

## الكيمياء الغير عضوية العامة

اعداد

**د. احمد جابر محمد طه**

الفرقة الاولى تربية اساسي علوم و الفرقة الاولى تربية عام احياء

## الفصل الأول

### بنية الذرة

لقد حاول العديد من علماء الفيزياء والكيمياء ربط الحقائق ليخرجوا بتصوير صحيح لحقيقة الذرة , وقد أخذت هذه الحقائق تتوالى في القرن التاسع عشر والقرن العشرين وكانت النتيجة هي الوصول للنظرية الذرية الحديثة التي تمثل الوصف الأدق للذرة والتي استطاعت تفسير كل الظواهر التي لها علاقة بتركيب الذرة, وكان كل ذلك ثمرة لجهود العديد من العلماء في فترات زمنية مختلفة. في هذا الفصل سوف نتناول كيفية تطور النموذج الذري من النماذج البدائية وصولاً للنموذج الذري الحديث وسوف نعرض بعض الحقائق التجريبية التي أدت إلى هذا التطور كما أننا سوف نتناول النظرية الذرية الحديثة ببعض من التفصيل.

# 1-1 تطور نموذج الذرة و بعض الحقائق التجريبية التي أدت الى هذا التطور

## 1-1-1 النظريات القديمة عن الذرة

منذ القدم حاول الانسان التعرف على ماهية المادة ، وكان الفلاسفة هم أصحاب السبق في البحث والتفكير عن ماهيتها، وكانت كل محاولاتهم بالطبع مجرد تفكير عقلي بعيداً عن أي تجارب عملية. خلال هذه الفترة من العصور الإنسانية المبكرة ظهرت العديد من الأفكار والتصورات الغريبة التي كانت منبثقة من نظريتين مشهورتين في تلك الفترة، النظرية الأولى تنص على أن التقسيم المتتالي للمادة سيتصل ويستمر ولن ينتهي، بمعنى أننا لن نصل في النهاية إلى أجزاء دقيقة غير قابلة للانقسام، بينما النظرية الثانية تنص على أن التجزئة المتتالية للمادة ستؤدي في النهاية إلى الحصول على دقائق غير قابلة للانقسام تسمى الذرات. في القرن الرابع قبل الميلاد قدم

أرسطو مفهومًا مختلفًا للذرة وزعم أن كل المواد مهما اختلفت طبيعتها تتألف من أربع مكونات هي الماء والهواء والتراب والنار وتختلف نسب هذه المكونات من مادة إلى أخرى وظل هذا الاعتقاد هو السائد لمدة 2000 عام.

## 2-1-1 نموذج دالتون (1803)

أقترح جون دالتون نظريته الذرية للمادة وقال فيها أن الذرة كرة صماء مصمتة متناهية في الصغر ذات كثافة عالية تشبه كرة البلياردو، وتتخلص فروض نموذج دالتون للذرة في الآتي:

- ◀ تتكون المادة من العديد من الجسيمات الغير قابلة للتجزئة تسمى الذرات.
- ◀ تتميز كل ذرات العنصر الواحد بنفس الخواص ( الحجم ، الشكل ، الكتلة ) و تختلف هذه الخواص باختلاف العناصر.
- ◀ يحدث التفاعل الكيميائي عند تبديل وضعية الذرات وتحويلها من منظومة لأخرى.



ذرة دالتون

أثبتت نظرية دالتون نجاحها من خلال تفسيرها لبعض الحقائق القائمة في ذلك الزمان مثل قانون بقاء الكتلة (الذرات لا تفنى ولا تأتي من العدم) كما أنها استطاعت أيضا التنبؤ ببعض القوانين الغير مكتشفة حينها.

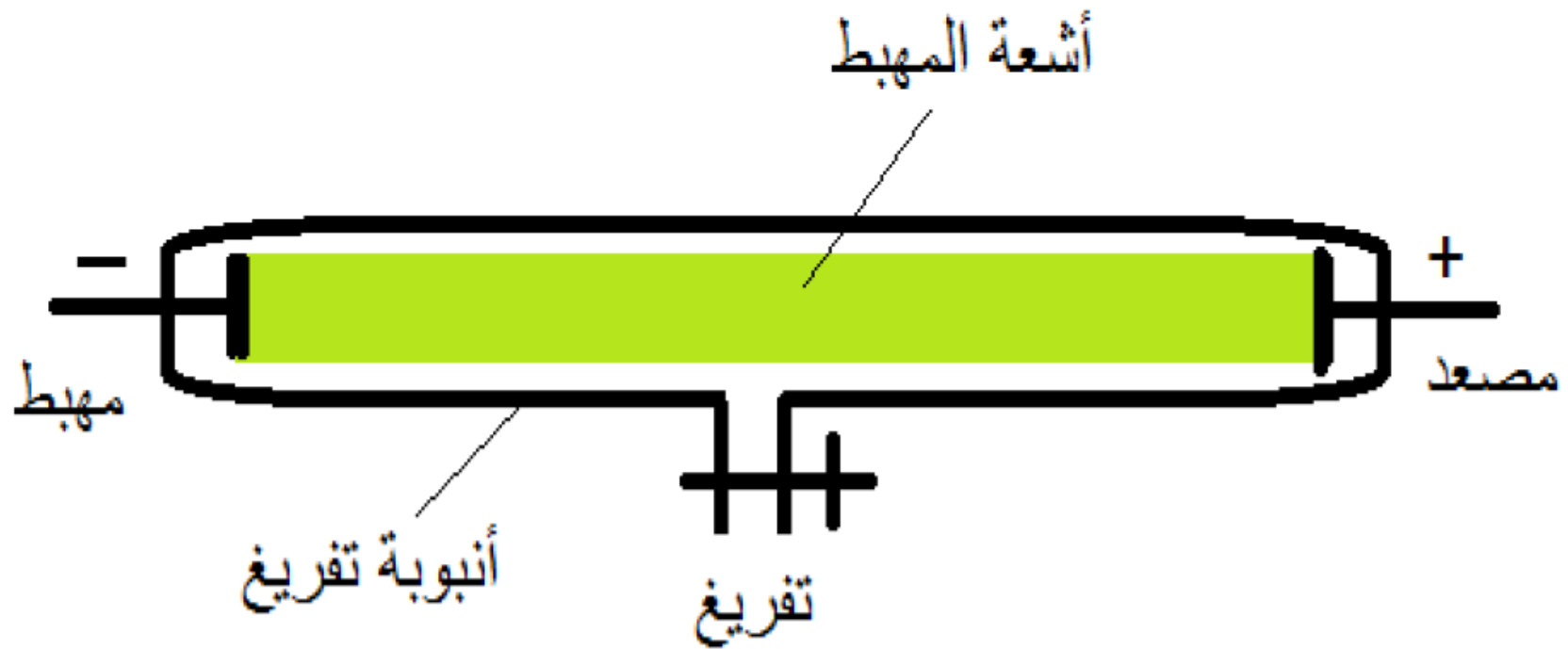
### 3-1-1 تجارب التحليل الكهربى لفاراداي (1833)

من خلال تجارب فارادي في التحليل الكهربى تم الإشارة إلى وجود علاقة بين المادة والكهرباء واحتواء ذرات العناصر على جسيمات ذات شحنة كهربية. قام فاراداي بعملية التحليل الكهربى لمركب كبريتات النحاس ( $\text{CuSO}_4$ ) حيث وضع محلول كبريتات النحاس في كأس زجاجي ثم غمس به قطبين أحدهما موجب (مصعد) والآخر سالب (مهبط) فلاحظ ترسب ذرات النحاس عند المهبط و اختفاء اللون الأزرق للمحلول فاستنتج فاراداي أن الذرة تحتوي على شحنات كهربائية أدت الى ترسب النحاس عند المهبط وبذلك خالف نظرية دالتون بأن الذرة كرة مصمتة حيث برهن أنها تحتوي شحنات كهربية كما قدم بذلك دليل على أن الشحنة الكهربائية ليست فيضا مستمرا بل تتكون من جسيمات محددة .

## 4-1-1 تجارب التفريغ الكهربى خلال الغازات واكتشاف أشعة المهبط

كان العالم بلوكر (1858) من أوائل من أشار إلى وجود أشعة المهبط عن طريق دراسة التفريغ الكهربى خلال الغازات ( انظر شكل 1-1), حيث لاحظ أنه إذا تم تفريغ أنبوبة زجاجية من الغاز بحيث يصبح ضغط الغاز فيها أقل من 0.01 مم زئبق فإن الغاز يصبح موصلا للكهرباء إذا تعرض لفرق جهد مناسب. وإذا زيد فرق الجهد ليصبح 10000 فولت فإن وهجا لونه أصفر مخضر ينطلق متجها من الكاثود (المهبط) إلى الأنود (المصعد) ويسبب وميضا لجدار أنبوبة التفريغ الزجاجية. هذا الوهج هو ما سمي بأشعة المهبط.





شكل (1-1) أنبوبة التفريغ

بداية من عام 1858 وحتى 1897 قام عدد من العلماء بدراسة أشعة المهبط وتلخصت نتائج دراساتهم في أن أشعة المهبط لها الخواص التالية:

- 1- لا تتغير خواص أشعة المهبط بتغير الغاز المستخدم في التجربة أو بتغير المادة المصنوع منها الكاثود مما يثبت أنها تدخل في تركيب جميع المواد
- 2- تتأثر بكل من المجال الكهربائي والمجال المغناطيسي بطريقة تدل على أنها سالبة الشحنة

3- تتكون من دقائق مادية صغيرة أطلق عليها اسم الإلكترونات

4- تتحرك أشعة المهبط في اتجاه عمودي على سطح المهبط وفي خطوط مستقيمة

5- تمتلك طاقة حركية

6- تحدث وميضاً عند اصطدامها بجدار انبوبة التفريغ أو عند اصطدامها بلوح من

كبريتيد الخارصين

## اكتشاف الجسيمات الموجبة والمتعادلة (البروتون ,البوزيترون والنيوترون)

أدى اكتشاف الالكترن الى محاولات عديدة لاكتشاف الوحدة المناظرة ذات الشحنة الموجبة حيث وجد أنه في حالة أنابيب التفريغ التي تم اكتشاف أشعة الكاثود بها يوجد أيضا أشعة موجبة الشحنة تتحرك في اتجاه مخالف لإتجاه الإلكترونات. أوضحت

الدراسات أن هذه الأشعة الموجبة تتكون من دقائق أثقل بكثير من الإلكترونات ولها كتلة تساوى تقريبا كتلة ذرة الهيدروجين وقد أطلق عليها رذرفورد اسم البروتونات.

في عام 1932 اكتشف العالم اندرسن أن الذرة تحتوي أيضا على الكترونات موجبة

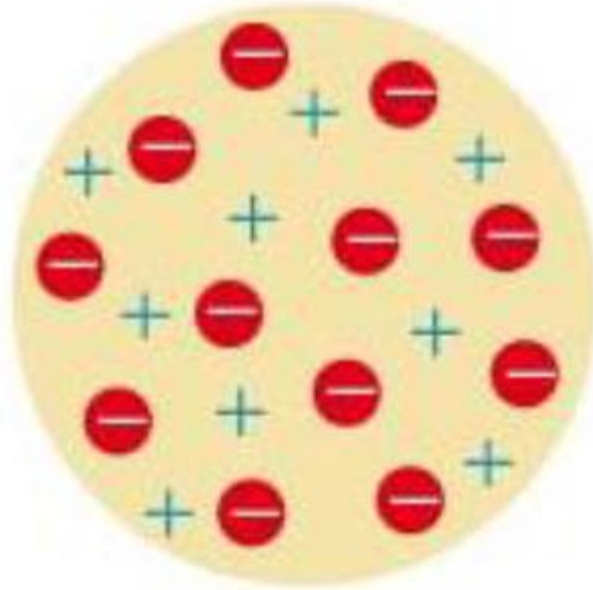
الشحنة تعرف باسم البوزيترونات حيث أوضحت الدراسات أن البوزيترون له كتلة وشحنة الإلكترون إلا أن شحنته موجبة.

