

م . مريم عبدالباري

جامعة البصرة

كلية الزراعة

الكيمياء العامة النظري

مدرس المادة / م . مريم عبدالباري عريبي

الذوبانية وثابت حاصل الإذابة: Solubility & Solubility Product Constant

Solution : المحلول

عبارة عن مزيج متجانس من مادتين أو أكثر وتوجد هذه المواد في طور واحد ويختلف المحلول بصفاته عن صفات مكوناته ويطلق على المادة الأقل بالذائب solute والأخرى بالمذيب .solvent

الإذابة : وهي عبارة اختفاء ذرات أو ايونات أو جزيئات المذاب بين ذرات أو ايونات أو جزيئات المذيب.

Solute + solvent ——— solution

قابلية الذوبان : هي عبارة عن كمية المذاب القابلة للذوبان في حجم معين من المذيب بدرجة حرارة معينة ويعبر عنها g /100ml , g /liter and mole /L وهذه القابلية تعتمد على نوع المذيب ونوع المذاب.

المواد من ناحية الذوبانية إما أن تكون ذائبة أو غير ذائبة
الذائبة تكون إما ذائبة جدا very soluble أو قليل الذوبان slightly soluble أو شحيح الذوبان sparingly soluble

ذوبانية المركبات اللاعضوية في الماء :

معظم المركبات اللاعضوية تذوب في الماء وعلى النحو الآتي:

- 1- مركبات الامونيوم والصوديوم والبوتاسيوم ذائبة في الماء.
 - 2- الخلات والكلورات والنترات ذائبة في الماء .
 - 3- جميع الكلوريدات ذائبة في الماء عدا كلوريد الزئبق والفضة والرصاص حيث يذوب الأخير جيدا في الماء الحار في الوقت الذي يكون فيه قليل الذوبان في الماء البارد.
 - 4- جميع الكبريتات ذائبة في الماء عدا كبريتات الباريوم والرصاص
 - 5- جميع الهيدروكسيدات لا تذوب بالماء عدا هيدروكسيد الامونيوم والصوديوم والبوتاسيوم .
- لا تذوب الكربونات والفوسفات والاكاسيد والكبريتيدات في الماء عدا مركبات الامونيوم والصوديوم والبوتاسيوم .

تقسم المحاليل بالنسبة لتركيز المذاب في المحلول بدرجة حرارية معينة الى :

1-المحاليل المشبعة : Saturated Solutins

هي المحاليل التي يكون فيها المذاب في حالة توازن حركي في المحلول في درجة حرارية معينة بمعنى ما يذوب من المذاب يساوي ما يترسب منه وبالتالي ان كمية المذاب فيه في حجم المحلول الثابت وفي درجة حرارية معينة يبقى ثابتا.

2-المحاليل غير المشبعة: Unsaturated Solution

هي المحاليل التي يكون فيها كمية المذاب اقل مما يجب ان يكون في حالة المحلول المشبع بدرجة حرارية معينة أي ان للمذيب في تلك الدرجة امكانية اذابة كمية اخرى من المذاب وبالتالي فلا توازن حركي بين المذاب والمذيب.

٣- محاليل فوق الاشباع: Super Saturated Solutions

هي المحاليل التي تحتوي على كمية من المذاب اكثر مما تحتويه المحاليل في توازنها الحركي ويحدث هذا نتيجة لامكانية المذيب اذابة كمية اخرى من المذاب بقدر رفع درجة الحرارة.

ثابت حاصل الإذابة : constant of solubility product

لكل نظام في حالة اتزان يوجد له ثابت الاتزان K_{sp} خاص بالأملاح شحيحة الذوبان مثلا التوازن الآتي:



$$K_{eq} = \frac{\text{النواتج}}{\text{المتفاعلات}}$$

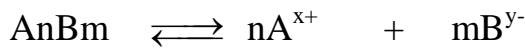
وبما أن تركيز المادة الصلبة قيمة ثابتة لا تعتمد على درجة الحرارة والضغط أو وجود المحلول المحتك به فنسب المعادلة أعلاه إلى :

$$[Ag^+][Cl^-] = K_{eq} [AgCl] = \text{constant}$$

حيث يدعى هذا الثابت بحاصل الإذابة

$$K_{sp} = K_{eq} = [Ag^+][Cl^-]$$

إن الصيغة العامة للتوازن الأيوني للأملاح شحيحة الذوبان هي :



$$K_{sp} = [A^{x+}]^n [B^{y-}]^m$$

كل مادة شحيحة الذوبان في الماء لها ثابت حاصل ذوبان خاص بها

الملح الذي له قيمة K_{sp} اقل هو الذي يترسب أولا أي انه إذا كانت قيمة K_{sp} واطئة دلالة على إن قابلية الذوبان للملح واطئة .

الحاصل الأيوني: Ionic product

يمثل حاصل ضرب التراكيز المولارية لايونات المادة المذابة في المحلول مرفوع كل منها الى أس يمثل عدد الايونات الموجودة .

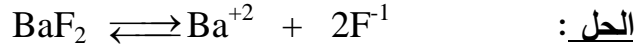
$$\text{Ionic product } I_p = [A^{x+}]^n [B^{y-}]^m$$

ماذا نستفاد من دراسة ثابت حاصل الإذابة :

- ١- حساب ذوبانية الملح من قيم K_{sp} .
- ٢- حساب قيم K_{sp} من ذوبانية الملح.
- ٣- حساب تركيز احد ايونات الملح في محلول مشبع إذا كان تركيز الايون الآخر معروفا وكذلك قيمة K_{sp} .
- ٤- معرفة أي الملحين يترسب أولا إذا كان في المحلول ملحين .
- ٥- التمييز بين الأملاح من قابلية ذوبانها.
- ٦- كذلك معرفة حالة المحلول الملحي مشبع اوغير مشبع أو فوق الإشباع عن طريق قيمة I_p ومقارنتها بقيمة K_{sp} .

أمثلة محلولة :

- ١- عند تركيز محلول مشبع من فلوريد الباريوم BaF_2 عند درجة حرارة 25 مئوي ذوبانيته 0.0065 مول/لتر ، أحسب قيمة ثابت حاصل الإذابة K_{SP} لهذا الملح.

