℓ) (- ℓ , ..., 0, ..., + ℓ)	عدد أوربيتالات المستوى الفرعي ($2\ell + 1$)
1	0	1s	0	1
2	0	2s	0	1
	1	2p	(-1, 0, +1)	3
3	0	3s	0	1
	1	3p	(-1, 0, +1)	3
	2	3d	(-2, -1, 0, +1, +2)	5
4	0	4s	0	1
	1	4p	(-1, 0, +1)	3
	2	4d	(-2, -1, 0, +1, +2)	5
	3	4f	(-3, -2, -1, 0, +1, +2, +3)	7

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

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

ج : لأن المستوى الفرعي P به 3 أوربيتالات و المستوى الفرعي d به 5 أوربيتالات و كل أوربيتال يتشبع بـ $2e^-$ فيتشبع المستوى الفرعي P بستة إلكترونات و المستوى الفرعي d بعشرة إلكترونات .



عدد الكم المغزلي (m_s)

هو عدد يحدد نوع الحركة المغزلية للإلكترون حول محوره .

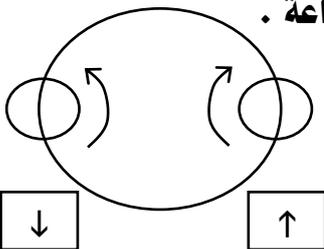
- لكل إلكترون حركتان : حركة حول محوره (حركة مغزلية) - حركة حول النواة (حركة دورانية) .
- عند تواجد $2e^-$ في نفس الأوربيتال يدور كل منهما حول محوره و تأخذ حركة أحدهما اتجاه عقارب الساعة (\uparrow) و قيمة m_s له $+\frac{1}{2}$ و الآخر عكس اتجاه عقارب الساعة (\downarrow) و قيمة m_s له $-\frac{1}{2}$.

علك : بالرغم من أن الكونين الأوربيتال الواحد يحملان نفس الشحنة السالبة لكنهما لا يتنافران .

ج : لأنه نتيجة دوران أحدهما حول محوره داخل الأوربيتال في اتجاه عقارب الساعة ينشأ مجال مغناطيسي يلاشى المجال المغناطيسي الناشئ من دوران الإلكترون الآخر حول محوره في عكس اتجاه عقارب الساعة .

س : غزل الإلكترونات المفردة في اتجاه واحد .

ج : لأن هذا يجعل الذرة أكثر استقرار (أي أقل طاقة) .





العلاقة بين عدد الكم الرئيسي (n) و

عدد الأوربيتالات

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

• مثال :

المستوى الثانى به 4 أوربيتالات هى : ($2s, 2p_x, 2p_y, 2p_z$)

عدد المستويات الفرعية

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

• مثال :

المستوى الأول به مستوى فرعى واحد و المستوى الثانى به مستويين فرعيين .

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

عك : مجموعة المستوى الرئيسى K على أوربيتال واحد بينما مجموعة المستوى الرئيسى L على 4 أوربيتالات .
ج : لأن عدد الأوربيتالات = مربع رتبة المستوى الرئيسى المنتمى له (n^2) و المستوى الرئيسى K رتبته = 1 فيحتوى على أوربيتال واحد هو 1s و المستوى الرئيسى L رتبته = 2 فيحتوى على 4 أوربيتالات هى $2p_x, 2p_y, 2p_z, 2s$
س : حدد فى جدول قيم أعداد الكم الأربعة المحتملة للإلكترونات التى تقع فى المستوى الرئيسى 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 القيم المحتملة لعدد الكم الثانوى للإلكترون الذى يقع فى المستوى الرئيسى K ؟

ج : ∴ المستوى الرئيسى K رتبته (n) له = 4 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

اللهم من اعزك بك فلن يذل ، و من اهذى بك فلن يضل ، و من اسنكر بك فلن يقل ، و من اسنقوى بك فلن يضعف ، و من اسنغنى بك فلن يفقر ، و من اسنصر بك فلن يغلب ، و من نوهل عليك فلن يخيب ، و من جعلك ملاذاً فلن يضيع ، و من اعنصم بك فقد هدى الى صراط مستقيم ، اللهم فكن لنا ولياً و نصيراً ، و كن لنا مُعِيناً و مجيراً ، انك كنت بنا بصيراً





س : حدد قيم أعداد الكم الأربعة رئيسي للإلكترونات التي تقع في المستويات الفرعية الأتية : $4f, 3d, 2p, 1s$