اقترح راذرفورد في عام 1920 أن الذرة تحتوي على جسيمات ليس لها شحنة كهربية ولكنها ذات كتلة تساوي تقريبا كتلة البروتون وسميت هذه الجسيمات

بالنيوترونات. في عام 1932 استطاع العالم شادويك اكتشاف الوجود الفعلي للنيوترون في الذرة وذلك بواسطة تسليط اشعة ألفا على صفائح رقيقة من عنصر البريليوم او البورون حيث تنطلق النيوترونات. وقد أوضحت التجارب أن النيوترون يكون غير مشحون كهربائيا وكتلته تكون أثقل قليلا من كتلة البروتون.

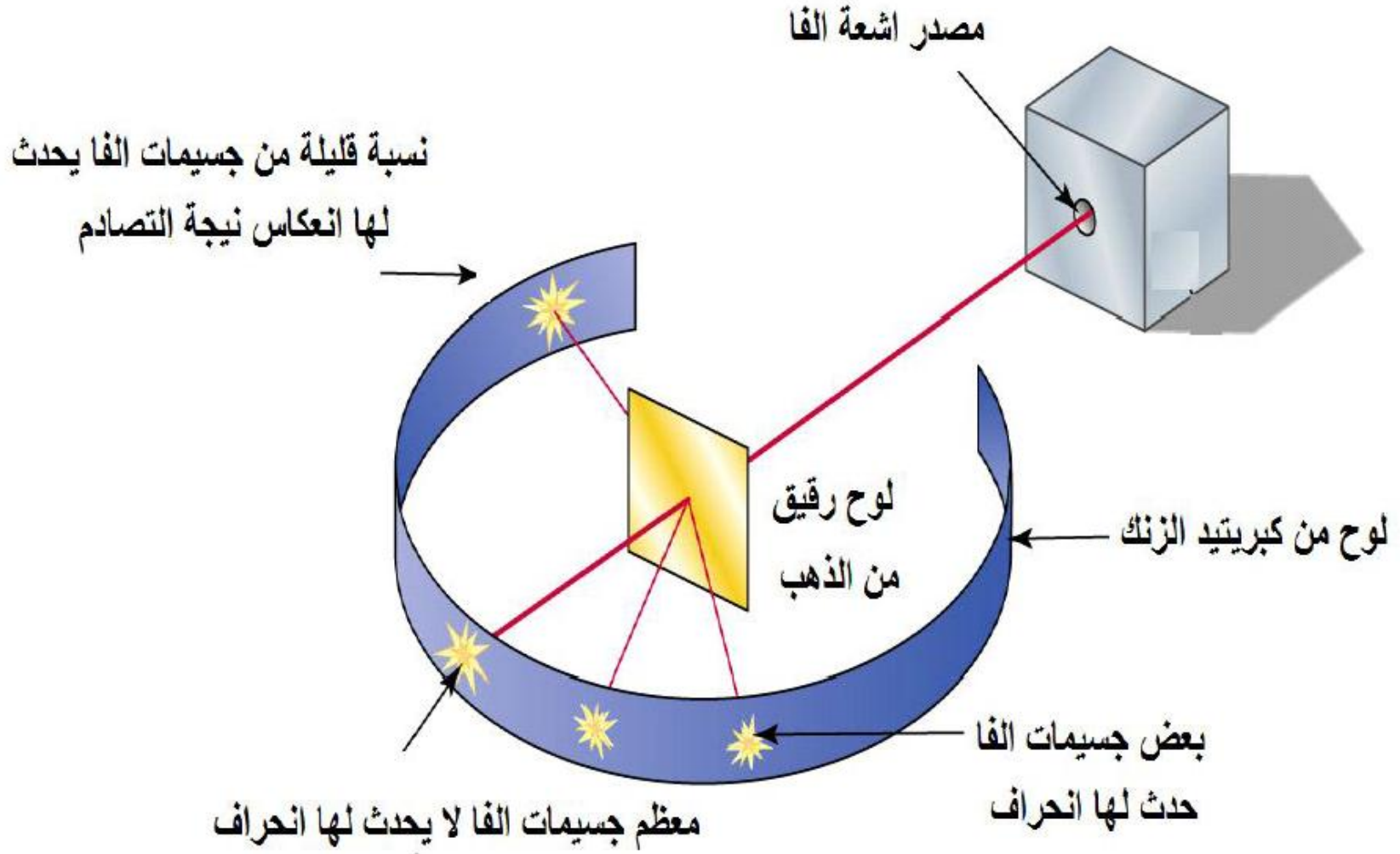
## 5-1-1 نموذج طومسون (1897)

طبقاً لنموذج طومسون فإن الذرة عبارة عن جسم كروي من الكهرباء الموجبة التي تتخللها الإلكترونات السالبة كما تتخلل البذور ثمرة البرتقال بشكل يعطى نظام الكترولستاتيكي تتعادل فيه الشحنات الموجبة والسالبة مما يجعل الذرة متعادلة كهربياً.



ذرة طومسون

# 8-1-1 تجربة رذرفورد ونموذجه الذري



قام العالم رذرفورد بإجراء بعض من أبرز التجارب للوصول إلى حقائق عن تركيب الذرة, وقد اعتمد في تجاربه على استخدام جسيمات ألفا المنطلقة من مادة مشعة والتي يمكن اعتبارها ذرات هيليوم فقدت إلكترونيين ولذا فان جسيمات ألفا تحمل شحنتين موجبتين

### خطوات التجربة

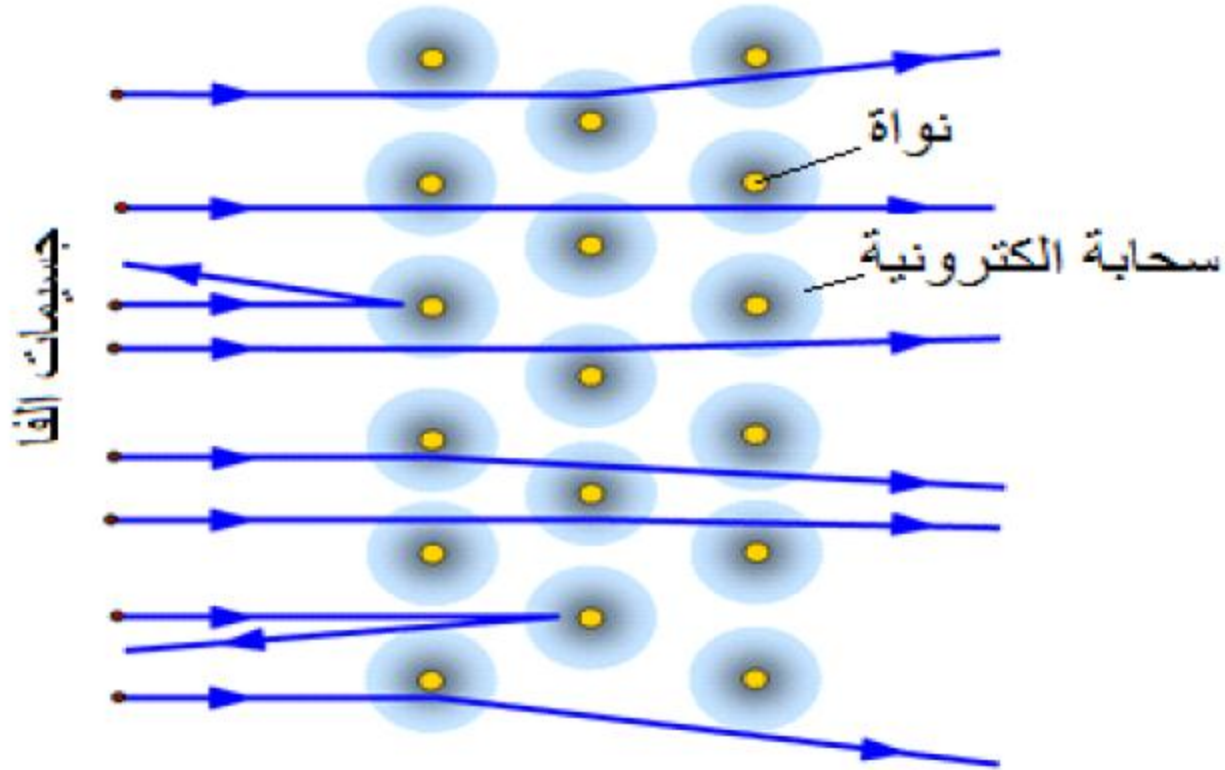
- سمح رذرفورد لجسيمات ألفا أن تصطدم باللوح المعدني المبطن بمادة كبريتيد الخارصين في عدم وجود شريحة الذهب
- قام رذرفورد بتحديد عدد ومكان جسيمات ألفا عن طريق الومضات التي تظهر على جدار اللوح المعدني
- وضع رذرفورد صفيحة من الذهب بحيث تعترض أشعة ألفا

## المشاهدة

- ظهر أثر معظم جسيمات ألفا في نفس المكان الأول الذي ظهرت فيه قبل وضع صفيحة الذهب مما يدل على أن معظم جسيمات ألفا مرت من شريحة الذهب دون أن تتأثر طاقتها الحركية
- نسبة قليلة من جسيمات ألفا لم تنفذ وارتدت في عكس مسارها وظهرت ومضات على الجانب الآخر من اللوح
- ظهرت بعض الومضات على جانبي الموقع الأول.



وقد استنتج رذرفورد الآتي (لاحظ الشكل 6-1):



شكل 6-1

أولاً : عدم انحراف أغلب الجسيمات دليل على وجود فراغ كبير في الذرة .

ثانياً : انحراف بعض جسيمات ألفا إنحرافاً بسيطاً يدل على احتواء الذرة على بعض

الجسيمات الثقيلة والمشحونة بشحنات موجبة وأن جسيمات ألفا تكون قد اقتربت منها

مما تسبب في تنافر بسيط معها وبالتالي كان سبباً في ذلك الانحراف

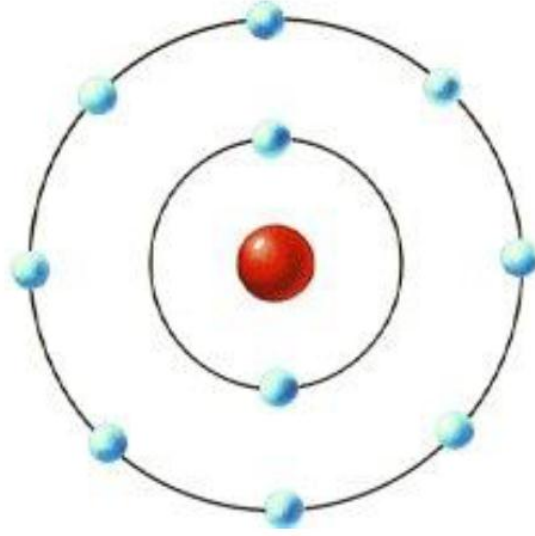
ثالثاً: الإنحراف الكبير الذي عانته القلة البسيطة من جسيمات ألفا سببه تمركز

الجسيمات الموجبة الشحنة بالذرة في وسطها مما سبب الإنحراف الكلي لجسيمات ألفا

المصطدمة بمركز النواة

في ضوء نتائج دراسته لتشتت أشعة ألفا تمكن رذرفورد من وضع نموذج ذري أكثر تطورا وعمقا من سابقه, حيث اقترح التالي:

- الذرة فراغ هائل تتوسطه نواة مركزية تدور حولها وبعيدا عنها بمسافات كبيرة الكترولونات سالبة الشحنة
- تتركز كتلة الذرة في النواة التي تحتوي على الشحنات الموجبة
- الذرة متعادلة كهربيا لأن عدد الشحنات الموجبة في النواة يساوي عدد الشحنات السالبة التي تدور حولها
- أثناء دوران الإلكترون حول النواة تنشأ قوة طرد مركزية تعادل قوة جذب النواة للإلكترون



ذرة رذرفورد

## الاعتراض على نموذج رذرفورد

حسب نموذج رذرفورد فإن الذرة ليست متزنة ميكانيكيا حيث أنه نتيجة لدوران الالكترتون حول النواة فإنه حسب نظرية ماكسويل يشع أمواجاً كهرومغناطيسية ويفقد طاقته بشكل تدريجي وبالتالي يدور في مسار حلزوني حتى يسقط في النواة وينتهي النظام الذري وهذا لا يحدث.