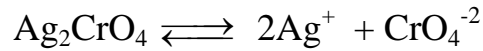


بما أن الذوبانية $S = 0.0065$

$$0.013M = 2 \times 0.0065 = 2S = [F^{-1}] , 0.0065M = S = [Ba^{+2}]$$

$$\begin{aligned} K_{SP} &= [Ba^{+2}][F^{-1}]^2 \\ &= [0.0065][0.013]^2 \\ K_{SP} &= 1.1 \times 10^{-6} \end{aligned}$$

- مثال ٢: إذا علمت إن K_{SP} لمحلول مشبع من Ag_2CrO_4 يساوي 1.3×10^{-12} عند درجة حرارة 25 مئوي ، احسب قابلية ذوبان أيوناتها في المحلول.



$$K_{SP} = [Ag^{+}]^2 [CrO_4^{-2}]$$

نفرض قابلية ذوبان الملح $S =$ مول/لتر

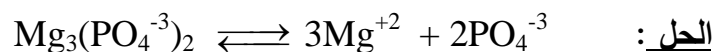
$$S = [CrO_4^{-2}] , 2S = [Ag^{+}]$$

$$\begin{aligned} K_{SP} &= [2S]^2 [S] \\ 10^{-12} \times 1.3 &= 4S^2 \times S \\ &= 4S^3 \end{aligned}$$

$$M \ 1.4 \times 10^{-4} = 7 \times 10^{-5} \times 2 = [Ag^{+}] , 7 \times 10^{-5} M = S = [CrO_4^{-2}]$$

- مثال ٣: احسب قابلية ذوبان الأيونين $[PO_4^{-3}]$; $[Mg^{+2}]$ في محلول مشبع من $Mg_3(PO_4^{-3})_2$ إذا علمت إن ثابت حاصل الإذابة لمادة $Mg_3(PO_4^{-3})_2$ بدرجة 25 مئوي يساوي

$$10^{-13} \times 9$$



$$K_{\text{SP}} = [\text{Mg}^{+2}]^3[\text{PO}_4^{-3}]^2$$

$$\text{نفرض } S = [\text{Mg}^{+2}] \text{ مول/لتر}$$

$$\text{إذن } \frac{2}{3}S = [\text{PO}_4^{-3}] \text{ مول/لتر}$$

$$4 \times 10^{-13} = S^3 \times \frac{4}{9} S^2 ; \quad k_{\text{sp}} = [S]^3 \left[\frac{2}{3}S\right]^2$$

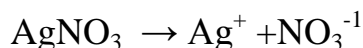
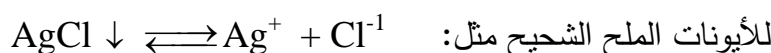
$$[\text{Mg}^{+2}] = S = 3.9 \times 10^{-3} \text{ M} , \quad S = \sqrt[3]{9 \times 10^{-13}} , \quad 9 \times 10^{-13} = S^5$$

$$2.6 \times 10^{-3} \text{ M} = 3.9 \times 10^{-3} \times \frac{2}{3} = S \frac{2}{3} = [\text{PO}_4^{-3}]$$

العوامل المؤثرة على قابلية الذوبان :

1- تأثير الأيون المشترك Common ion effect:

لو أضيف إلى محلول مشبع شحيح الذوبان كمية أخرى من الكتروليتية تحتوي على أيون مشابه



سوف تترسب الأيونات المذابة من الملح الشحيح وتتحول إلى المادة الصلبة ويستمر هذا الترسيب إلى إن يصبح الحاصل الأيوني يساوي ثابت حاصل الإذابة. يمكن تعليل تأثير الأيون المشترك حسب قاعدة ليه شاتليه حيث وجود الأيون المشترك يؤدي إلى حرف التوازن باتجاه تقليل إضافة الألكتروليت القوي أي باتجاه الصيغة غير الذائبة ومجمل فعل الأيون المشترك هو نقصان قابلية ذوبان المادة شحيحة الذوبان في الماء.

مثال: إذا علمت إن ثابت حاصل الإذابة لمادة BaSO_4 في الماء عند درجة حرارة 25 مئوي

يساوي 1×10^{-10} ماهي قابلية ذوبان هذه المادة مقدرة بوحدة غم/لتر.



$$\text{نفرض قابلية الذوبان } S = \text{مول/لتر}$$

$$K_{\text{SP}} = [\text{Ba}^{+2}][\text{SO}_4^{-2}]$$

$$1 \times 10^{-10} = S \times S = S^2$$

$$S = \sqrt{1 \times 10^{-10}} = 1 \times 10^{-5} \text{ M}$$

$$\text{الوزن الجزيئي } \text{BaSO}_4 = 233.4 \text{ غم/مول}$$

$$\text{غم/لتر} = \text{المولارية} \times \text{الوزن الجزيئي} = \text{BaSO}_4 = 1 \times 10^{-5} \times 233.4 = 2.33 \times 10^{-3}$$

مثال : احسب قابلية ذوبان BaSO_4 في محلول حامض الكبريتيك H_2SO_4 تركيزه 0.5

مولاري وعند درجة حرارة 25 مئوي علما إن K_{SP} يساوي 1×10^{-10} .



$$K_{SP} = [\text{Ba}^{+2}][\text{SO}_4^{-2}]$$

نفرض الذوبانية = S مول/لتر

$$S = [\text{Ba}^{+2}] \text{ مول/لتر}$$

$$[SO_4^{-2}] = (S + 0.5) \text{ مول/لتر}$$

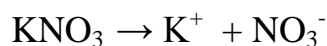
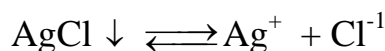
$$K_{SP} = [\text{Ba}^{+2}][\text{SO}_4^{-2}]$$

$$1 \times 10^{-10} = S \times (S + 0.5) \text{ ، } 10^{-10} \times 2 = S$$

٢- تأثير الإلكتروليت الخامل : Inert electrolyte effect

يمكن أن نتوقع عدم تأثير قابلية ذوبان مادة شحيحة الذوبان بوجود مادة ذائبة كليا لا تسهم معها بايون مشترك ولا تتفاعل مع ايوناتها(وقد سميت هذه المادة خاملة وفقا لهذا السلوك فقط) وهكذا نتوقع لا يكون لإضافة KNO_3 أي تأثير على قابلية ذوبان AgCl طالما لا يوجد تفاعل بين أيونات هاتين المادتين وطالما لا تسهم المادة KNO_3 بايون مشترك مع AgCl وبعبارة أخرى نتوقع أن لا يكون لإضافة KNO_3 أي تأثير على التوازن و لا على حاصل الإذابة، ولكن في الواقع أن قابلية ذوبان AgCl أو أي مادة شحيحة الذوبان تزداد بوجود مادة أخرى ذائبة كليا تتصف بالخمول وتدعى هذه الظاهرة (بتأثير الملح أو تأثير الأيون المختلف) Salt effect or Diverse ion effect .

يمكن تفسير تأثير الملح على أساس كهروستاتيكي بحت حيث يعم المحلول قوى تجاذب كهروستاتيكي بين أيونات المادتين وفي مثالنا بين أيونات (Ag^+ و NO_3^-) و (Cl^- و K^+) ويزداد هذا التجاذب بزيادة تركيز المادة الذائبة الإلكتروليتية الخاملة مما يؤدي إلى انحراف التوازن بعض الشيء نحو الأيونين Ag^+ و Cl^- ونتيجة هذا الانحراف تزداد قابلية ذوبان AgCl .