قيم عدد الكم المغزلي (m_s)	قيم عدد الكم المغناطيسي (m_ℓ) $-\ell, \dots, 0, \dots, +\ell$	قيم عدد الكم الثانوي (ℓ) $\ell = 0, \dots, (n - 1)$	قيمة عدد الكم الرئيسي (n)
$-1/2$ أو $+1/2$	0	1	1s
$-1/2$ أو $+1/2$	$-1, 0, +1$	2	2p
$-1/2$ أو $+1/2$	$-2, -1, 0, +1, +2$	3	3d
$-1/2$ أو $+1/2$	$-3, -2, -1, 0, +1, +2, +3$	4	4f



قواعد توزيع الإلكترونات

1- مبدأ البناء التصاعدي :

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

- المستويات الفرعية تعتبر هي المستويات الحقيقية للذرة و التي تختلف عن بعضها إختلاف طفيف في الطاقة .
- يكون الترتيب الحقيقي لطاقة الإلكترونات في الذرة حسب ترتيب المستويات الفرعية الموجودة في المستويات الأساسية و ترتب المستويات الفرعية تصاعدياً كما يلي حسب طاقتها :

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

- يحدد طاقة المستوى الفرعي قيمتي (ℓ, n) .

مثال :

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

علك : يملأ مسنوي الطاقة الفرعي $4s$ بالإلكترونات قبل المسنوي الفرعي $3d$.

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

ملاحظات هامة

✓ إذا انتهى التوزيع الإلكتروني للعنصر بالمستوى الفرعي d و كان يحتوي على (4) أو (9) إلكترون فلا بد من إنتقال إلكترون من المستوى الفرعي $4s$ إلى المستوى الفرعي $3d$ ليصبح المستوى الفرعي d مكتمل أو نصف مكتمل مما يجعل الذرة أكثر استقراراً .

✓ تصبح الذرة مستقرة عندما تكون أوربيبتالاتها الخارجية في إحدى الحالات الآتية :

- (1) فارغة تماماً .
- (2) نصف ممتلئة .
- (3) تامة الإمتلاء .

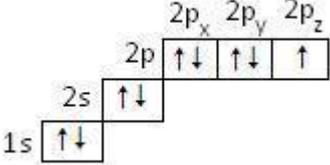
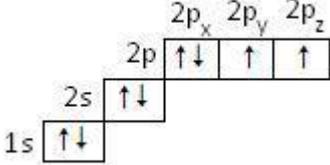
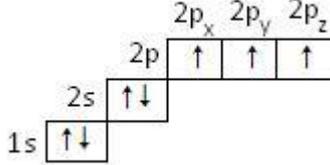


س : الزئبق الإلكتروني للغلاف الخارجي لذرة النحاس (Cu_{29}) في الحالة المستقرة هو $3d^{10}, 4s^1 [18Ar]$ ماذا لا يكون $3d^9, 4s^2 [18Ar]$.

ج : نتيجة انتقال إلكترون من المستوى الفرعي $4s$ إلى المستوى الفرعي $3d$ فيصبح المستوى الفرعي $4s$ نصف ممتلئ والمستوى الفرعي $3d$ تام الإمتلاء وهذا يجعل الذرة أكثر استقرار .

2 - قاعدة هوند

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

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

- 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 والثالث تم تطبيق الإزدواج .

علك : يُفضل الإلكترون أن يشغل أوربيتال مستقل أولاً قبل أن يزدهج مع إلكترون 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 .

علك : يُفضل الإلكترون أن يزدهج مع إلكترون آخر في أوربيتال واحد في نفس المستوى الفرعي عن 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 الإزدواج أقل من الطاقة اللازمة لنقل الإلكترون إلى مستوى فرعي آخر أعلى منه في الطاقة .

يمكن توزيع الإلكترونات لأقرب غاز حامل كالتالي :

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

الغاز الحامل ثم يُكتب المستوى الفرعي s :

– لو $2s$ أو $3s$ يُكتب بعده p بنفس رتبة s

– لو $4s$ أو $5s$ يُكتب بعده d أقل رتبة ثم p بنفس رتبة s

– لو $6s$ أو $7s$ يُكتب بعده d^1 أقل رتبة ثم f أقل رتبتيين ثم d و ينتهي التوزيع بـ p بنفس رتبة s .



العدد الذري : هو عدد البروتونات الموجبة فى النواة .

ملاحظة : العدد الذري للذرة يساوى العدد الذري للأيون .



3- مبدأ باولى للاستبعاد

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

مثال : إلكتروني المستوى الفرعى $3s^2$:

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

س : بين التوزيع الإلكتروني للذرات التالية تبعاً لمبدأ البناء التصاعدي : [$9F$, $11Na$, $19K$, $20Ca$, $30Zn$]

① $9F : 1s^2, 2s^2, 2p^5$

② $19K : 1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^1$

③ $11Na : 1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^1$

④ $20Ca : 1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^2$

⑤ $30Zn : 1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^2, 3d^{10}$

س : كيف يمكن توزيع ذرة النيروجين $7N$ 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 المضمنة للإلكترون الأخير فى ذرة الفلور F_9 .