# المحاضرة رقم ٣

وجد بور أن هناك تعارض بين رؤية رذرفورد للذرة وبين النظرية الكهرومغناطيسية لماكسويل والتي تقول بأن الجسم المشحون يفقد جزء من طاقته تدريجياً أثناء حركته، وهذا يعنى أن الإلكترونات سوف تقترب من النواة حتى تسقط فيها وتختفى المادة وهذا غير منطقي بالمرّة. قام بور بوضع تصوره للذرة بعد أن قام بالتوفيق بين فروض رذرفورد و النظرية الكهرومغناطيسية حيث استخدم فروض رذرفورد وأضاف عليها الآتي:

- يدور الإلكترون حول النواة في عدد محدد من مستويات الطاقة الثابتة والمحددة دون أن يفقد أو يكتسب طاقة في الحالة العادية للذرة
- لكل إلكترون أثناء دورانه حول النواة طاقة معينة تتوقف على بعد مستوى الطاقة الذي يدور فيه عن النواة حيث تتزايد طاقة المستوى بزيادة نصف قطره

- أكبر عدد لمستويات الطاقة في الحالة العادية للذرة سبعة مستويات يعبر عن طاقة كل مستوى بعدد صحيح يسمى عدد الكم الرئيسي .
- في الحالة المستقرة للذرة يدور الإلكترون في مستوى الطاقة المناسب لطاقته وعند إثارة الذرة (إكساب الذرة طاقة سواء بالتسخين أو بالتفريغ الكهربائي) يقفز الإلكترون مؤقتا من مستوى طاقته  $E_a$  إلى مستوى طاقة أعلى  $E_b$  (يتوقف على مقدار الكم المكتسب من الطاقة) , بعد وقت قصير جدا يفقد الإلكترون نفس الكم الذي اكتسبه من الطاقة وتتحول الذرة تلقائيا من حالة الإثارة إلى الحالة الأرضية المستقرة (يعود الإلكترون من المستوى الأعلى  $E_b$  إلى مستواه الأصلي  $E_a$  ) و ينبعث هذا الكم من الطاقة في صورة إشعاع من الضوء بطول موجي وتردد محدد مما ينتج طيفا خطيا مميزا . ويكون طاقة الفوتون المنبعث على شكل طيف كهرومغناطيسي تساوي فرق الطاقة بين المستويين.

$$h\nu = E_b - E_a$$

وبذلك يكون بور قد استطاع تفسير منشأ الطيف الخطى للعناصر

- لا ينتقل الإلكترون من مستوى إلى آخر إلا إذا كانت كمية الطاقة المكتسبة أو المفقودة مساوية لفرق الطاقة بين المستويين

### عيوب نموذج بور

- لم يهتم بور في دراساته بالطبيعة الموجية للإلكترون واعتبره جسيم مادي فقط وقد ثبت أن الإلكترونات تشبه الضوء في أن لها طبيعه مزدوجة ( موجية وجسيمية ).
- استعمل بور مستويات مسطحة ( أي في مستوى واحد ) وهذا يعني أن ذرة الهيدروجين مسطحة وهذا عكس الحقيقة, فالذرة لها إتجاهات ثلاثه في الفراغ.
- لم تنجح نظرية بور في تفسير الأطياف الأكثر تعقيدا من طيف ذرة الهيدروجين أي أطياف الذرات التي بها أكثر من الكترون.



## 3-1 النظرية الذرية الحديثة

### 1-3-1 شكل الذرة طبقا للنظرية الحديثة

بناء على جهود العلماء السابقين فإن الذرة فى النظرية الحديثة تتكون من نواة تحتوي على الشحنة الموجبة و تتركز فيها معظم كتلة النواة حيث تكون هذه النواة محاطة بالإلكترونات سالبة الشحنة والتي تتحرك بسرعة كبيرة جدا ولها خواص الموجات. هذه الإلكترونات تشغل مناطق الفراغ حول النواة ولها طاقات معينة واحتمال وجود الإلكترونات خارج هذه المناطق ضئيل جدا ويمكن حساب طاقات هذه المناطق وحساب أبعاد المجالات الالكترونية وأشكالها الهندسية باستخدام ما يعرف بأعداد الكم. كما هو موضح بالشكل فإن مفهوم السحابة الإلكترونية هو الأنسب لتمثيل الذرة.

# اعداد الكم

أ - عدد الكم الرئيسي (n)

يدل على مكان الغلاف أو مستوى الطاقة, كما يبين حجم السحابة الالكترونية وهو عدد صحيح دائما ولا يأخذ القيمة صفر وقيمه تتراوح بين 1 ، 7 وتتميز هذه الأغلفة برموز رتبت أمام أعدادها المناظرة.

رقم المستوى	الأول	الثاني	الثالث	الرابع	الخامس	السادس	السابع
الرمز	K	L	M	N	O	P	Q
عدد الكم الرئيسي	1	2	3	4	5	6	7

عدد الإلكترونات التي يتشبع بها كل مستوى طاقة أساسي يساوي ضعف مربع رقم الغلاف ( $2n^2$ ) وعلى هذا الأساس فإن المستوى الثالث يتشبع بـ 18 إلكترون ( $2 \times 3^2 = 18$ ) والمستوى الرابع يتشبع بـ 32 إلكترون ( $2 \times 4^2 = 32$ ) ولا ينطبق هذا

القانون على مستويات الطاقة الأعلى من الرابع لأن الذرة تصبح غير مستقرة إذا زاد عدد الإلكترونات في أي مستوى عن 32 إلكترون

## ب - عدد الكم الثانوي أو الأسموزي (I)

هو عدد يحدد مستويات الطاقة الفرعية (تحت المستويات) في كل مستوى طاقة رئيسي وعددها يساوي رقم المستوى الرئيسي التابعة له ولا يزيد عدد مستويات الطاقة الفرعية في أي مستوى طاقة أساسي - بعد المستوى الرابع - عن أربعة. و يرمز للمستويات الفرعية بالرموز (F ,d ,P ,S) وهي مختلفة عن بعضها اختلاف ضئيل في الطاقة كالتالي:

$$F>d>P>S$$

عدد الكم الثانوي عبارته عن عدد صحيح موجب دائما ويكون أقل من  $n$  ويأخذ القيم (0 ,1 ,2 ,3) كما هو موضح بالجدول:

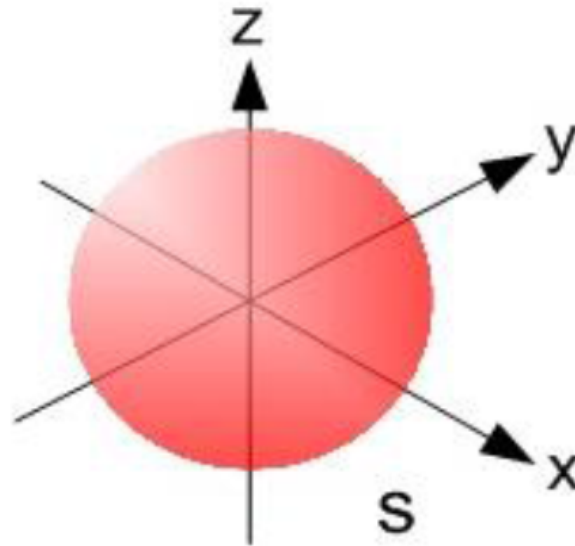
عدد الكم الثانوى	عدد الكم الأساسى
أى يوجد مدار واحد s	صفر $1 = n$
أى يوجد مدارين s , p	صفر, 1 $2 = n$
أى يوجد ثلاث مدارات s , d	صفر, 1, 2 $3 = n$
أى يوجد أربع مدارات s , d , f	صفر, 1, 2, 3 $4 = n$

## ج - عدد الكم المغناطيسي (m)

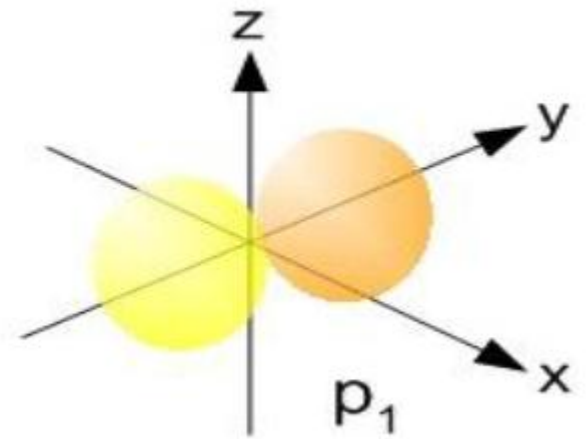
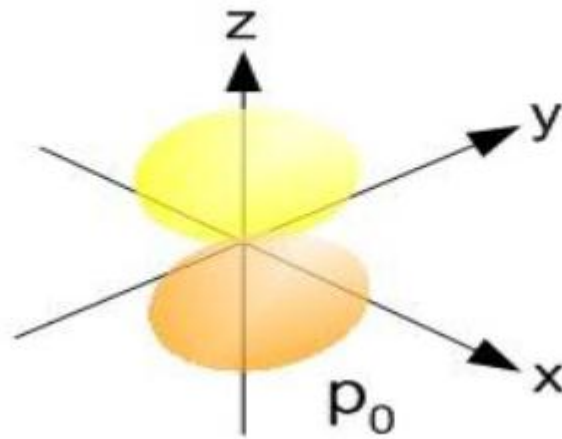
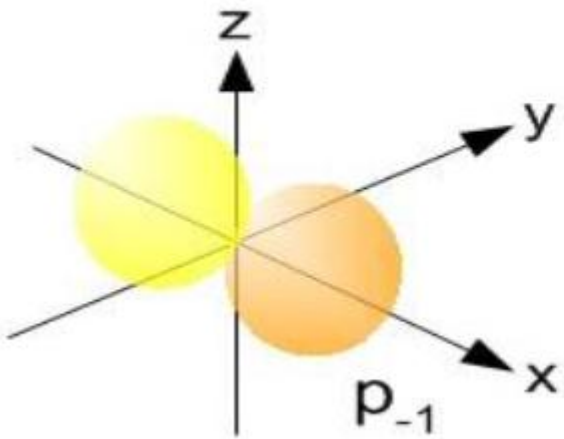
هو العدد الذي يحدد شكل الاوربتالات واتجاهاتها في الفراغ , حيث إن عدد الاتجاهات لكل اوربتال يساوى  $(2l + 1)$  حيث  $(l)$  هي قيمة عدد الكم الثانوى, وتتراوح قيمة عدد الكم المغناطيسي بين  $(-l)$  و  $(+l)$ .