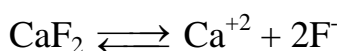


٣- تأثير الحوامض : Acids effect

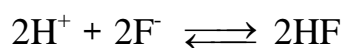
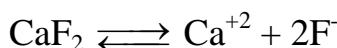
إن تأثير الحوامض (أيون H^+) على قابلية ذوبان الأملاح الشحيحة يعتمد على تركيب المادة نفسها وخاصة أيونها السالب، لو قارنا قابلية ذوبان AgCl في الماء مع قابلية ذوبانه بحامض HNO_3 تركيز 0.01M سنجد أن قابلية ذوبانه في الحامض أكبر قليلا مما عليه في الماء وهذا يعود بسبب تأثير الملح ويلاحظ نفس التأثير على قابلية ذوبان Hg_2Cl_2 ، PbI_2 ، AgBr ، وقد اخترنا HNO_3 لأنه لا يسهم بأيون مشترك مع AgCl ولا تتفاعل مع أيوناته ، لم نستخدم HCl لأنه يسهم مع AgCl بأيون مشترك ولم نختار الحامض HBr لأنه يشترك

في تفاعل مع AgCl مكونا مادة شحيحة الذوبان أخرى AgBr. لو قارنا قابلية ذوبان المواد التالية في الماء مع قابلية ذوبانها في الحامض (CaCO₃-Mg(OH)₂-BaCO₃-ZnS-CaF₂) سنجد أن قابلية الذوبان في محلول الحامض أكبر بكثير مما عليه في الماء ولا يمكن تفسيرها فقط بتأثير الملح ،نلاحظ أن الأملاح أعلاه تزداد قابلية ذوبانها بوجود الحامض بسبب أيونها السالب الذي يعود الى الحامض الضعيف الذي يمثل قاعدة قوية ،إن الأيون H⁺ الناتج من الحامض يتفاعل مع الأيون السالب للملح مكونا جزيئات من الحامض الضعيف وهذا التأثير يؤدي الى انحراف التوازن باتجاه انتاج المزيد من الأيون السالب للملح ، وهكذا ستزداد قابلية ذوبان الملح وسيستمر التوازن بالانحراف الى أن يبلغ حالة توازن جديدة.

مثال على ذلك ذوبان CaF₂ في الحامض وأن التوازن في المحلول المشبع وأيوناته هو :



إن إضافة حامض الى هذا المحلول مثل حامض HCl , HNO₃ يؤدي الى تفاعل أيون H⁺ مع أيون F⁻ مكونا الحامض الضعيف HF :

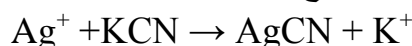


وعند جمع المعادلتين نحصل على : CaF₂ + 2H⁺ ⇌ Ca⁺² + 2HF

ويلاحظ أن هذا التأثير يؤدي الى إذابة المزيد من CaF₂ ونطبق هذا على جميع الأملاح التي يمثل أيونها السالب قاعدة قوية أي مشتق من حامض ضعيف.

٤- تكوين الأيونات المعقدة: Formation complex ions

تكون الزيادة الحاصلة في ذوبان الرواسب هي نتيجة الإضافة الفائضة في العامل المرسب نتيجة لتكوين مركبات معقدة حيث يتفاعل الأيون المنفرد البسيط مع إما أيون منفرد آخر يحمل شحنة معاكسة أو مع جزيئة متعادلة على سبيل المثال:



عند وجود زيادة من KCN سوف يتكون معقد Ag(CN)₂⁻¹ ويكون ذائب :



مثال آخر:



عند وجود زيادة من العامل المرسب Cl⁻ يتكون معقد ذائب كما في المعادلة:



٥- درجة الحرارة : Temperature effect

كما هو معروف بان ذوبان معظم المواد الصلبة في السوائل يزداد بزيادة درجة الحرارة ففي الشكل المجاور يلاحظ إن ذوبانية الأملاح في الماء تزداد بزيادة درجة الحرارة وذلك لأنه تتوفر كمية من الطاقة اللازمة لتكسير الأواصر الموجودة بين جزيئات المذاب وتكوين أواصر جديدة بين المذيب والمذاب .

الجدول أدناه يبين ذوبانية لبعض الأملاح في درجتين حراريتين مختلفتين

درجة الحرارة °C	الذوبانية غم / لتر	الملح
100	0.021	AgCl
0	0.007	
20	0.0024	BaSO ₄
0	0.00115	
100	0.083	PbSO ₄
20	0.041	

٦- تأثير المذيب Solvent effect:

تتأثر ذوبانية المركبات الأيونية في المذيبات بعاملين يعودان للمذيب

قطبية المذيب polarity

ثابت العزل الكهربائي للمذيب Dielectric constant

إذ إن المذيب القطبي هو الذي يمتلك قطب ثنائي Dipole له ثابت عزل كهربائي كبير نسبيا فكلما كان المذيب أكثر قطبية كلما زاد الجذب بينه وبين ايونات الملح كما إن قوى تجاذب ايونات الملح لبعضها البعض على سطح البلورة تتناسب عكسيا مع ثابت العزل الكهربائي

$$K = \frac{1}{\epsilon} \times \frac{e_1 \cdot e_2}{r^2}$$
 للمذيب حسب قانون كولوم

K : قوة الجذب بين الايونين المختلفين بالشحنة للملح

ε : ثابت العزل الكهربائي للمذيب

e₁.e₂ : شحنة الايون الموجب والسالب

r : المسافة بين الايونين المشحونين

ولهذا فالماء مذيب جيد لكثير من الأملاح الأيونية بان له قطبية عالية وثابت عزل كهربائي عالي .

الترسيب التجزيئي: Fractional Precipitation

هي طريقة لفصل مزيج من الايونات موجودة في نفس المحلول بواسطة الترسيب التدريجي والمكونة لرواسب شحيحة الذوبان عند اضافة نفس العامل المرسب لها، وان امكانية الفصل الكمي للمزيج يعتمد على نسبة تركيزها في المحلول وعلى قيم حاصل الاذابة لها.

مثال: عند اضافة محلول نترات الفضة $AgNO_3$ الى محلول يحتوي على أيوني Cl^- و I^- أي ملح سوف يترسب أولاً وكيف يتم اكمال ترسيب الاول قبل ان يبدأ الثاني بالترسيب؟

علما بان K_{SP} لراسب كلوريد الفضة يساوي 1.2×10^{-10} وللايوديد الفضة يساوي 1.7×10^{-16} .

الحل: من ملاحظة K_{SP} يتبين ان AgI يملك اقل K_{SP} وعليه يترسب اولاً حال وصول الحاصل الايوني اكبر من K_{SP} بينما $AgCl$ يبدأ بالترسيب بعد ذلك.

البناء الذري: Atomic Structure

الذرة هي أصغر جزء من العنصر الكيميائي الذي يحتفظ بالخصائص الكيميائية لذلك العنصر. يرجع أصل الكلمة الإنجليزية (Atom) إلى الكلمة الإغريقية أتوموس، وتعني غير القابل للانقسام، إذ كان يعتقد أنه ليس ثمة ما هو أصغر من الذرة. تتكون الذرة من سحابة من الشحنات السالبة (الإلكترونات) تدور حول نواة موجبة الشحنة صغيرة جداً في الوسط. تتكون النواة الموجبة هذه من بروتونات موجبة الشحنة، ونيوترونات متعادلة. الذرة هي أصغر جزء من العنصر يمكن أن يتميز به عن بقية العناصر؛ إذ كلما تعمقنا أكثر في المادة لنلاقي البنى الأصغر لن يعود هناك فرق بين عنصر وآخر. فمثلاً، لا فرق بين بروتون في ذرة حديد وبروتون آخر في ذرة يورانيوم مثلاً، أو ذرة أي عنصر آخر. الذرة، بما تحمله من خصائص؛ عدد بروتوناتها، كتلتها، توزيعها الإلكتروني...، تصنع الفروقات بين العناصر المختلفة، وبين الصور المختلفة للعنصر نفسه (المسماة بالنظائر)، وحتى بين كون هذا العنصر قادراً على خوض تفاعل كيميائي ما أم لا.