ج : لابد من كتابة التوزيع الإلكتروني بقاعدة هوند كالاتى : $9F : 1s^2, 2s^2, 2p_x^2, 2p_y^2, 2p_z^1$ و منه

يتضح أن آخر إلكترون فى الذرة يقع فى $2p_y$ و بذلك يكون :

1- عدد الكم الرئيسى = 2

2- عدد الكم الثانوى = 1 (لأن التوزيع الإلكتروني ينتهى بالمستوى الفرعى p)

3- عدد الكم المغناطيسى = صفر (لأن الإلكترون الأخير موجود فى الأوربيتال P_y)

4- عدد الكم المغزلى = $-\frac{1}{2}$ (لأنه ثانى إلكترون فى الأوربيتال)

س : العدد الذري لعنصر الفلور = 9 أكتب التوزيع الإلكتروني لك من [F^+ , F , F^-] فى الحالة المستقرة و ما هو

التركيب الإلكتروني فى الغلاف الخارجى لك منها .

ج : التوزيع الإلكتروني للأوربيتالات فى 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 فى الغلاف الخارجى (غلاف تكافؤها) :

① $F^+ : 2s^2, 2p^4$

② $F : 2s^2, 2p^5$

③ $F^- : 2s^2, 2p^6$



الجدول الدوري الحديث

- تم ترتيب العناصر فيه ترتيبا تصاعديا حسب :
 - (1) الزيادة فى أعدادها الذرية .
 - (2) طريقة ملء مستويات الطاقة الفرعية بالإلكترونات تبعا لمبدأ البناء التصاعدي بحيث يزيد كل عنصر عن العنصر الذى يسبقه فى نفس الدورة بالإلكترون واحد .

وصف الجدول الدوري الحديث

- 1- يتكون من 18 مجموعة رأسية و 7 دورات أفقية .
- 2- تبدأ كل دورة بامتلاء مستوى طاقة جديد بالإلكترون واحد و يتتابع ملء المستويات الفرعية حتى نصل للغاز الخامل الذى يكتمل فيه ملء جميع مستويات الطاقة بالإلكترونات .
- 3- عناصر الدورة الواحدة تتفق فى نفس عدد الكم الرئيسى (n) .
- 4- عناصر المجموعة الواحدة تتفق فى التركيب الإلكتروني لمستوى الطاقة الأخير و تختلف فى عدد الكم الرئيسى (n) .
- 5- يحتوى الجدول على 118 عنصر موزعة فى دورات الجدول كالتالى :

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

- 6- ينقسم إلى أربع فئات هى : الفئة s – الفئة p – الفئة d – الفئة f .

(1) الفئة (s)

- 1- تشغل المنطقة اليسرى من الجدول الدورى .
- 2- تحتوى على العناصر التى تقع إلكتروناتها الخارجية فى المستوى الفرعى (s) .
- 3- توزع عناصر الفئة (s) فى مجموعتين فقط لأن المستوى الفرعى (s) يتسع لإلكترونين فقط هما :
 - المجموعة (1A) و ينتهى تركيبها الإلكتروني بـ : ns^1 .
 - المجموعة (2A) و ينتهى تركيبها الإلكتروني بـ : ns^2 .

(2) الفئة (p)

- 1- تشغل المنطقة اليمنى من الجدول الدورى .
- 2- تحتوى على العناصر التى تقع إلكتروناتها الخارجية فى المستوى الفرعى (p) .
- 3- توزع عناصرها فى ستة مجموعات لأن المستوى الفرعى (p) يتسع لـ 6 إلكترونات وهى :
 - المجموعة (III-A) و تركيبها الخارجى (np^1) ، المجموعة (IV-A) و تركيبها الخارجى (np^2)
 - المجموعة (VA) و تركيبها الخارجى (np^3) ، المجموعة (VIA) و تركيبها الخارجى (np^4)
 - المجموعة (VII-A) و تركيبها الخارجى (np^5) ، المجموعة (0) و تركيبها الخارجى (np^6) .



(3) الفئة (d)



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

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

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



(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 .
- تسمى الأكاسيد الأرضية النادرة .	- تسمى 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 جدا .



أنواع العناصر في الجدول الدوري الحديث

يضم الجدول الدوري الحديث أربعة أنواع من العناصر هي :



(1) العناصر النبيلة

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

(2) العناصر المثلثة

- 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 اكتساب أو مشاركة الإلكترونات .