في حالة تحت المستوى (s) تكون  $(m = 2 \times 0 + 1 = 1)$  ولذا فإن المستوى (s)

له اتجاه واحد في الفراغ وعلى هذا الأساس فإن له شكل كروي حول النواة

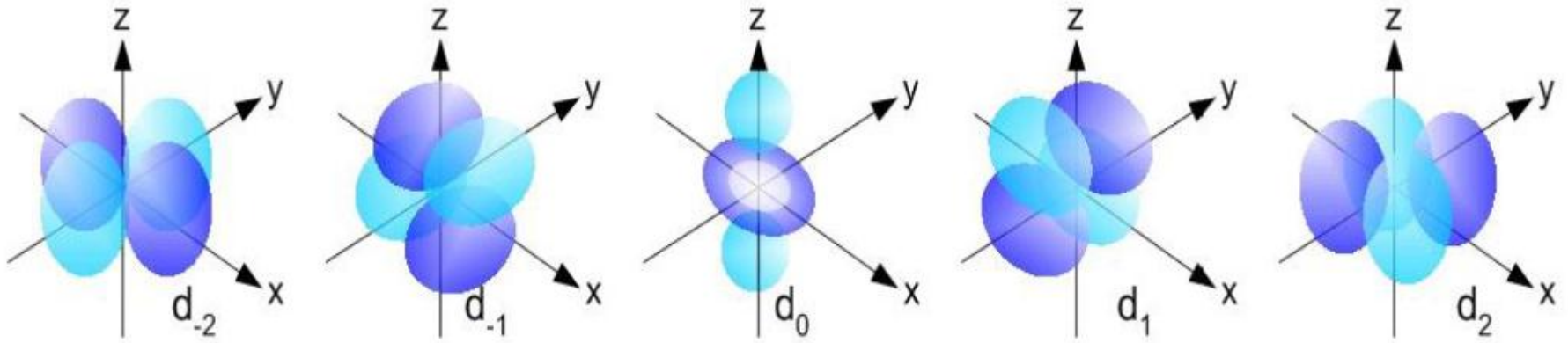


في حالة تحت المستوى (p) تكون  $(+1, 0, -1)$  ( $m = 2 \times 1 + 1 = 3$ ) ولذا فإن المستوى (p) له ثلاث اتجاهات في الفراغ حيث يتكون الدوير P من انتفاخين أو شكلين كرويين متلامسين مع بعضهما و كل انتفاخ يستطيع أن يحتوي على إلكترون وهذين الانتفاخين ينفصلان عن بعضهما بواسطة تقاطع يكون من الصعب تواجده الإلكترون فيه.



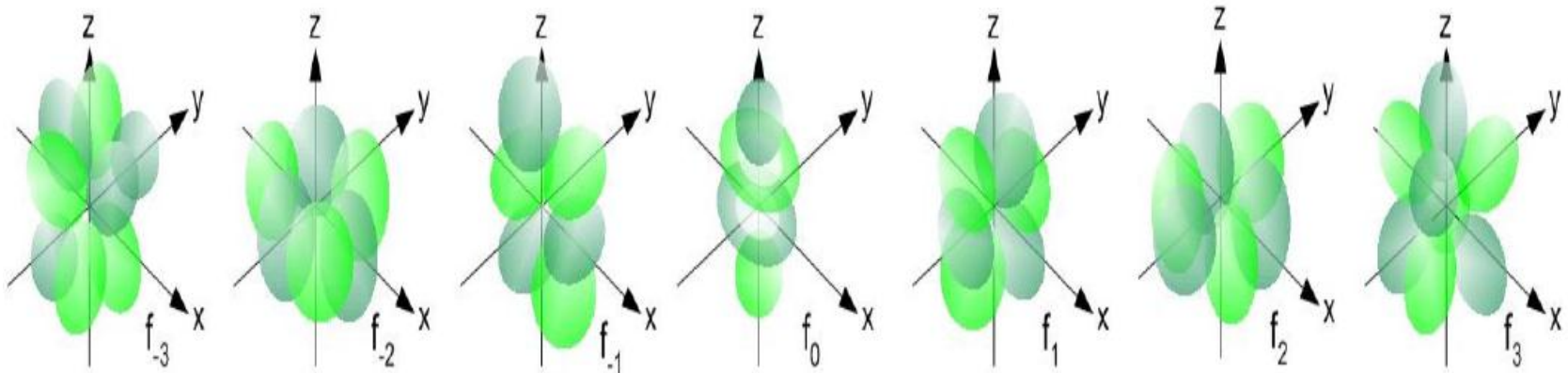
في حالة تحت المستوى (d) تكون  $(m = 2 \times 2 + 1 = 5 (+2, +1, 0, -1, -2))$

ولذا فإن المستوى (d) له خمس إتجاهات في الفراغ.



في حالة تحت المستوى (f) تكون  $(m = 2 \times 2 (+3, +2, +1, 0, -1, -2, -3))$

ولذا فإن المستوى (f) له سبع إتجاهات في الفراغ.  $(+1 = 5)$





## د - عدد الكم المغزلي ( s )

هو عدد يحدد نوع حركة الإلكترون المغزلية حول محوره حيث أن كل اوربيتال يتشعب بعدد اثنين إلكترون يقال أنهما في حالة ازدواج وكل إلكترون له حركتان الأولى حول نفسه وتسمى حركة مغزلية حول محوره والثانية حركة حول النواة. تكون حركة الدوران المغزلية لأحد الإلكترونين مضادة لحركة الإلكترون الآخر فإذا كان أحد الإلكترونين يدور في اتجاه عقرب الساعة فإن الإلكترون الثاني يدور عكس اتجاه عقرب الساعة مما يقلل من قوى التنافر بين الإلكترونين و يكون لعدد الكم المغزلي قيمتان هما  $(+1/2)$  و  $(-1/2)$ .

## 3-3-1 التوزيع الاحتمالي للإلكترونات في الذرة

### ◀ توزيع الطاقة الإلكترونية داخل الذرة

تحدد طاقة الإلكترون في الذرة بقيمة الأرقام الكمية الأربعة  $(n, l, m, s)$  ووجود اختلاف في قيمة أي من هذه الأرقام لمجموعة من الإلكترونات في نفس مستوى الطاقة الرئيسي  $(n)$  يعني أن هذه المجموعة من الإلكترونات تختلف اختلافا

بسيطا في طاقتها, على سبيل المثال, في المستوى الثاني  $(n=2)$  نجد أن طاقة

المستوى الفرعي  $(2p)$  أعلى من  $(2s)$  وفي المستوى الثالث  $(n=3)$  يكون  $(3d >$

$3s > 3p)$ . يجدر الإشارة الى أن الإلكترونات الموجودة في نفس الدوير لها نفس

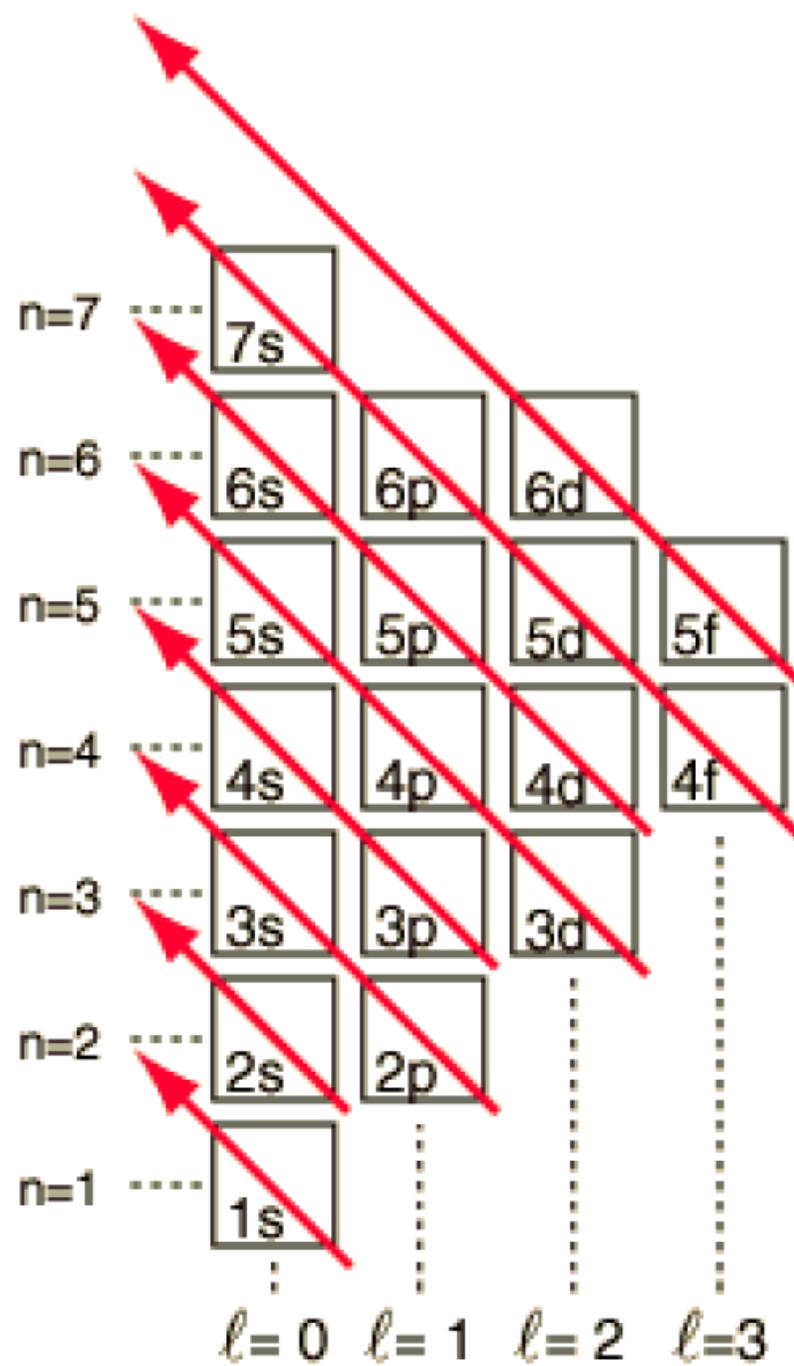
الطاقة على الرغم من اختلاف اتجاهات الدوير في الفراغ, ففمثلا في الدوير  $P$  نجد أن

$(P_x, P_y, P_z)$  لها نفس الطاقة. وجد أيضا أن الاختلاف في الطاقة بين الأرقام

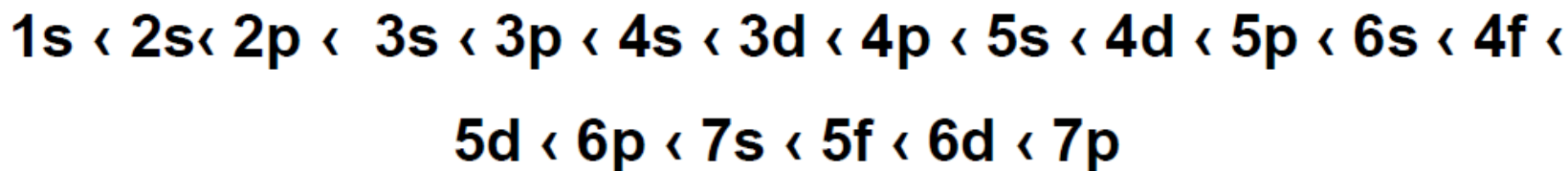
الكمية الأساسية المنخفضة يكون أكبر من الفرق في الطاقة بين الأرقام الكمية

الاساسية العالية, أي كلما زادت قيمة  $n$  تقاربت مستويات الطاقة. يمكن تحديد طاقة كل دوير بطريقة مبسطة تبعا لقاعدة فيسفر (Wiswesoer Rule) والتي تحدد

الطاقات النسبية للدويرات المختلفة و تنص على أن الإلكترون يدخل في الدوير ذو  $(n+1)$  الأقل - حيث  $n$  هي الرقم الكمي الأساسي و  $1$  هي الرقم الكمي الثانوي - وفي حالة الاختيار بين دويرين لهما نفس قيمة  $(n+1)$  فإن الإلكترون يدخل الدوير ذو  $n$  أقل. الشكل التالي يوضح ترتيب المستويات الفرعية داخل الذرة من حيث الطاقة بناءا على هذه القاعدة.