ظل تركيب الذرة وما يجري في هذا العالم البالغ الصغر، ظل وما زال يشغل العلماء ويدفعهم إلى اكتشاف المزيد. ومن هنا أخذت تظهر فروع جديدة في العلم حاملة معها مبادئها ونظرياتها الخاصة بها ومنها:

النظرية الذرية:

تهتم بدراسة طبيعة المادة، وتتص على أن كل المواد تتكون من ذرات. ومن الاكتشافات اليونانية في عام ٤٣٠ ق.م اذ توصل الفيلسوف اليوناني (ديموقريطس) إلى مفهوم أو فكرة في أن كل الأشياء مكونة من ذرات غير قابلة للانقسام. واعتقد هذا الفيلسوف أن كل الذرات متماثلة وصلبة وغير قابلة للانضغاط إلى جانب أنها غير قابلة للانقسام ، وأن الذرات تتحرك بأعداد لا حصر لها في فضاء فارغ. وأن الاختلاف في الشكل والحجم الذري يحدد الخصائص المختلفة لكل مادة. وطبقاً لفلسفة (ديموقريطس) فإن الذرات ليست المكون الأساسي للمواد فقط ولكنها تكون أيضاً خصائص النفس الإنسانية. فعلى سبيل المثال فإن الآلام تسببها "الذرات الشريرة" وذلك لأن هذه الذرات تكون على شكل (إبر) بينما يتكون اللون الفاتح من الذرات المسطحة ذات الملمس الناعم ، وقد اعتقد ديموقريطس واعتقد معه الناس أفكار هي بلا شك تثير تهكمنا الآن ولكنها كانت منذ قرون "العلم الذي لا يبارى". إن النظرية اليونانية عن الذرة لها مدلول تاريخي وفلسفي بالغ الأهمية ، إلا أنها ليست ذات قيمة علمية، ذلك أنها لم تقم على أساس ملاحظة الطبيعة أو القياس أو الاختبارات أو التجارب.

نموذج دالتون:

وجاءت نظرية دالتون بشكل مختلف عما سبق ذلك كونها تعتمد على قوانين بقاء الكتلة والنسب الثابتة والتي اشتقت من العديد من الاستنتاجات المباشرة. يمكن التعبير عن النظرية التي اقترحها بالاتي :

الأشياء (المواد) تتكون من العديد من الجسيمات الغير قابلة للتجزئة (ذرات) ذات حجم صغير جداً. ذرات نفس العنصر متشابهة في الخواص (الشكل ، الحجم ، الكتلة)، وتختلف تماماً عن ذرات العناصر الأخرى. يمكن لذرات العناصر المختلفة أن تتحد مع بعضها بنسب عددية بسيطة مكونة المواد. الاتحاد الكيميائي عبارة تغيير في توزيع الذرات. لقد أثبتت نظرية دالتون نجاحها من خلال تفسيرها لبعض الحقائق القائمة في ذلك الزمان كما أنها استطاعت أيضاً التنبؤ ببعض القوانين غير المكتشفة :

أولاً : تتضمن هذه النظرية (قانون حفظ الكتلة) : حيث أن التفاعل الكيميائي لايفعل شيئاً سوى إعادة توزيع الذرات ولم تفقد أي ذرة في هذه المنظومة وبالتالي تظل الكتلة ثابتة عند حدوث التفاعل الكيميائي.

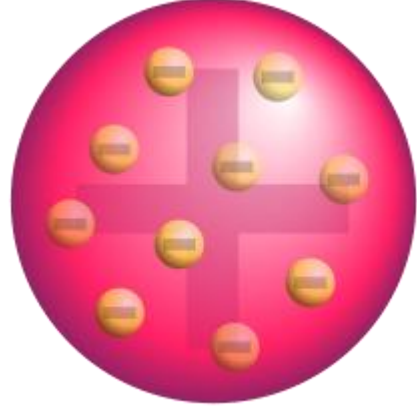
ثانياً : تفسر هذه النظرية (قانون النسب الثابتة) : افترض دالتون ان مادة ما تتكون من عنصرين A و B. وان أي جزيئ من هذه المادة يتكون من ذرة واحدة من A وذرة واحدة من B يعرف الجزيئ بأنه مجموعة ذرات مترابطة مع بعضها بقوة تسمح لها بالتصرف أو إعادة التنظيم كجسيم واحد. افترض أيضاً ان كتلة الذرة A تكون ضعف كتلة الذرة B وبالتالي فان الذرة A تساهم بضعف الكتلة التي تساهم بها الذرة B في تكوين جزيء واحد من هذه المادة الأمر الذي يعني ان نسبة كتلة الذرة A الى الذرة B هي ١/٢ ، كما في مركب الماء نسبة الهيدروجين إلى الأكسجين دائماً ثابتة ٢ : ١ .

ثالثاً : لقد تنبأت نظرية دالتون بقانون النسب المتضاعفة (قانون النسب المتعددة): عندما تتحد ذرة ما مع أخرى وتشكل أكثر من مركب فإن نسبة الأوزان لتلك الذرة التي تتحد مع واحد جرام من الذرة الأخرى يجب أن يكون نسبة بسيطة. مثال: الأكسجين يتحد مع الكربون ويشكل أكثر من مركب (CO ، CO₂)، وزن الأكسجين الذي يتحد مع واحد جرام من الكربون في المركبين هو ٢,٦٦ g للمركب الأول و ١,٣٣ g للمركب الثاني ، نسبة هذه الأوزان هي ٢ وكان دالتون أول من حسب أوزان ذرات عدد من العناصر.

نموذج فارادي:

توصّل فاراداي إلى أن الذرات تحتوي على جسيمات مكهربة تدعى إلكترونات وقام بتجارب تحليل أملاح إلا أنه لم يضع أي نموذج ذري

نموذج ثومسون:



تكون الشحنة الموجبة في نموذج ثومسون موزعة بالتساوي على كل الحجم المشغول بالإلكترونات ، ففي عام ١٨٩٦م أجرى ثومسون أبحاثاً حول أشعة الكاثود حيث صمم جهازاً لقياس نسبة شحنة الإلكترون إلى كتلته مستعيناً بخواص الأشعة الكاثودية المتولدة من التفريغ الكهربائي خلال غاز مخلخل الضغط حيث تنحرف الأشعة المهبطية عن مسارها المستقيم عند مرورها في المجال المغناطيسي، ولكنها تعود إلى مسارها الأصلي عند تسليط مجال كهربائي بالاتجاه العمودي على المجال المغناطيسي ومن معرفة مقدار شدة المجالين الكهربائي والمغناطيسي استطاع ثومسون تعيين نسبة شحنة الإلكترون (ش) إلى كتلته (ك) فوجد أن تساوي $1,7588 \times 10^{-8}$ كولومب/غم. وفي ٣٠ أبريل ١٨٩٧م، أدهش الأوساط العلمية بإعلانه عن أن الجسيمات المكونة لأشعة الكاثود هي أصغر حجماً بكثير من الذرات، وقد سميت هذه الجسيمات بالإلكترونات.