(3) العناصر الإنتقالية الرئيسية



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

(4) العناصر الإنتقالية الداخلية

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

كيفية تحديد 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 : يحدد رقم المجموعة نوع العنصر كالتالي :

نوع العنصر	الفئة	رقم المجموعة
خامل (نبيل)	p	0 أو 18
مثلث	s	عدد إلكترونات المستوى الفرعي (s) يليه الحرف A
	p	مجموع أعداد إلكترونات المستويين الفرعيين (p , s) الأخيرين يليه الحرف A
إنتقالي رئيسي	d	مجموع أعداد إلكترونات المستويين الفرعيين [ns , (n - 1) d] فإذا كان : 1- المجموع من 3 إلى 7 : يضاف حرف B إلى المجموع . 2- المجموع 8 أو 9 أو 10 : تسمى المجموعة الثامنة . 3- المجموع (11) : تسمى المجموعة (1B) . 4- المجموع (12) : تسمى المجموعة (2B) .





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	السادسة (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	الثانية (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 من أعلى الى أسفل حسب الزيادة في أعدادها الذرية .
- 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 .

علل : عناصر المجموعة الواحدة متشابهة في الخواص .

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

س علل : 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 .

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

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

ج : لإمتلاء جميع مستويات الطاقة فيها بالإلكترونات .

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

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

سبحان الله و حمده سبحان الله العظيم



تدرج الخواص في الجدول الدوري

أولاً : نصف قطر الذرة (الحجم الذري)

علك : لا يمكن قياس نصف قطر الذرة فيزيائياً .

علك : من الخطأ أن تعرف نصف القطر على أنه المسافة بين مركز النواة و أبعاد الكثرن يدور حولها .

ج : لأن النظرية الموجية أظهرت أنه لا يمكن تحديد موقع الإلكترون حول النواة بالضبط .

و من ذلك فإنه يمكن حساب نصف القطر التساهمي للذرة بمعلومية طول الرابطة التساهمية :

نصف القطر التساهمي : هو نصف المسافة بين مركزي ذرتين متماثلتين في جزئي ثنائي الذرة .

المركبات الأيونية : مثل كلوريد الصوديوم تتواجد على شكل بلورات تتكون من أيونات موجبة (كاتيونات)

و أيونات سالبة (أنيونات) فيمكن قياس المسافة بين مركزي نواتي الأيونين و بالتالي يكون هو طول الرابطة الأيونية .

طول الرابطة التساهمية : هو المسافة بين مركزي نواتي ذرتين متحدين .

طول الرابطة التساهمية = مجموع نصفى قطري ذرتي الجزئ .

طول الرابطة الأيونية : هو المسافة بين مركزي نواتي أيونين متحدين .

طول الرابطة الأيونية = مجموع نصفى قطري أيوني وحدة الصيغة .

ملاحظات هامة جدا :

- يعتمد نصف القطر الأيوني على عدد الإلكترونات المفقودة أو المكتسبة .

- لكل نواة شحنتان : شحنة النواة الفعالة - شحنة النواة الكلية .

شحنة النواة الفعالة : الشحنة الفعالية للنواة التي يتأثر بها إلكترون ما في ذرة ما .

شحنة النواة الكلية : شحنة البروتونات الموجبة الموجودة داخل النواة .

- في جميع الذرات لا تتأثر إلكترونات التكافؤ (إلكترونات الغلاف الخارجى) بشحنة النواة كاملة (

الشحنة الكلية = شحنة بروتونات النواة) حيث تحجب الإلكترونات الداخلية في مستويات الطاقة المكتملة

جزء من شحنة النواة عن إلكترونات التكافؤ (الإلكترونات موضع الدراسة) .

علك : تكون شحنة النواة الفعالة أقل دائماً من شحنة النواة .

ج : لأن الإلكترونات الداخلية في مستويات الطاقة المكتملة تحجب جزء من شحنة النواة عن إلكترونات التكافؤ

(الإلكترونات موضع الدراسة) .

كل حزن سيذهب كل مكسور سيجبر لا يترك الله قلباً يرفرف تحت سمائه ضائعاً دون ملجأ 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 لأسفل 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 .

و مما سبق نستنتج أن :

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

العلاقة بين نصف قطر الذرة و نصف قطر أيونها

الفلزات :

1- نصف قطر الأيون الموجب أقل منه نصف قطر ذرته .

السبب : زيادة شحنة النواة الفعالة في حالة الأيون .

علل : 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 فيقل نصف قطر الأيون .

2- 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 يقل نصف قطره لزيادة عدد البروتونات عن عدد الإلكترونات .