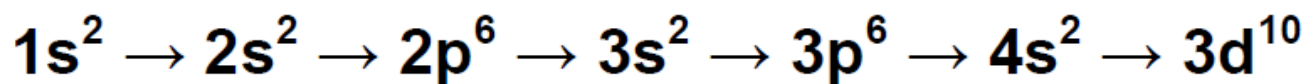


يتضح من الشكل أن ترتيب المستويات الفرعية داخل الذرة من حيث الطاقة يكون كالتالى:

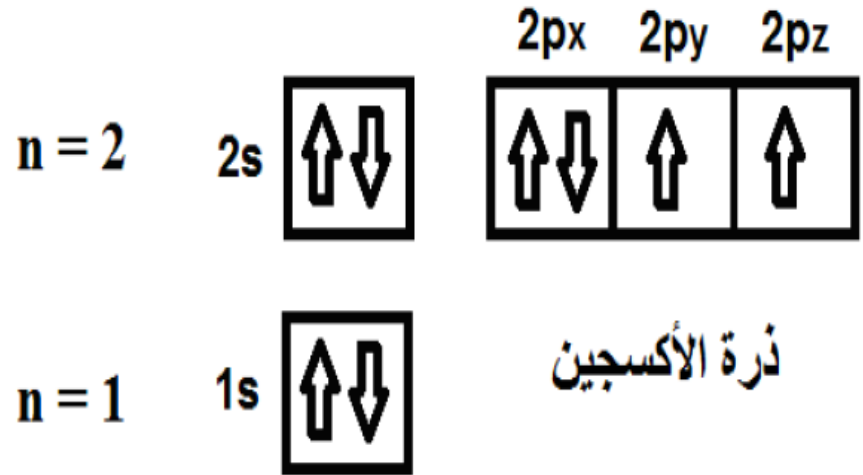
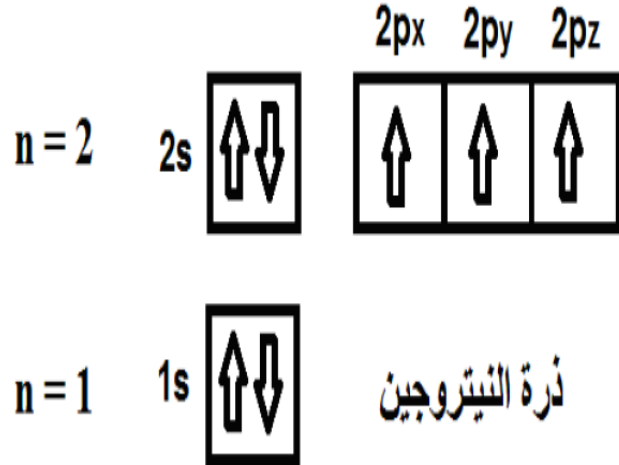


يوجد قواعد يتم على أساسها توزيع الإلكترونات فى الذرة وهى كالتالى:

مبدأ البناء التصاعدي وهو ينص على أن الإلكترونات لا بد أن تملأ المستويات الفرعية ذات الطاقة المنخفضة أولاً ثم المستويات الفرعية ذات الطاقة الأعلى، فمثلاً فى حالة ذرة الخارصين (Zn) والتي تحتوى على 30 إلكترون، يكون توزيع الإلكترونات بين المستويات الفرعية وفقاً للترتيب التالى:



قاعدة هوند والتي تنص على أنه لا يحدث ازدواج بين الكترولين في مستوى فرعى معين إلا بعد أن تشغل اوربتالاته فرادى أولاً, ويمكن توضيح ذلك بالنظر الى ذرة النيتروجين (N) وعددها الذرى 7, وذرة الأكسجين وعددها الذرى 8.



فى حالة ذرة النيتروجين يكون شغل اوربتالات المستوى الفرعى  $p$  ( $P_x$  ,  $P_y$  ,  $P_z$ ) فرادى أفضل من ناحية الطاقة (أقل طاقة) حيث يتم بذلك تجنب قوى التنافر بين الإلكترونات فى حالة حدوث إزدواج الكترونيين داخل نفس الأوربتال. وفى حالة ذرة الأكسجين يكون دخول الإلكترون الثامن داخل الأوربتال  $P_x$  والتزاوج مع الإلكترون الموجود بداخله أفضل من ناحية الطاقة (أقل طاقة) من الدخول للمستوى الفرعى  $3s$  الأعلى فى الطاقة من المستوى الفرعى  $2p$ .

# الجدول الدوري



# الجدول الدورى و دورية خواص العناصر

## 1-2 التعريف بالجدول الدورى الحديث (الجدول الدورى الطويل)

يعتبر الجدول الدورى الحديث من أهم ثمرات النظرية الذرية الحديثة, حيث أدت المعرفة الدقيقة ببنية الذرة إلى ترتيب العناصر داخل جدول بحيث يزيد كل عنصر عن العنصر الذى يسبقه بإلكترون واحد. يتفق ترتيب العناصر في الجدول الدورى الحديث مع ترتيب المستويات الفرعية تبعا للزيادة فى الطاقة (انظر توزيع الطاقة الإلكترونية داخل الذرة فى الفصل الأول). يتكون الجدول الدورى من 18 مجموعة رأسية و7 دورات أفقية بحيث تبدأ الدورة بملأ مستوى طاقة جديد بالإلكترون واحد ويتتابع ملء المستويات الفرعية فى نفس الدورة حتى نصل للغاز الخامل. أما فى المجموعات الرأسية, فإن عناصر المجموعة الواحدة تتشابه فى التركيب الإلكتروني لمستوى الطاقة الأخير فيما عدا عدد الكم الأساسى  $n$ . تقسم عناصر الجدول الدورى إلى 4 مجموعات على حسب المستوى الفرعى الذى يتم ملؤه بالإلكترونات كالتالى:

## مجموعة أو كتلة S

تشتمل على الهيدروجين ومجموعة الأقلع , والأقلع الأرضية حيث يبدأ تكون الأغلفة الجديدة المضافة بمأ الدوير S وينتهي بإكماله.

## مجموعة أو كتلة p

فى هذه المجموعة يبدأ دخول الإلكترونات المستوى p وتنتهى بإكماله فى الغاز الخامل.

## مجموعة أو كتلة d

وهى مجموعة العناصر التى يمتلأ بها الدوير d وتسمى بالعناصر الإنتقالية وهى ثلاث مجموعات

- أ - سلسلة العناصر الانتقالية الأولى ويتتابع فيها إمتلاء المستوى الفرعى 3d
- ب - سلسلة العناصر الانتقالية الثانية ويتتابع فيها إمتلاء المستوى الفرعى 4d
- ج- سلسلة العناصر الانتقالية الثالثة ويتتابع فيها إمتلاء المستوى الفرعى 5d

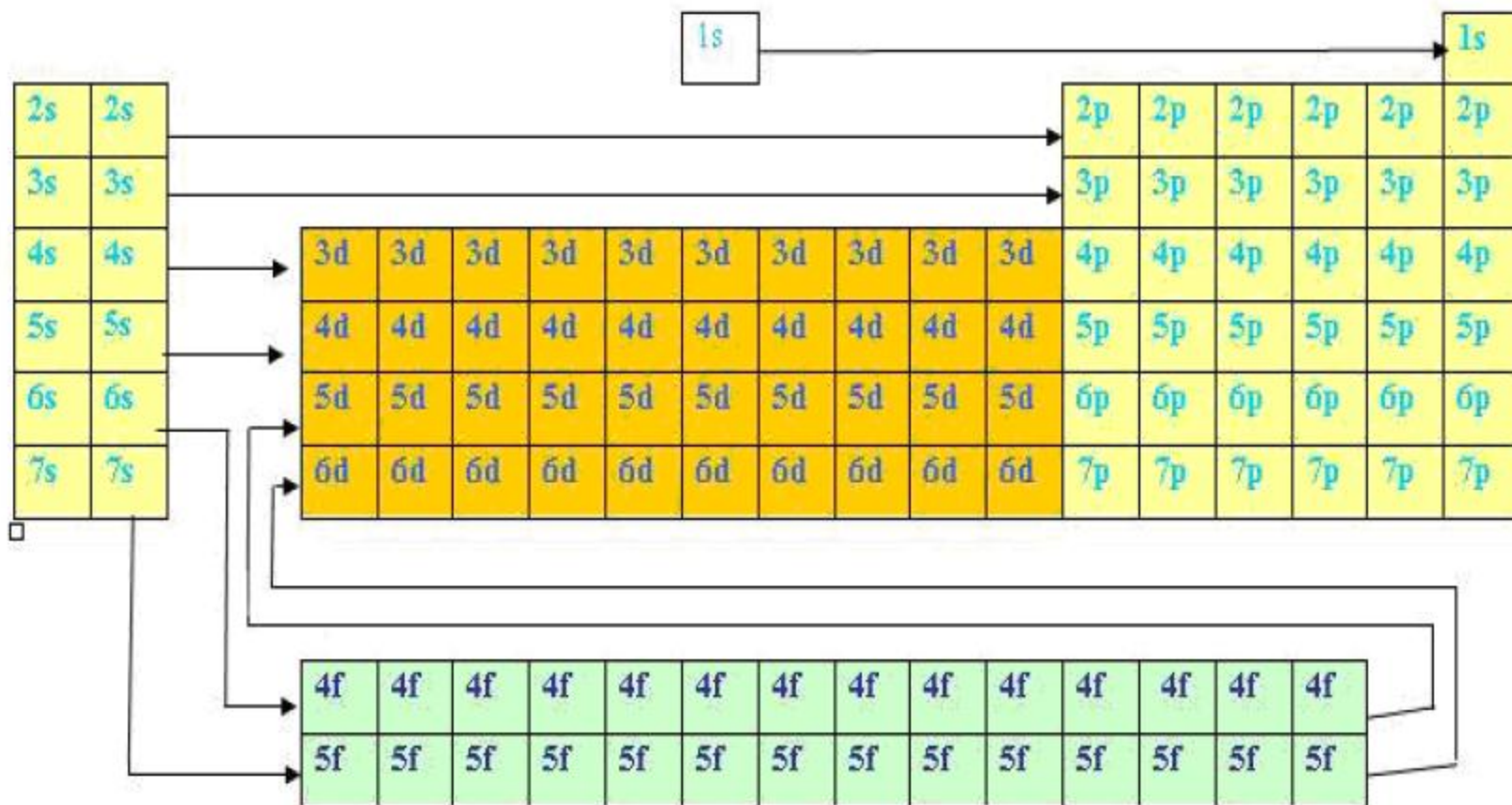
## مجموعة أو كتلة f

وتشتمل على العناصر التي يملأ بها الدوير f وتعرف هذه العناصر بالعناصر

الأرضية النادرة ويكون لها صفات العناصر الإنتقالية والدوير f في هذه العناصر يكون غير ممتلأ تماماً, و تضم هذه المجموعة سلسلتين هما :