وفي عام ١٨٩٧م أظهر اكتشاف الإلكترون للعالم "ثومسون" أن المفهوم القديم عن الذرة منذ ألقى عام، والذي ينطوى عليها على أنها جسيم غير قابل للانقسام كان مفهوماً خاطئاً، كما أظهر أيضاً أن للذرة - في الواقع - ترتيب معقد غير أنهم لم يغيروا مصطلح "الذرة" أو الغير قابله للتجزئة إلى "الذرة" وأدى اكتشاف "ثومسون" عن الإلكترون ذو الشحنة السالبة إلى إثارة الإشكاليات النظرية لدى الفيزيائيين لأن الذرات ككل - تحمل شحنات كهربائية متعادلة فأين الشحنة الموجبة التي تعادل شحنة الإلكترون.

وفي الفترة ما بين عامي (١٩٠٣ - ١٩٠٧) حاول - "ثومسون" أن يحل هذا اللغز السابق ذكره عن طريق تكييف نموذج للذرة والتي اقترحها في المقام الأول "اللورد كيلفن" في عام ١٩٠٢، وطبقاً لهذا النموذج والذي يشار إليه غالباً بنموذج "كرة معجونة وبها بعض حبوب الزبيب" فإن الذرة غالباً هنا عبارة عن كرة ذات شحنة موجبة متماثلة أما الشحنات السالبة فإنها منتشرة على الإلكترونات مثل الزبيب المدفون في كرة الزبيب.

وترجع أفضلية نظرية "ثومسون" عن الذرة في أنها ثابتة، فإذا لم توضع الإلكترونات في مكانها الصحيح فستحاول أن تعود إلى مواضعها الأصلية ثانية. وفي نموذج معاصر أيضاً نظر العلماء إلى الذرة على أنها مثل النظام الشمسي أو مثل كوكب "زحل" ذو حلقات من الإلكترونات محيطة بالشحنة الكهربائية الموجبة المركزة.

حيث توصل ثومسون إلى أن:

١- الذرة كرة مصمتة موجبة الشحنة.

٢- تتخلل الإلكترونات السالبة الذرة (كما تتخلل البذور ثمرة البرتقال).

٣- الذرة متعادلة كهربائياً.

كان عمل ثومسون يمثل تقدماً أساسياً في مجال الفهم العلمي لبنية الذرة مقترحاً نموذجاً عرف فيما بعد بنموذج ثومسون. إن عمله هذا أعطى الكثير من البراهين العملية لكثير من النظريات التي وضعت حول البنية الذرية في عصره.

قام نموذج رذرفورد:

اكتشف رذرفورد من خلال تجاربه بأن الشحنة الموجبة للذرة تتركز في مركزها في نواة صغيرة مكثفة ومتراصة وعلى أساس ذلك وضع نموذجه الذري الذي عرف بالنموذج النووي. افترض رذرفورد عام ١٩١١م النموذج النووي للذرة معتبراً أن الذرة تتكون من كتلة صغيرة جداً وكثيفة جداً ذات شحنة موجبة تسمى النواة وتحمل مركز الذرة وتحتوي نواة الذرة على جميع البروتونات ولذا فإن كتلة الذرة هي تعبير عن مجموع كتل البروتونات في نواتها (حيث أن قيمة كتل الإلكترونات صغيرة جداً.... فهي قيم مهملة)، كما أن شحنة النواة الموجبة ترجع إلى تمركز البروتونات الموجبة بها. وتتوزع إلكترونات الذرة حول النواة بنفس الطريقة التي تتوزع بها الأجرام السماوية حول الشمس، وبما أن الذرة متعادلة لذا فعدد الإلكترونات يساوي لعدد البروتونات بالنواة.

العالم راذرفورد بإجراء بعض من أبرز التجارب للوصول إلى حقائق تركيب الذرة. وقد اعتمد في تجارية على استخدام جسيمات ألفا المنطلقة من مادة مشعة وفي اعتقاده أن المادة المشعة تطلق إشعاعاتها في كافة الاتجاهات وبلا حدود وهي تتكون من جسيمات ألفا (α -particles) الموجبة الشحنة وجسيمات بيتا (β -particles) السالبة الشحنة وأشعة كاما (γ -rays) المتعادلة الشحنة. ويمكن اعتبار جسيمات ألفا تحمل على أنها ذرات للهليوم فقد منها إلكترونين ${}^2\text{He}^{+2}$ ولذا فإن جسيمات ألفا تحمل شحنتين موجبتين ولها كتلة تساوي أربعة مرات كتلة ذرة الهيدروجين. وقد ساعد "رذر فورد" على تنمية معرفتنا بالذرة، عندما قام مع "هانز جيجر" بإجراء تجارب رقائيق الذهب الشهيرة والتي أظهرت أن للذرة نواة صغيرة ولكنها تحتوي على كل الكتلة تقريباً، فقد قام بإطلاق جسيمات "ألفا" خلال الرقائيق الذهبية ثم استقبلت هذه الجسيمات كومضات ضوئية.

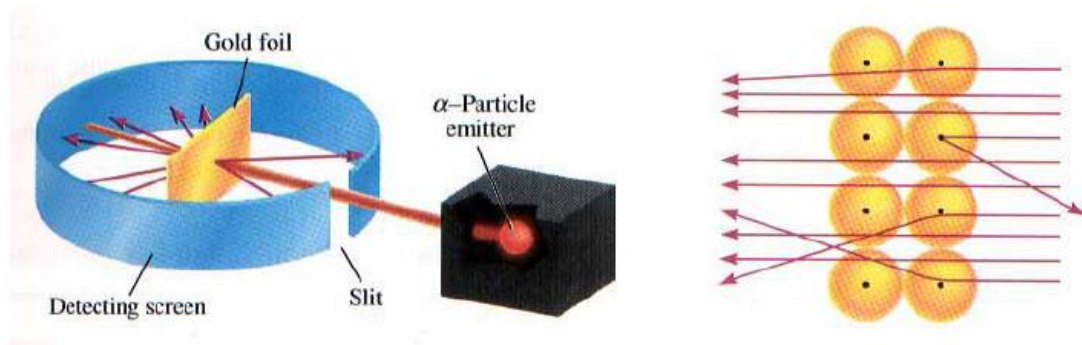
لقد سمح راذرفورد بإطلاق حزمة رقيقة للغاية من جسيمات ألفا من مصدر مشع كعنصر البولونيوم بالمرور في اتجاه صفيحة معدنية رقيقة من الفضة أو الذهب، وبعد اختراق تلك الجسيمات الصفيحة المعدنية استقبلها على لوح من كبريتيد الخارصين موضوع خلفها وكانت النتائج : قام راذرفورد عملياً بإطلاق جسيمات "ألفا" خلال الرقائيق الذهبية تصل سماكة الرقيقة الذهبية الواحدة إلى حوالي 0,00004 سنتيمتر فقط، ثم استقبل هذه الجسيمات كومضات ضوئية على شاشة الاستقبال ومرت معظم الجزئيات مباشرة عبر الرقائيق في حين انحرفت واحدة فقط من عشرين ألف جزئ (ألفا) إلى حوالي 45° م أو أكثر. هذه التجربة شكلت ثورة علمية في المفهوم الذري وقتها وكانت الطريقة الوحيدة لقبول واستيعاب نتائج هذه التجربة والتي استطاع فيها راذرفورد تفسيره على أن كامل كتلة الذرة تقريباً مجتمعة في المركز وتمتلك هذه النواة حجماً صغيراً جداً مقارنة بحجم الذرة الكلية وقد توصل راذرفورد نتيجة ذلك إلى القول من خلال التفكير والدراسة أدركت أن هذا الارتداد المتفرق هي نتيجة حتمية للتصادم الفردي فعندما قمت بالعد وجدت أنه من المستحيل أن أحصل على أي نتيجة ولهذا العدد الضخم، إلا إذا أخذت نظام يكون الجزء الأكبر من الكتلة من الذرة فيه مركزاً بالنواة الدقيقة. وبعد كل هذا التحليل أستطيع القول بأنني قد توصلت إلى وجود ذرة ذات مركز دقيق جداً به أغلب الكتلة ويحمل شحنة موجبة تعادل شحنة الإلكترون. إن الطريقة الوحيدة التي مكنت راذرفورد من تفسير نتائج تجربته المدهشة وقدرة الجسيمات على المرور والانحراف ضمن الذرة هي الاستنتاجات بأن :