اللافلزات :

1- نصف قطر الأيون السالب أكبر منه نصف قطر ذرته .

السبب : زيادة عدد الإلكترونات عن عدد البروتونات .

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 و بعضها فيزيد نصف قطر الأيون

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

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

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

ج : لزيادة عدد الإلكترونات عن عدد البروتونات فيزداد التنافر بين الإلكترونات و بعضها فيزيد نصف قطر الأيون





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

قوانين هامة

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

في الذرتين غير المتماثلتين : طول الرابطة = مجموع نصفى قطرى الذرتين ($r_2 + r_1$)

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

مثال

إذا كان طول الرابطة في جزئ الكلور ($\text{Cl} - \text{Cl}$) تساوى $1,98 \text{ \AA}$ و طول الرابطة بين ذرة الكربون و الكلور ($\text{C} - \text{Cl}$) تساوى $1,76 \text{ \AA}$.. احسب نصف قطر ذرة الكربون .

الحل

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

$$\text{نصف قطر ذرة الكربون (C)} = \text{طول الرابطة (C - Cl)} - \text{نصف قطر ذرة الكلور (Cl)}$$
$$= 1,76 - 0,99 = 0,77 \text{ \AA}$$

تدريبات

1- إذا علمت أن طول الرابطة في جزئ أكسيد النيتريك $1,36 \text{ \AA}$ و طول الرابطة في جزئ الأكسجين $1,32 \text{ \AA}$... احسب نصف قطر ذرة النيتروجين .

2- إذا علمت أن طول الرابطة في جزئ الكلور $1,98 \text{ \AA}$ و طول الرابطة في جزئ كلوريد الهيدروجين $1,29 \text{ \AA}$... احسب نصف قطر ذرة الهيدروجين .

3- إذا علمت أن طول الرابطة في جزئ اليود $2,66 \text{ \AA}$ و طول الرابطة في جزئ الهيدروجين $0,6 \text{ \AA}$ احسب طول الرابطة في جزئ يوديد الهيدروجين .

4- إذا علمت أن طول الروابط في جزئ الماء $1,96 \text{ \AA}$ و طول الرابطة في جزئ الهيدروجين $0,6 \text{ \AA}$ احسب نصف قطر ذرة الأكسجين .

اللهم فاطر السماوات والأرض ، علّام الغيب والشهادة ، ذا الجلال والإكرام ، انى اعهد إليك فى هذه الحياة الدنيا ، وأشهدك وكفى بك شهيداً انى أشهد أن لا إله إلا أنت وحدك لا شريك لك ، وأن محمداً عبدك ورسولك ، وأشهد أن وعدك حق ، ولقائك حق ، والجنة حق ، وأن الساعة لا ريب فيها ، وأنت تبعث من فى القبور ، وأنت إن نكلنى إلى نفسى نكلنى إلى ضعف وعورة وذنب وخطيئة ، وإنى لا أتق إلا برحمتك فاغفر لى ذنوبى كلها ونب علىّ إنك أنت النواب الرحيم .





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 .

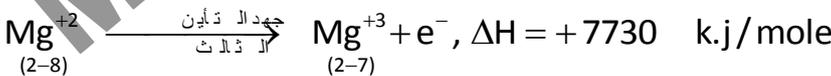
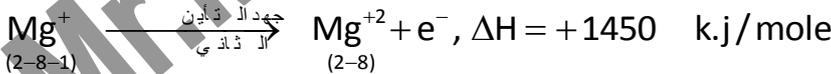
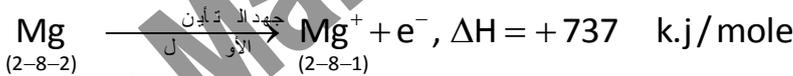


❖ يُعبر عن قيمة ΔH لجهد التأين بإشارة موجبة لأن جهد التأين تغير ماص للحرارة .

❖ حيث أنه يمكن إزالة إلكترون أو اثنين 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 أكثر من 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 اطعبه و حلاوة لقاء الأحبه و صفاء النفس و تجنب الزلل و بلوغ الأمل و حسن الخاتمة و صلاح العمل و اجمعنا سوياً تحت ظل عرشك يوم لا ظل إلا ظلك .



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

نزداد قيمة جهد التأين لبعض عناصر الدورة الواحدة عندما يكون المستوى الفرعي الأخير في إحدى الحالات التالية :

① مكتمل كما في عنصرى البريليوم Be_4 و الماغنسيوم Mg_{12} .

② نصف مكتمل كما في عنصرى النيتروجين N_7 و الفوسفور P_{15} .

③ تام الإمتلاء كما في الغازات النبيلة .