أ - سلسلة اللانثانيدات والتي يمتلأ بها الدوير  $4f$

ب - سلسلة الأكتينيدات والتي يمتلأ بها الدوير  $4f$



	<b>1</b> IA																<b>18</b> Zero	
<b>1</b>	<b>1</b> H	<b>2</b> IIA											<b>13</b> IIIA	<b>14</b> IVA	<b>15</b> VA	<b>16</b> VIA	<b>17</b> VIIA	<b>2</b> He
<b>2</b>	<b>3</b> Li	<b>4</b> Be											<b>5</b> B	<b>6</b> C	<b>7</b> N	<b>8</b> O	<b>9</b> F	<b>10</b> Ne
<b>3</b>	<b>11</b> Na	<b>12</b> Mg	<b>3</b> IIIB	<b>4</b> IVB	<b>5</b> VB	<b>6</b> VIB	<b>7</b> VIIB	<b>8</b> —	<b>9</b> —	<b>10</b> —	<b>11</b> IB	<b>12</b> IIB	<b>13</b> Al	<b>14</b> Si	<b>15</b> P	<b>16</b> S	<b>17</b> Cl	<b>18</b> Ar
<b>4</b>	<b>19</b> K	<b>20</b> Ca	<b>21</b> Sc	<b>22</b> Ti	<b>23</b> V	<b>24</b> Cr	<b>25</b> Mn	<b>26</b> Fe	<b>27</b> Co	<b>28</b> Ni	<b>29</b> Cu	<b>30</b> Zn	<b>31</b> Ga	<b>32</b> Ge	<b>33</b> As	<b>34</b> Se	<b>35</b> Br	<b>36</b> Kr
<b>5</b>	<b>37</b> Rb	<b>38</b> Sr	<b>39</b> Y	<b>40</b> Zr	<b>41</b> Nb	<b>42</b> Mo	<b>43</b> Tc	<b>44</b> Ru	<b>45</b> Rh	<b>46</b> Pd	<b>47</b> Ag	<b>48</b> Cd	<b>49</b> In	<b>50</b> Sn	<b>51</b> Sb	<b>52</b> Te	<b>53</b> I	<b>54</b> Xe
<b>6</b>	<b>55</b> Cs	<b>56</b> Ba	<b>57</b> *La	<b>72</b> Hf	<b>73</b> Ta	<b>74</b> W	<b>75</b> Re	<b>76</b> Os	<b>77</b> Ir	<b>78</b> Pt	<b>79</b> Au	<b>80</b> Hg	<b>81</b> Tl	<b>82</b> Pb	<b>83</b> Bi	<b>84</b> Po	<b>85</b> At	<b>86</b> Rn
<b>7</b>	<b>87</b> Fr	<b>88</b> Ra	<b>89</b> +Ac	<b>104</b> Rf	<b>105</b> Ha	<b>106</b> Sg	<b>107</b> Ns	<b>108</b> Hs	<b>109</b> Mt	<b>110</b>	<b>111</b>	<b>112</b>	<b>113</b>					

\* Lanthanide Series

<b>58</b>	<b>59</b>	<b>60</b>	<b>61</b>	<b>62</b>	<b>63</b>	<b>64</b>	<b>65</b>	<b>66</b>	<b>67</b>	<b>68</b>	<b>69</b>	<b>70</b>	<b>71</b>
Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu

+ Actinide Series

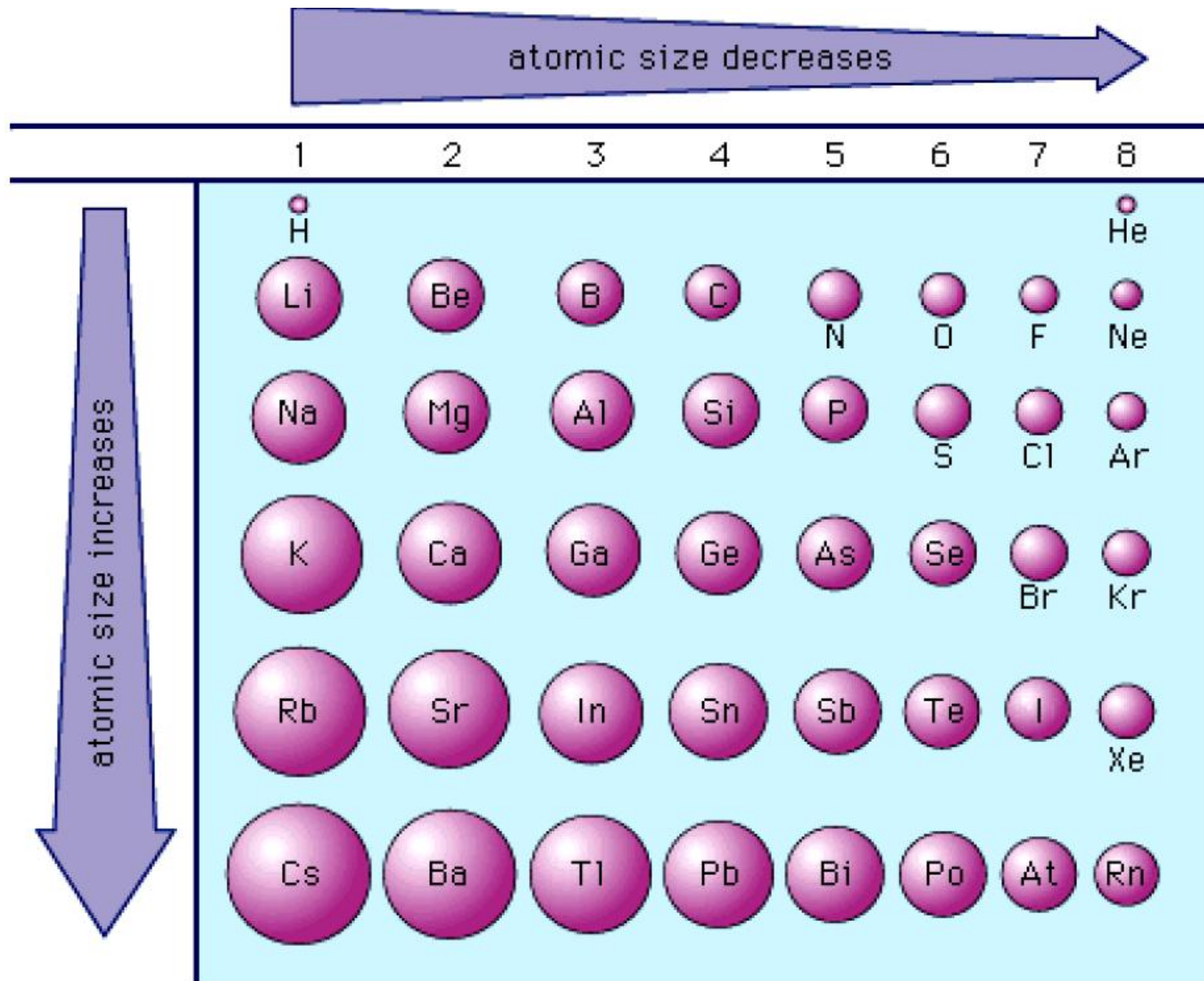
<b>90</b>	<b>91</b>	<b>92</b>	<b>93</b>	<b>94</b>	<b>95</b>	<b>96</b>	<b>97</b>	<b>98</b>	<b>99</b>	<b>100</b>	<b>101</b>	<b>102</b>	<b>103</b>
Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr

## بعض الخواص الطبيعية والكيميائية لعناصر الجدول الدوري

### أ- الحجم الذري (نصف قطر الذرة)

يستخدم نصف قطر الذرة كمعيار لحجم الذرة, ويعرف نصف قطر الذرة على أنه نصف المسافة بين مركزي ذرتين متماثلتين في جزيء ثنائي الذرة. يعتمد الحجم الذري اعتمادا واضحا على التركيب الذري ويتضح ذلك عندما نرى كيفية تغير نصف القطر الذري داخل الجدول الدوري. في الدورات الأفقية نرى أن الحجم الذري يقل كلما إتجهنا من اليسار إلى اليمين وذلك بسبب زيادة شحنة النواة تدريجيا في هذا الإتجاه مما يؤدي إلى جذب الكترولونات التكافؤ وتقلص حجم الذرة. نتيجة لهذا التدرج, نجد أن أكبر الذرات حجما داخل الدورة الواحدة هي ذرة عنصر المجموعة الأولى وأصغرها

هى ذرة عنصر المجموعة السابعة. اما بالنسبة للمجموعات, فإن الحجم الذرى يذيد داخل المجموعة كلما أوجهنا رأسيا من أعلى إلى أسفل بسبب زيادة عدد مستويات الطاقة وزيادة التنافر بين الإلكترونات كما أن مستويات الطاقة الممتلئة تعمل على حجب تأثير النواة على إلكترونات التكافؤ.



تدرج الحجم الذرى داخل الجدول الدورى



## ب- السالبة الكهربائية

تعرف السالبة الكهربائية بأنها قدرة الذرة على جذب إلكترونات الرابطة الكيميائية إليها ويكون لها دورية في الجدول الدوري كما هو الحال في الحجم الذري. في الدورات الأفقية، تزداد السالبة الكهربائية بزيادة العدد الذري ونقص نصف قطر الذرة داخل الدورة الواحدة وذلك بسبب زيادة قرب إلكترونات التكافؤ من تأثير النواة في نفس الإتجاه. أما في المجموعات الرأسية، فتقل السالبة الكهربائية داخل المجموعة الواحدة كلما إتجهنا رأسياً من أعلى إلى أسفل بسبب زيادة الحجم الذري في هذا الإتجاه مما يؤدي إلى بعد إلكترونات التكافؤ عن تأثير النواة بالتدريج. الشكل التالي يعطى قيم السالبة الكهربائية لبعض عناصر الجدول الدوري كمثال حيث يتضح التدرج في هذه الخاصية سواء داخل الدورة الواحدة أو المجموعة الواحدة.

## ج- جهد التأين

يعرف جهد التأين للذرة بأنه مقدار الطاقة اللازمة لإزالة أقل الإلكترونات إرتباطا بالذرة وهى فى الحالة الغازية. يعرف جهد التأين اللازم لإزالة أول إلكترون بجهد التأين الأول وجهد التأين اللازم لإزالة ثانى إلكترون بجهد التأين الثانى وهكذا. ويكون

جهد التأين الثانى أكبر من جهد التأين الأول وذلك بسبب إزدياد قوة جذب النواة, فمثلا تكون قيمة جهد التأين الأول لعنصر الليثيوم 5.4 إلكترون فولت والثانى 75.3 إلكترون فولت والثالث 122.4 إلكترون فولت. بالنسبة لدورية جهد التأين داخل الجدول الدورى نجد أن هناك تناسبا عكسيا بين جهد التأين والحجم الذرى. فى الدورات الأفقية, تزداد قيمة جهد التأين كلما إتجهنا من اليسار إلى اليمين داخل الدورة الواحدة وذلك بسبب النقص التدريجى فى نصف قطر الذرة فى هذا الإتجاه مما يؤدى

إلى قرب إلكترونات التكافؤ من النواة وبذلك يكون إنتزاعها أصعب. فى المجموعات الرأسية, يقل جهد التأين كلما إتجهنا رأسيا من أعلى إلى أسفل وذلك بسبب زيادة عدد الأغلفة الإلكترونية والذي يؤدي إلى زيادة حجم الذرة وزيادة بعد إلكترونات التكافؤ عن تأثير النواة بالإضافة إلى زيادة حجب إلكترونات التكافؤ عن النواة. عند رسم العلاقة بين جهد التأين والعدد الذري للعناصر المختلفة نحصل على علاقة مشابهة للعلاقة بين العدد الذرى ونصف قطر الذرة ولكن بشكل معاكس حيث توجد العناصر الخاملة فى مواقع القمم والفلزات فى مواقع القيعان.