أولاً : وجود فراغ كبير في الذرة دليل على عدم الانحراف الكلي للجسيمات.

ثانياً : احتواء الذرة بعض الجسيمات الثقيلة والمشحونة بشحنات موجبة وبالتالي فإن اقتراب

جسيمات ألفا من هذه الجسيمات الموجبة قد تسبب في تناثر بسيط معها ، وبالتالي كان سببا في انحراف بعض جسيمات ألفا.

ثالثاً: تتركز الجسيمات الموجبة الشحنة بالذرة في وسطها مما سبب الانحراف الكلي لجسيمات ألفا (قليلة العدد نظراً لصغر حجم الفراغ الذي تشغله النواة) المارة بمركز النواة. مما سبب الإنحراف الكبير لهذه الجسيمات.



نموذج الذرة التي توصل إليها رودرفورد (النموذج النووي):

١- الذرة تشبه المجموعة الشمسية (نواة مركزية يدور حولها على مسافات شاسعة الالكترونات سالبة الشحنة)

٢- الذرة معظمها فراغ (لأن الذرة ليست مصمتة وحجم النواة صغير جدا بالنسبة لحجم الذرة)

٣- تتركز كتلة الذرة في النواة (لأن كتلة الالكترونات صغيرة جدا مقارنة بكتلة مكونات النواة من البروتونات والنيوترونات)

٤- يوجد بالذرة نوعان من الشحنة (شحنة موجبة بالنواة وشحنات سالبة على الالكترونات)

٥- الذرة متعادلة كهربيا لأن عدد الشحنات الموجبة (البروتونات) يساوي عدد الشحنات السالبة (الالكترونات)

٦- تدور الالكترونات حول النواة في مدارات خاصة.

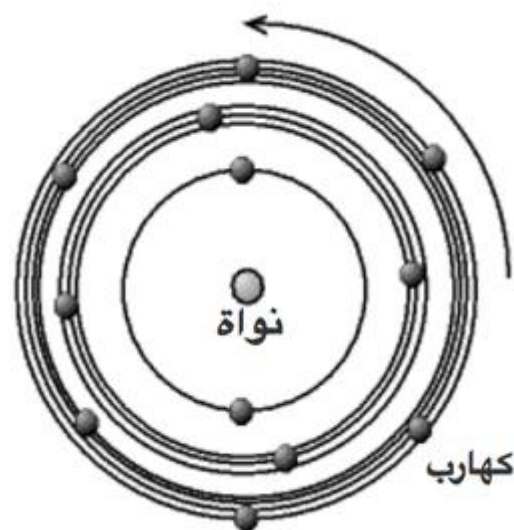
٧- يرجع ثبات الذرة إلى وقوع الالكترونات تحت تأثير قوتين متضادتين في الاتجاه متساويتين في المقدار هما قوة جذب النواة للالكترونات وقوة الطرد المركزي الناشئة عن دوران الالكترونات حول النواة.

الإرتيابات في نموذج رودرفورد النووي

اولاً: الذرة ليست متزنة ميكانيكياً حيث أن النواة الموجبة تقوم بجذب الالكترونات السالبة وتلتحم وتتعاقد بفرض أن الالكترونات سالبة. إذا كانت الالكترونات تدور حول النواة في مسار دائري تنشأ قوة مركزية تساوي وبالتالي يتحرك الالكترونات بتسارع مركزي ويكون مع النواة ثنائي متذبذب فيشع أمواجاً كهرومغناطيسية ويدور في مسار حلزوني إلى أن يسقط في النواة.

ثانياً: بما أن الإلكترون يدور حول النواة ويكون معها زوجاً متذبذباً إذاً الذرة تشع طيف مستمر متغير في التردد والطول الموجي وتتناقص طاقته تدريجياً وهذا يناقض مع التجارب العملية التي أثبتت أن الذرات تشع طيفاً خطياً له طول موجي محدد بدقة.

نموذج بور:



في عام ١٩١٣م اقترح الفيزيائي الدنماركي نيلز بور نموذجاً للذرة تنتظم فيه الإلكترونات في مدارات متوالية الاتساع حول نواة صغيرة تتكون من البروتونات والنيوترونات. ويقترح بور أن الإلكترونات تدور حول النواة في مسارات دائرية وبمدارات محددة ، وطالما أنها في مداراتها فإنها تمتلك طاقة محددة وثابتة ، وتفقد جزء من طاقتها على شكل إشعاع ضوئي عند الانتقال من مدار أبعد إلى مدار أقرب عن النواة ، والعكس صحيح ، فعند إعطاء الإلكترون كمية من الطاقة كالتسخين مثلاً ، عندئذ يمكن أن ينتقل من مدار أقرب إلى مدار أبعد عن النواة بسبب امتصاصه هذه الطاقة. واعتقد بور بأن العديد من خواص العنصر تعتمد على (عدد) الإلكترونات الموجودة في المدار الخارجي لذرة ذلك العنصر. ولقد ساعد نموذج بور للذرة على تفسير الكيفية التي تتفاعل بها الذرات مع الضوء والأشكال الأخرى للإشعاع. فقد افترض بور أن امتصاص وإبتهاع (إطلاق) الضوء بواسطة الذرة يستلزم تغييراً في

وضع وطاقة الإلكترون فيقفز من مدار لآخر. وقد استطاع الكيميائيون الحصول على الكثير من المعلومات حول تركيب الجزيئات عن طريق قياس كمية الإشعاع التي تمتصها والتي تبعث منها. فرضيات نيلز بور في نموذج الذرة:

١- الإلكترونات تدور حول النواة في مسارات دائرية الشكل وضمن مدارات محددة ولها طاقات ثابتة ومحددة. ٢- لكل هذه المدارات نصف قطر محدد يمكن حسابه رياضياً ٣- لكل مدار له طاقة محددة وثابتة يعبر عنها بأرقام صحيحة من ١-٧ سميت بأعداد الكم الرئيسية. ٤- هناك عدد كبير جداً من هذه المدارات ولكن يدور الإلكترون فقط في تلك المدارات التي تتميز بأن الزخم الزاوي للإلكترون فيها اضعاف المقدار $2\pi/h$ والزخم الزاوي للإلكترون mvr $= 2\pi/nh$ حيث m كتلة الإلكترون و v السرعة الزاوية للإلكترون و r نصف قطر المدار h ثابت بلانك و n رقم المدار الرئيسي وياخذ ٥، ٤، ٣، ٢، ١... الخ ٥- لا يفقد الإلكترون طاقة ما دام في مداره وإذا صعد لمدار أعلى فإنه يكتسب طاقة تسمى طيف امتصاص وإذا نزل لمدار أدنى فإنه يفقد طاقة ضوئية تسمى طيف انبعاث.

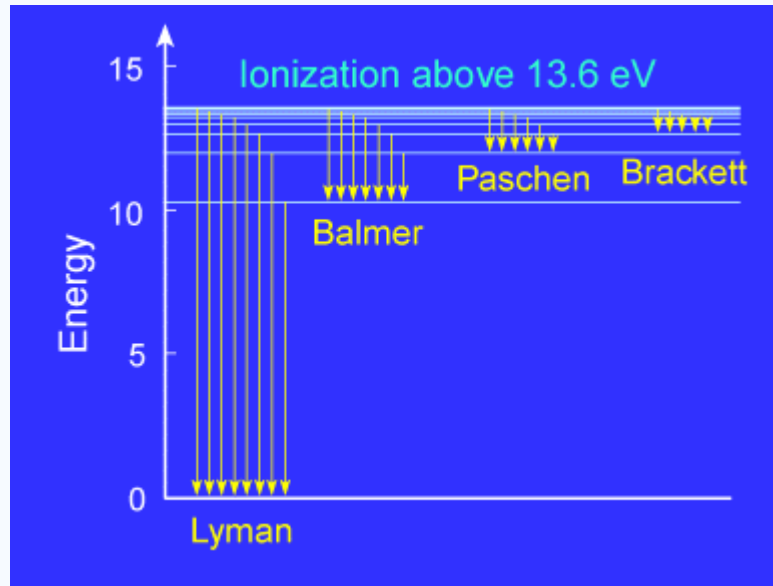
طيف الذرة Atomic Spectra

ان الطيف الكهرومغناطيسي المنبعث من الذرة له من الأهمية في علم الفيزياء الذرية في التعرف على العناصر المختلفة حيث ان لكل عنصر من العناصر الموجودة في الطبيعة طيف كهرومغناطيسي خاص به ولا يوجد عنصرين لهما نفس الطيف. ولدراسة الطيف الكهرومغناطيسي نحتاج إلى تحليل الضوء المنبعث من اثار ذرات العنصر اما بواسطة المنشور $prism$ او بواسطة محرزالتفريق $diffraction grating$ حيث يتم اثار ذرات العنصر مثل الهيدروجين من خلال التفريغ الكهربائي $electric discharge$ حيث يوضع الغاز عند ضغط منخفض في انبوبة زجاجية مفرغة وبتطبيق فرق جهد كهربائي على طرفي الأنبوبة الزجاجية، تحدث تصادمات بين الإلكترونات وذرات الغاز داخل الأنبوبة وتعمل على اثار هذه الذرات إلى مستويات طاقة عالية ما تلبث إلى ان تعود الذرة إلى الحالة المستقرة وتتطلق طاقة على شكل فوتون يحمل فرق الطاقة بين مستوى الطاقة الأعلى إلى مستوى الطاقة الأقل يخرج على شكل طيف كهرومغناطيسي ليسقط على المنشور والذي يعمل على تحليله على اساس ان لكل طول موج زاوية انحراف معينة ويتم استقبال الضوء المتحلل على شاشة والعلم الذي يدرس الطيف الكهرومغناطيسي يسمى $Spectroscopy$ الطيف الكهرومغناطيسي يكون اما طيف متصل $continuous spectrum$ حيث يكون نتيجة

تحليل الضوء الحصول على ألوان الطيف التي تنتقل تدريجياً من لون إلى آخر بدون وجود انقطاع وإما أن يكون طيف خطي Line Spectrum يحتوي على مناطق لونية منفصلة تظهر على شكل خطوط أن السبب في الطيف الخطي يعود إلى الكتلونات الموجودة في مستويات طاقة مختلفة للذرة حيث أن وجود الذرة في electric discharge يعمل على إثارة هذه الإلكترونات إلى مستويات طاقة عالية وعند عودة الإلكترونات إلى مستوى طاقة أدنى تنطلق طاقة في صورة طيف كهرومغناطيسي ذو طول موجي محدد من فرق الطاقة بين المستويين ولقد ركز العلماء على دراسة الطيف المنبعث من ذرة الهيدروجين لسبب أن ذرة الهيدروجين أبسط ذرة لاحتوائها على إلكترون واحد وأن الهيدروجين المكون الرئيسي للكون. في الأشكال التالية موضح عدة نماذج لامتناس الكتلون طاقة لينتقل إلى مستوى طاقة أعلى وبعدها تحدث انتقالات على عدة مراحل إلى مستوى طاقة منخفض .

طيف ذرة الهيدروجين Spectra Hydrogen

ركز العلماء على دراسة طيف ذرة الهيدروجين وتوالت الإكتشافات في هذا المجال حيث رصد العالم Balmer في العام ١٨٨٥ الطيف المرئي لذرة الهيدروجين وهي الأنتقالات التي يحدثها الإلكترون إلى المستوى $n=2$ كما في الشكل التالي :



هناك مجموعة لآخري من طيف ذرة الهيدروجين اكتشفها العالم Lyman وهي في مدى الأشعة فوق البنفسجية واكتشف العالمان Paschen و Brackett مجموعتين آخريتين في مدى الأشعة تحت الحمراء من الطيف الكهرومغناطيسي. ووضعت العديد من المعادلات التي تحسب هذه المجموعات من الأطوال الموجية وفي العام ١٨٩٠ توصل العالم Rydberg إلى معادلة واحدة لحساب كل الأطوال الموجية لكل الأنتقالات المتوقعة من الذرة.

$$\nu = \frac{1}{\lambda} = z^2 R \left[\frac{1}{n_f^2} - \frac{1}{n_i^2} \right]$$

حيث ν العدد الموجي وحدته سم⁻¹ و λ الطول الموجي للاشعاع المنبعث وحدته سم و Z العدد الذري للذرة المنبعثة و R ثابت رايدبرغ والذي يساوي 1.09678×10^8 سم⁻¹ و n_f رقم المدار الذي ينزل اليه الالكترون و n_i رقم المدار الذي ينزل منه الالكترون، و الجدول التالي يلخص المجموعات الطيفية لذرة الهيدروجين ومعادلة مجموعة.