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 استقرار 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 استقرار عندما يكون المستوى الفرعي الأخير مكتمل كما في حالة الماغنسيوم .



علك : جهد التأين الأول للغازات النبيلة في المجموعة الصفرية مرتفع جداً .

ج : لاستقرار نظامها الإلكتروني حيث يصعب فصل إلكترون من مستوى طاقة مكتمل .

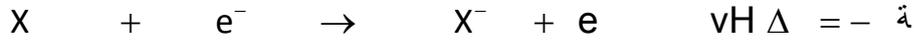
الضيف هو إشارة ربانية من الله للإنسان بأن وقت الدعاء قد حان ... (لا تَحْرَنَنَّ إِنَّ اللَّهَ مَعَنا) عبارة دافنه جداً اللهم لا تجعلنا بحاجة لغيرك و انت أقرب إلينا من حبل الوريد



ثالثاً : القابلية الإلكترونية (الميل الإلكتروني)

هذه مقدار الطاقة المنطلقة عندما تكتسب الذرة المفردة الغازية إلكتروناتاً .

❖ عندما تكتسب الذرة المفردة و هي في الحالة الغازية إلكترون يكون ذلك مصحوب بإطلاق طاقة تسمى الميل (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 إلكترون في الدورة الواحدة .

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

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

علك : ازيد الإلكترون للفلور أقل من ازيد الإلكترون للكور رغم أن حجم ذرة الفلور أصغر .

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

ملاحظات هامة جداً

نقل قيمة ازيد الإلكترون لبعض عناصر الدورة الواحدة إذا كان ازيد الفرعي الأخير في إحدى الحالات التالية :

① مكتمل كما في عنصرى البريليوم Be_4 و الماغنسيوم Mg_{12} .

② نصف مكتمل كما في عنصرى النيتروجين N_7 و الفوسفور P_{15} .

③ تام الإمتلاء كما في الغازات النبيلة .

علك : عدم الانظام في ازيد الإلكترون لكذ من البريليوم Be_4 و النيتروجين N_7 و النيون Ne_{10} .

ج : في حالة البريليوم : توزيعه الإلكتروني $1s^2, 2s^2$ يكون المستوى الفرعى الأخير $2s$ ممتلئ فتكون الذرة مستقرة

في حالة النيتروجين : توزيعه الإلكتروني $1s^2, 2s^2, 2p^3$ يكون المستوى الفرعى الأخير $2p$ نصف ممتلئ فتكون الذرة مستقرة .

في حالة النيون : توزيعه الإلكتروني $1s^2, 2s^2, 2p^6$ نجد أن جميع المستويات الفرعية ممتلئة فتكون الذرة 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 (الألقاء) 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 إلكترونًا .
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 .

يجيء القرآن يوم القيامة كالرجل الشاحب يقول لصاحبه : هل تعرفني ؟ أنا الذي كنت أسهر ليلك و اظمئ هواجرک و إن كل ناجر من وراء تجارته و أنا لك اليوم من وراء كل ناجر فيعطى اهلك بيمينه و الخلد بشماله و يوضع على رأسه ناخ الوقار و يكسى والداه حلنين 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 : اقرا و ارتق في الدرجات و رنك كما كنت نرنك في الدنيا فان منزلتك عند آخر آية معك .





خامسا : الخاصية الفلزية و اللافلزية



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

اللافلزات	الفلزات
عناصر يمتلك غلاف تكافؤها أكثر من نصف سعته .	عناصر يمتلك غلاف تكافؤها أقل من نصف سعته .
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	زرنىخ	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 .

علك : 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

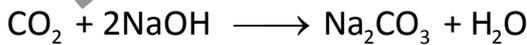
عندما يتحد عنصر مع الأكسجين يتكون أكسيد العنصر و تنقسم أكاسيد العناصر إلى 3 أنواع هي :
① أكاسيد حامضية . ② أكاسيد قاعدية . ③ أكاسيد مترددة .

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

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

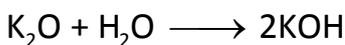
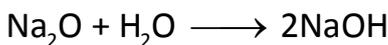


✓ تتفاعل الأكاسيد الحامضية مع القلويات لتعطى ملح و ماء :

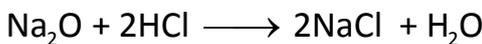


ثانياً : الأكاسيد القاعدية : هي أكاسيد فلزية بعضها يذوب في الماء و تعطى قلويات .