## د- القابلية الإلكترونية (الميل الإلكتروني)

يعرف الميل الإلكتروني على أنه مقدار الطاقة المنطلقة عندما تكتسب الذرة المفردة إلكترون. في الدورات الأفقية، تزداد قيمة الميل الإلكتروني كلما إتجهنا من اليسار إلى اليمين داخل الدورة الواحدة وذلك بسبب النقص التدريجي في نصف قطر الذرة في هذا الإتجاه مما يؤدي إلى قرب الغلاف الخارجي من النواة وبذلك تزداد قدرة النواة على جذب الإلكترون الجديد. أما في المجموعات الرأسية، تقل قيمة الميل الإلكتروني كلما إتجهنا رأسياً من أعلى إلى أسفل وذلك بسبب زيادة عدد الأغلفة الإلكترونية مما يؤدي إلى بعد غلاف التكافؤ عن النواة. يجب أن نلاحظ أن هناك إختلاف بين الميل الإلكتروني والسالبية الكهربية حيث أن الميل الإلكتروني يشير إلى الذرة في حالتها المفرد بينما تشير السالبية الكهربية إلى الذرة المرتبطة مع غيرها.

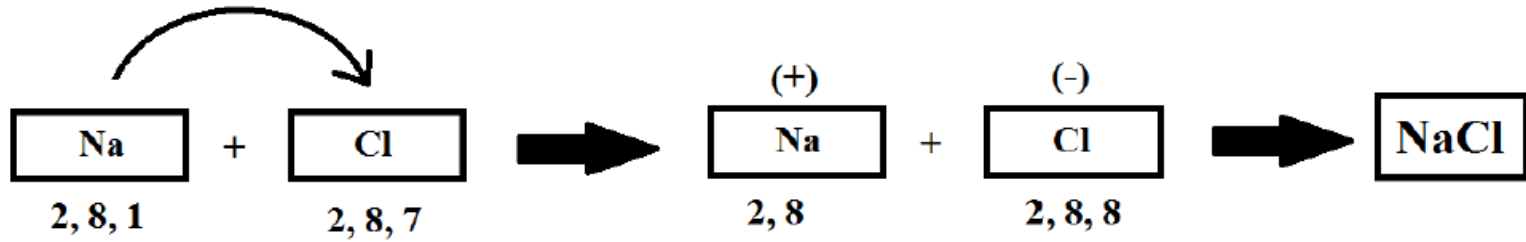
# الراوِبطُ الكيمياءية

من المعروف أن أكثر ذرات العناصر إستقرارا هي ذرات الغازات النبيلة, وذلك بسبب التركيب الإلكتروني لهذه الذرات حيث يكون مستوى الطاقة الخارجى لها مكتمل بالإلكترونات . جميع العناصر المعروفة (فيما عدا العناصر النبيلة) فى الظروف العادية نشيطة وتدخل فى تفاعلات كيميائية ليصبح تركيبها الإلكتروني مشابه للتركيب الإلكتروني لأقرب غاز خامل وذلك عن طريق فقد أو إكتساب أو المشاركة بالإلكترونات وهذا هو ما يؤدي الى حدوث التفاعلات وتكوين الروابط الكيميائية. هناك خمس أنواع من الروابط الكيميائية سوف نتناولها بالدراسة وهى رابطة التكافؤ الكهربي (أو الرابطة الايونية), الرابطة التساهمية , الرابطة التناسقية, الرابطة الهيدروجينية والرابطة الفلزية.

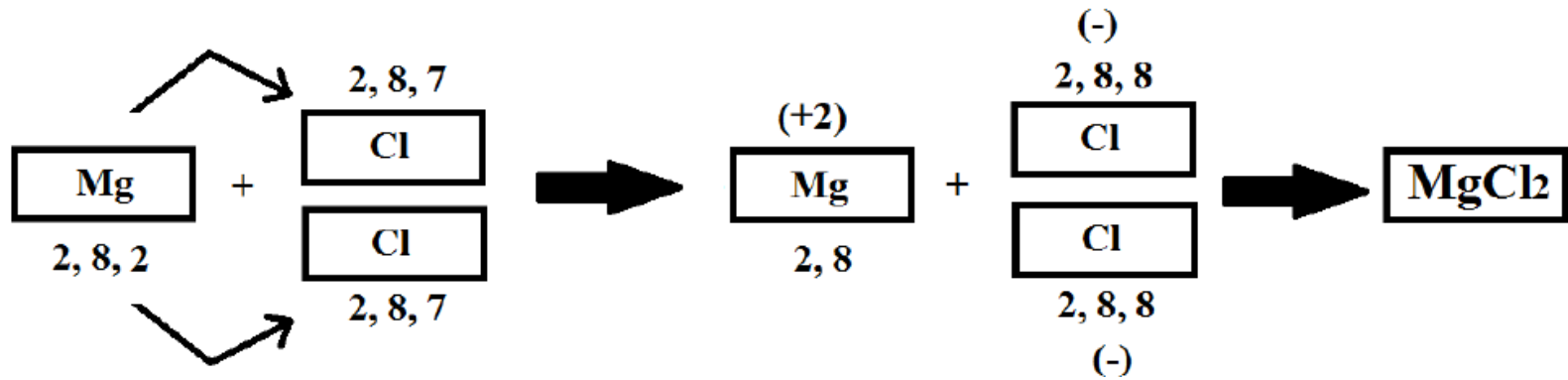
### 3-1 الرابطة الأيونية

هذا النوع من الترابط يتكون نتيجة إنتقال الإلكترونات من ذرة الى أخرى نتيجة ميل أحدهما لفقد الكترونات وميل الأخرى لكسب الكترونات بحيث يصل كلاهما بمداره الخارجي الى ترتيب الكتروني يشابه الغاز الخامل القريب منه. نتيجة لإنتقال الإلكترونات من أحد الذرات الى الأخرى تتحول الذرة المكتسبة الى أيون سالب وتتحول الذرة الفاقدة الى أيون موجب ثم يحدث تجاذب كهروستاتيكي بين كل من الأيون السالب و الأيون الموجب وتتكون رابطة تعرف برابطة التكافؤ الكهربي (أو الرابطة الأيونية) وتعرف المركبات المتكونه بأسم مركبات التكافؤ الكهربي أو المركبات الأيونية. ويوجد هذا النوع من الترابط في الاحماض والقواعد والاملاح وفيما يلي بعض الأمثلة على هذا النوع من الروابط.

## جزء كلوريد الصوديوم يتكون باتحاد ذرتي الصوديوم والكلور



## جزء كلوريد الماغنسيوم يتكون باتحاد ذرتي كلور وذرة ماغنسيوم



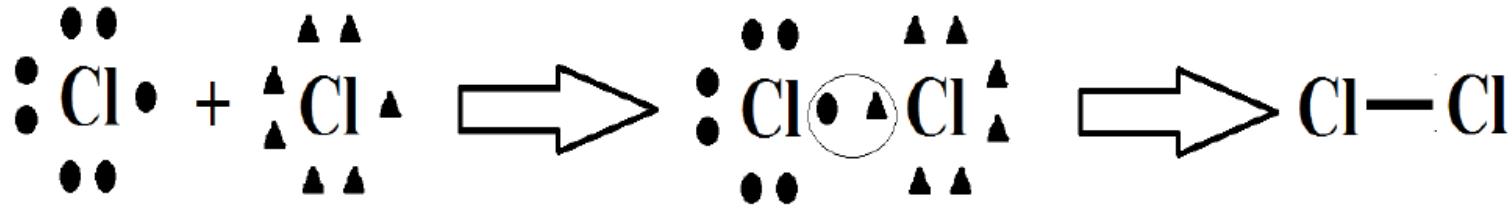


من الواضح أن التكافؤ الكهربى للعنصر قد يكون سالبا أو موجبا تبعا لذرتة هل تفقد أو تكتسب الكترونات لكي يتكون الايون, كذلك فمن الواضح أن عدد الروابط الأيونية التي تتكون دائما تساوي عدد الإلكترونات المفقدة أو المكتسبة بواسطة الذرة, ولذلك يكون هناك رابطة واحدة فى حالة كلوريد الصوديوم واثنين فى حالة كلوريد الماغنسيوم.

## الرابعة التساهمية

إذا اعتبرنا أن

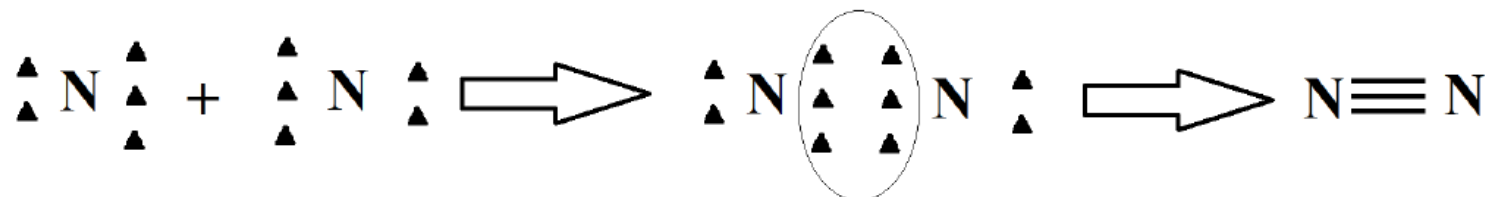
هناك ذرتان كل منهما تمتلك إلكترون تكافؤ واحد، بالتالي كل منهما تنقص بمقدار إلكترون واحد عن التركيب الثابت لذرة الهيليوم الخاملة، فإذا اقتربتا بحيث يصبح الإلكترونين مشتركين بين الذرتين فإننا سنحصل بذلك على رابطة تساهمية وستحصل كل ذرة من الذرتين على تركيب مماثل لتركيب ذرة الهيليوم. يطلق على الإلكترونات المكونة للرباط التساهمي بالإلكترونات المتشاركة **shared electrons** وهذا النوع من الترابط يوضح بخط ما بين الذرتين على أساس أن كل خط يمثل رابطة تساهمية أو زوج من الإلكترونات. على النقيض من الرباط الأيوني فإن الرباط التساهمي قد يحدث بين ذرتين متشابهتين وحيث أن هذه الرابطة لا يحدث نتيجتها أي إنتقال للإلكترونات من ذرة الى أخرى فإن الجزيئات المتكونة توصف بأنها جزيئات غير متأينة. فيما يلي بعض الأمثلة للمركبات التساهمية:



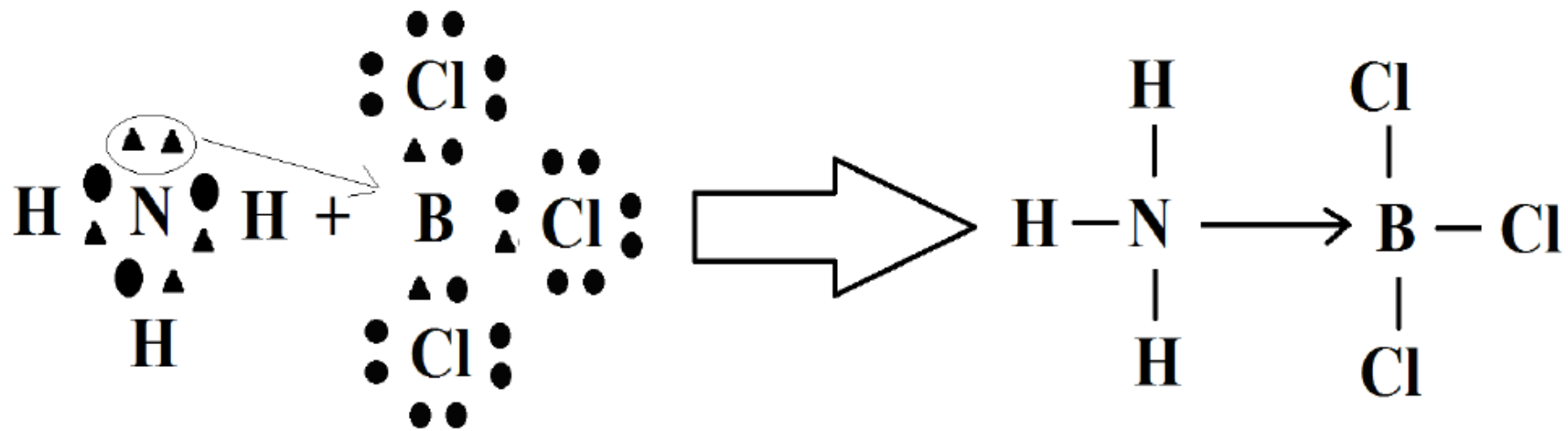
جزء الماء حيث يكون الأكسجين ثنائي التكافؤ