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



✓ تتفاعل الأكاسيد القاعدية مع الأحماض لتعطى ملح و ماء :



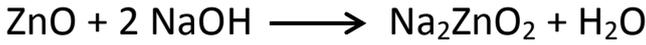


ثالثاً : الأكاسيد المترددة : أكاسيد تتفاعل مع الأحماض كأنها أكاسيد قاعدية و تتفاعل مع القلويات كأنها أكاسيد حامضية و تكون فى الحاليتين ملح و ماء .

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



كبريتات خارصين



خارصينات (زنكات) صوديوم



تدرج الخواص الحامضية و القاعدية في الجدول الدوري

❖ أولاً : في الدورات الأفقية :

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

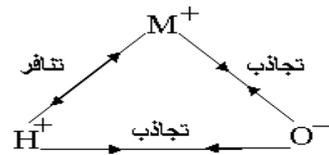
❖ ثانياً : في المجموعات الرأسية :

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

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

ج : لزيادة نصف قطر ذرة العنصر فيقل جذب ذرة الهيدروجين فيسهل تأينها .

الخاصية الحامضية و القاعدية للمركبات الهيدروكسيلية



تعتبر الأحماض الأوكسجينية (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^-)

ملاحظة هامة جدا :

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



علل : ثنائيات المركبات الهيدروكسيلية لعناصر اللافلزات مثل الفوسفور كأمض .

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

علل : ثنائيات المركبات الهيدروكسيلية لعناصر الفلزات مثل الصوديوم كقواعد .

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 التجاذب بين (M^+ , O^-) مع قوة الجذب بين (H^+ , O^-) فإن المادة تتأين كحمض في الوسط القلوي و كقلوي في الوسط الحمضي (مادة مترددة) مثل هيدروكسيد الألومنيوم $Al(OH)_3$.

الأحماض الأكسجينية

يمكن التعبير عن الأحماض الأكسجينية بالصيغة العامة $MO_n(OH)_m$ حيث : M هي ذرة العنصر ، n هي عدد ذرات الأكسجين غير المرتبطة بالهيدروجين ، m هي عدد ذرات الأكسجين المرتبطة بالهيدروجين و تعتمد قوة الأحماض الأكسجينية على عدد ذرات الأكسجين غير المرتبطة بذرات الهيدروجين فنجد أن الحمض الأقوى هو الذي يحتوي على عدد أكبر من ذرات الأكسجين O_n غير المرتبطة بالهيدروجين :

قوة الحمض	عدد ذرات الأكسجين غير المرتبطة بذرات هيدروجين O_n	صيغة الحمض تبعاً للقاعدة $MO_n(OH)_m$	اسم 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 $HClO_4$

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

ج : لأن حمض البيروكلوريك $ClO_3(OH)$ يحتوي على 3 ذرات أكسجين غير مرتبطة بالهيدروجين بينما حمض الأرتوفوسفوريك $PO(OH)_3$ يحتوي على 2 ذرة أكسجين غير مرتبطة 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 إكتساب إلكترونات ينتج عنها نقص في الشحنة الموجبة .



قواعد أساسية لحساب أعداد التأكسد

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

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

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

4- عدد تأكسد ذرة أى عنصر في الجزيئ متماثل الذرات [Cl₂ , N₂ , O₃ , P₄ , S₈] = صفر

جزيئ العنصر الذي يتكون من ذرتين أو أكثر مثل P₄ ، O₃ ، S₈ ، N₂ يكون عدد تأكسد العنصر مساوٍ صفر لأن

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

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

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

8- عدد تأكسد الأكسجين (O) في معظم مركباته = (-2) ما عدا :

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

(ب) سوپر أكسيد البوتاسيوم KO₂ = - 1/2

(ج) فلوريد الأكسجين OF₂ = +2

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

10- مجموع أعداد التأكسد العناصر المختلفة في الجزيئ المتعادل = صفر

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

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

كل حزن سيذهب كل مكسور سيجبر لا يزل الله قلباً يرفرف تحت سمائه ضائعاً 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 : $H_3PO_4 = (2 \times 4) + p + (1 \times 3) =$ صفر $\leftarrow 8 + p + 3 =$ صفر $\leftarrow p = 5 +$

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

الحل : $Na_2S_2O_3 = (2 \times 3) + 2S + (1 \times 2) =$ صفر $\leftarrow 6 + 2S + 2 =$ صفر $\leftarrow 2S = 4 +$
 $2+ = S \leftarrow$

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

الحل : $K_2Cr_2O_7 = (2 \times 7) + 2Cr + (1 \times 2) =$ صفر $\leftarrow 14 + 2Cr + 2 =$ صفر $\leftarrow 2Cr = 6 +$
 $12+ = 2Cr \leftarrow$



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

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

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

الحل : $N_2H_4 = 2N + (1 \times 4) =$ صفر $\leftarrow 2N + 4 =$ صفر $\leftarrow 2N = 2 -$ $\leftarrow N = 1 -$

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

الحل : $NaClO_3 = 1 + Cl + (2 \times 3) =$ صفر $\leftarrow 1 + Cl + 6 =$ صفر $\leftarrow Cl = 5 +$

احسب عدد تأكسد كل من :

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

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

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

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

قاعدة حل التغير الحادث من أكسدة و اختزال لعنصر معين في التفاعل الكيميائي

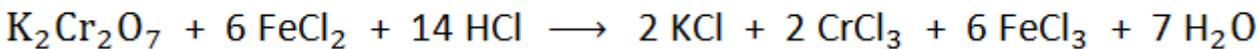
يتم حساب عدد التأكسد للعنصر المطلوب في المتفاعلات و في النواتج فإذا حدث للعنصر :

1- زيادة في قيمة عدد التأكسد فإن ذلك يدل على حدوث (أكسدة) .

2- نقص في قيمة عدد التأكسد فإن ذلك يدل على حدوث (اختزال) .

مثال : يتم التفاعل بين ثنائي كرومات البوتاسيوم و كلوريد الحديد (II) بين نوع التغير الحادث من أكسدة

أو اختزال لكلاً من الكروم والحديد حسب المعادلة :



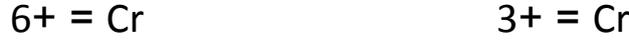
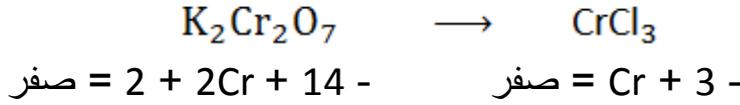
من قرأ الواقعة كل ليلة قبل أن ينام لقي الله عز و جل و وجهه كالقمر ليلة البدر .





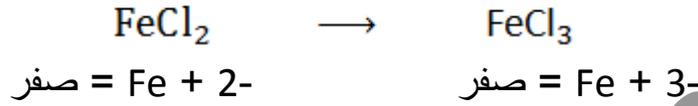
الحل

أولاً : الكروم Cr :



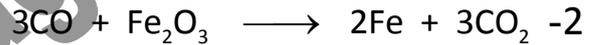
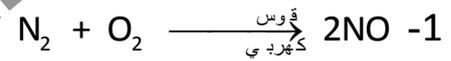
حدثت للكروم عملية اختزال نتيجة نقص الشحنة الموجبة

ثانياً : الحديد Fe :



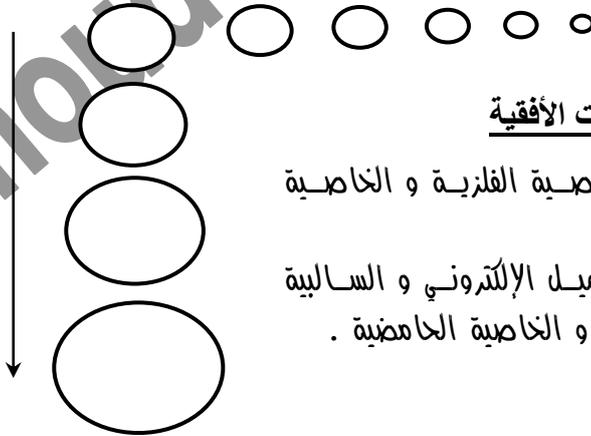
حدثت للحديد عملية أكسدة نتيجة زيادة الشحنة الموجبة

س : وضع التغير الحادث من أكسدة أو اختزال (إن وجد) في التفاعلات الكيميائية التالية:



في المجموعات الرأسية

عكس الدوران الأفقية



في الدوران الأفقية

يقال : نصف القطر و الخاصية الفلزية و الخاصية القاعدية .

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

الحمد لله اللهم ربنا لك الحمد بما خلقنا و رزقنا و هدينا و علمنا و أنقذنا و فرجت عنا ، لك الحمد بالاجان و لك الحمد بالإسلام و لك الحمد بالقرآن و لك الحمد بالأهل و اطال و اطعافه ، كبت عدونا و بسطت رزقنا و أظهرت أمنا و جمعت فرقنا و أحسنت معافانا و من كل ما سالتك أعطينا ، فلك الحمد على ذلك حمداً كثيراً و لك الحمد بكل نعمة أنعمت بها علينا في قديم و حديث أو سرّاً و علانية أو حياً و ميتاً أو شاهد و غائب حتى نرضى ، و لك الحمد إذا رضيت ، و لك الحمد بعد الرضا ، و صلى اللهم على محمد و على آله و سلم .