جزء النيتروجين حيث يكون النيتروجين ثلاثي التكافؤ

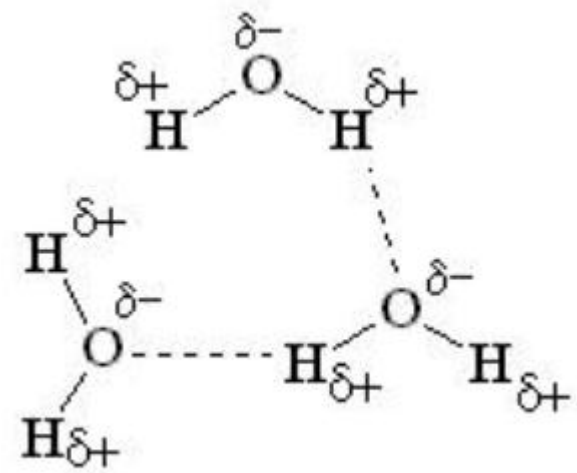


يعتبر الترابط التناسقي نوع خاص من الترابط التساهمي ولكن التساهم هنا يتم على حساب ذرة دون الأخرى, أي أن تقوم إحدى الذرات من جانبها بإعطاء الزوج المشترك من الإلكترونات دون أن تفقد كلية و دون أن تساهم الذرة الأخرى وذلك حتى يتناسق التركيب الإلكتروني في الذرتين المتحدتين. تسمى الذرة المعطية للإلكترونات بالذرة المعطية بينما تسمى الذرة الأخرى التي تستقبل هذه الإلكترونات بالذرة المستقبلية. بوجه عام, في الترابط التناسقي تكون إحدى الذرات ( المعطية ) لها ترتيب ثماني ثابت ولكن تملك زوجا أو أكثر من الإلكترونات بينما الذرة الأخرى ( المستقبلية ) تحتاج إلى زوج من الإلكترونات لتصل للتركيب الخامل أو المستقر ويرمز للرابطة هنا بسهم يتجه من الذرة المعطية إلى الذرة المستقبلية ويسمى زوج الإلكترونات الذي أعطته الذرة المعطية إلى الذرة المستقبلية بالزوج الوحيد. من الأمثلة على تكوين الرابطة التناسقية الإتحاد بين النشادر وثالث كلوريد البورون كما يلي:



## 3-4 الرابطة الهيدروجينية (Hydrogen Bond)

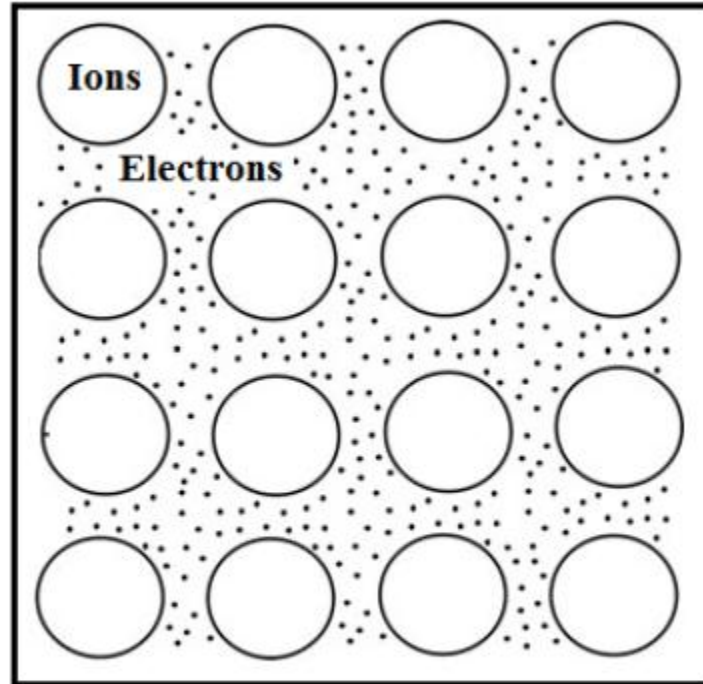
بعد معرفة تركيب وخواص الجزيئات وضح أن هناك نوع آخر من الترابط يتم بين الجزيئات وبعضها وكذلك بين الذرات داخل نفس الجزيء, هذا النوع من الترابط يتم عن طريق ذرة الهيدروجين. إذا نظرنا الى ذرة الهيدروجين نجد أنها تختلف عن كل ذرات العناصر الأخرى وذلك في أنها عند فقدانها للإلكترون ستكون هناك نواة خالية تماما من الإلكترونات وعليه يكون نصف قطر ذرة الهيدروجين في هذه الحالة أصغر بألاف المرات من نصف قطر أى ذرة أخرى, لذلك فإن ذرة الهيدروجين في هذه الحالة تكون ذات مقدرة عالية على الإقتراب من الذرات الأخرى. لهذا السبب فإن أيون الهيدروجين لا يوجد كأيون مستقل في السوائل ولكنه يتجمع في جزيئات المواد الأخرى, ففي الماء مثلا يتجمع أيون الهيدروجين مع جزيء الماء مكونا أيون الهيدرونيوم ( $H_3O^+$ ), كذلك يتجمع مع جزيء النشادر مكونا أيون الأمونيوم ( $NH_4^+$ ). يجب ملاحظة أن الرابطة في هذه المركبات بين أيون الهيدروجين وذرة الاكسجين أو ذرة النيتروجين تكون رابطة تناسقية.



### 3-5 الرابطة الفلزية (Metallic bond)

تنشأ هذه الرابطة بين ذرات الفلز وذلك عن طريق ارتباط الكترونات التكافؤ الخارجية لذرات الفلز مع بعضها مكونة سحابة الكترونية تحيط بأنوية ذرات الفلز. هذه الرابطة تكون مسئولة عن صلابة الفلزات وكذلك ارتفاع درجات غليانها وإنصهارها وكذلك قدرتها على التوصيل الكهربى. تختلف قوة هذه الرابطة من فلز لآخر وذلك اعتمادا على مقدرة الكترونات التكافؤ لذرات الفلز على الاشتراك في هذه الرابطة والذي بدوره يعتمد على قوى التجاذب بين الكترونات تكافؤ ذرة الفلز ونواتها, ومن ثم تختلف الفلزات عن بعضها في درجة صلابتها، درجات إنصهارها وغليانها وقدرتها على التوصيل للتيار الكهربى طبقا لقوة الرابطة الفلزية.





رسم توضيحي للرابطة الفلزية

حالات المادة

تواجد المادة بالطبيعة بواحدة من ٣ حالات، وهي الحالة الصلبة، أو الحالة السائلة، أو الحالة الغازية، ويمكن للمادة أن تنتقل من حالة إلى أخرى فالمواد الصلبة يمكن أن تتصهر فتصبح سائلة، والمواد السائلة يمكن أن تتبخر فتصبح غازية، أو العكس فالمواد السائلة قد تتجمد وتصبح صلبة، وهكذا، وفي هذا المقال سنوضح حالات المادة الثلاث.

**الحالة الصلبة** هي حالة من حالات المادة الثلاث، والتي تتميز بخصائص معينة تميزها عن السوائل والغازات، على سبيل المثال، لدى الحالة الصلبة القدرة على مقاومة أيّ قوة تُطبق على سطحها، كما أنّ الحالة الصلبة للمركبات تعتمد إلى حدٍ كبير على خصائص الذرات مثل القوى التي تعمل فيما بينها وكيفية ترتيبها.

أبرز خصائص الحالة الصلبة تمتلك المواد الصلبة خصائص فيزيائية وكيميائية، أبرزها ما يأتي:

- ١- تكون المواد الصلبة غير قابلة للضغط، مما يعني أن الجسيمات المكونة مرتبة بالقرب من بعضها البعض، وبسبب ذلك هناك مساحة ضئيلة بين مكونات الجسيم المكون.
- ٢- تكون هذه المادة صلبة جدًا، وذلك بسبب عدم وجود مسافة بين الذرات المكونة لها مما يجعلها صلبة و متماسكة مع بعضها البعض.
- ٣- تتمتع المواد الصلبة بأن لها كتلة وحجم وشكل محدد، وذلك بسبب تراص الجسيمات المكونة لها.
- ٤- تُعد المسافة بين ذرات الحالة الصلبة قصيرة، وينتج عن ذلك قوة قوية جدًا بين الجسيمات المكونة لها.
- ٥- يُمكن لجزيئات المواد الصلبة أن تتحرك فقط حول مواضعها المتوسطة.

- الحالة السائلة** تُعد الحالة السائلة للمادة مرحلة وسطية بين الحالة الصلبة والحالة الغازية، حيث أنّ قوى التجاذب بين جزيئات المواد السائلة والتي تفصل بينها مسافات كبيرة؛ تجعل منها جزيئات غير ثابتة في مكانها ومائلة أكثر للحركة، ويُساعد التجاذب بين هذه الجزيئات على بقاء حجم السائل ثابتًا. أبرز خصائص الحالة السائلة تُعد الحالة السائلة في الفيزياء أحد الحالات الثلاثة للمادة، حيث تُعد الوسيط بين الحالة الصلبة والحالة الغازية، وتتميز بعدة خصائص منها ما يأتي:
- ١- لا يوجد لها شكل محدد؛ حيث تأخذ شكل الوعاء الموضوعه فيه.
  - ٢- لها حجم محدد. الجسيمات لديها حرية التحرك فوق بعضها البعض، لكنها تملك قوى تجاذب فيما بينها.
  - ٣- تتمتع بخاصية التوتر السطحي. تتمتع بخاصية التماسك والتلاصق.
  - ٤- تتدفق الحالة السائلة من مرحلة إلى أخرى.
  - ٥- تحتوي السوائل على درجات غليان أعلى من درجة حرارة الغرفة، وذلك وفقًا للظروف العادية.
  - ٦- تمتلك المواد السائلة القدرة على نقل الموجات الصوتية في الوسط بسرعة تصل إلى ١ كم في الثانية

**الحالة الغازية** يُعتبر الغاز أحد حالات المادة التي ليس لها شكل وحجم ثابت، وذات كثافة منخفضة مقارنة بحالات المادة الأخرى، ويعود السبب في امتلاك جزيئات الغاز طاقة حركية عالية؛ إلى وجود مسافة كبيرة بين جزيئاتها حيث تتصادم فيما بينها ممّا يؤدي إلى سرعة انتشارها في الوعاء، وتوزيعها بشكل متساوي. ومن الجدير بالذكر أنّ سرعة انتشار جزيئات الغاز مرتبطة بدرجة الحرارة بعلاقة عكسية.

أبرز خصائص الحالة الغازية وهي المواد التي تمتلك جسيمات متباعدة عن بعضها البعض وسريعة الانتشار، حيث تمتلك خصائص عدة منها ما يأتي:

- ١- لا يوجد لها شكل محدد؛ حيث تأخذ شكل الوعاء الموجودة فيه.
- ٢- لا يوجد لها حجم محدد. تتحرك الجسيمات في حركة عشوائية، حيث أن قوى التجاذب فيما بينها قليلة أو منعدمة.
- ٣- شديدة الانضغاط. تختلط الغازات في جميع النسب بدون أيّ وسط ميكانيكي.
- ٤- تُمارس الغازات الضغط بالتساوي وفي كافة الاتجاهات.
- ٥- تتميز الحالة الغازية بتحويلها إلى الحالة الصلبة دون المرور بالحالة السائلة، وهذا ما يُعرف بخاصية الترسيب