أهم سلاسل الانبعاث لذرة الهيدروجين

الاسم	منطقة الانبعاث	رقم المدار الذي ينزل اليه الالكترون n_f
١- سلسلة لايمان	المنطقة فوق البنفسجية	الاول
٢- سلسلة بالمر	المنطقة المرئية الثاني	الثاني
٣- سلسلة باشن	المنطقة تحت الحمراء	الثالث
٤- سلسلة براكيت	المنطقة تحت الحمراء	الرابع
٥- سلسلة فند	المنطقة تحت الحمراء	الخامس

مثال: أحسب الطول الموجي للشعاع المنبعث في المنطقة المرئية لذرة الهيدروجين من المدار الثالث؟

الحل: بما ان الشعاع المنبعث في المنطقة المرئية ، أذن هو ضمن سلسلة بالمر اي

$$R = 109678 \text{ cm}^{-1} \text{ و } z=1 \text{ و } n_f=2, n_i=3$$

$$\nu = \frac{1}{\lambda} = z^2 R \left[\frac{1}{n_f^2} - \frac{1}{n_i^2} \right]$$

$$\nu = \frac{1}{\lambda} = 1^2 \times 109678 \left[\frac{1}{2^2} - \frac{1}{3^2} \right] = 109678 [0.25 - 0.11]$$

$$\nu = \frac{1}{\lambda} = 109678 \times 0.14 = 15354.92 \text{ cm}^{-1}$$

$$\text{اذن الطول الموجي } \lambda = 9.1 \times 10^{-6} \text{ سم}$$

مثال ٢: أحسب طول موجة الخط الاول من طيف الايون He^+ الذي يقابل الخط الاول من الطيف المرئي لذرة الهيدروجين، علما ان ثابت رايدبرغ للهليوم يساوي 1.09722×10^8 سم⁻¹ والعدد الذري يساوي ٢؟

الحل: الطيف المرئي لذرة الهيدروجين $n_f=2$ والخط الاول نحصل عليه من وضع $n_i=3$ ومن

$$\nu = \frac{1}{\lambda} = z^2 R \left[\frac{1}{n_f^2} - \frac{1}{n_i^2} \right] \quad \text{المعادلة:}$$

$$\nu = \frac{1}{\lambda} = 2^2 \times 1.09722 \left[\frac{1}{2^2} - \frac{1}{3^2} \right] = 60957 \text{ cm}^{-1}$$

$$\text{اذن الطول الموجي } \lambda = 1.64 \times 10^{-6} \text{ سم ويساوي } 164 \text{ نانومتر.}$$

الطبيعة المزدوجة للإلكترون: (الدقائقية والموجية)

يمتلك الضوء طبيعة مزدوجة موجية ودقائقية لذا فقد وجد بعض العلماء انه عند اسقاط حزمة من الالكترونات على سطح بلورة من النيكل فان هذه الحزمة تعاني حيودا مثل ما تعانيه الموجات الضوئية، كما ان تجربة ثومسون لتعيين نسبة شحنة الالكترون / كتلته وماتبعا من تعيين كتلة الالكترون تؤكد الطبيعة المزدوجة. أقترح العالم دي برولي علاقة تربط الطول الموجي λ للإلكترون متحرك يمتلك كتلة m وسرعة c وكما موضح ادناه:

من علاقة الطاقة لاينشتاين $E = mc^2$ ومن الطاقة لبلانك $E = h\nu$ حيث h ثابت بلانك U التردد ومن تساوي الطاقتين نحصل على: $mc^2 = h\nu$ ، بما ان $c = \nu\lambda$ اذن $\frac{c}{\lambda} = \nu$ وبالتعويض نحصل $mc^2 = \frac{hc}{\lambda}$ اذن $mc = \frac{h}{\lambda}$ حيث يمثل mc زخم الالكترون ويرمز له P ويمثل الصفة الدقائقية و λ يمثل الصفة الموجية وعليه تصبح العلاقة النهائية كما يلي:

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

وهي تمثل للإلكترون الصفة المزدوجة الدقائقية والموجية.

مبدأ اللادقة لهايزنبرك:

من المستحيل تقدير الموقع الدقيق للإلكترون حول النواة وزخمه في آن واحد لدقيقة ذرية مفردة، فكلما أمكن قياس أحدهما بدقة زاد اللايقين في دقة قياس الآخر. فاذا رمز لمقدار اللادقة بالرمز Δ سواء أكان للمكان x أم للزخم P فان: $\Delta P \cdot \Delta x \geq \frac{h}{2\pi}$

النموذج الذري الحديث:

تتكون الذرة من نواة تحتوي على الشحنة الموجبة (بروتونات) تتركز فيها معظم الكتلة محاطة بالإلكترونات سالبة الشحنة تتحرك بسرعة كبيرة ولها خواص الموجات بموجب معادلة رياضية وموجودة في فراغ حول النواة يكون احتمال وجودها فيه أكثر من 90% تسمى المجالات الإلكترونية.

مكونات الذرة ونظرية الكم:

تتكون الذرة من سحابة من الشحنات السالبة (الإلكترونات) تحوم حول نواة موجبة الشحنة صغيرة جدا في الوسط. تتكون النواة الموجبة هذه من بروتونات موجبة الشحنة، ونيوترونات متعادلة. الذرة هي أصغر جزء من العنصر يمكن أن يتميز به عن بقية العناصر؛ إذ كلما غصنا أكثر في المادة لنلاقي البنى الأصغر لن يعود هناك فرق بين عنصر وآخر. فمثلاً، لا فرق بين بروتون في ذرة حديد وبروتون آخر في ذرة يورانيوم مثلاً، أو ذرة أي عنصر آخر. الذرة، بما تحمله من خصائص؛ عدد بروتوناتها، كتلتها، توزيعها الإلكتروني...، تصنع

الفروقات بين العناصر المختلفة، وبين الصور المختلفة للعنصر نفسه (المسماة بالنظائر)، وحتى بين كون هذا العنصر قادراً على خوض تفاعل كيميائي ما أم لا. ظل تركيب الذرة وما يجري في هذا العالم البالغ الصغر، ظل وما زال يشغل العلماء ويدفعهم إلى اكتشاف المزيد. ومن هنا أخذت تظهر فروع جديدة في العلم حاملة معها مبادئها ونظرياتها الخاصة بها، بدءاً بمبدأ الشك (اللاذقة)، مروراً بنظريات عدة وانتهاءً بالنظرية التي لاقت قبولا كبيرا لتفسير تركيب الذرة وهي النظرية الموجية. وهذا التصور مبني على تصور بور مع الأخذ في الاعتبار الاكتشافات الحديثة والتطبيقات في ميكانيكا الكم. و التي تنص على :

- ١- تتكون الذرة من جسيمات تحت ذرية (البروتونات،الإلكترونات ،النيوترونات.
- ٢- مع العلم بأن معظم حجم الذرة يحتوي على فراغ.
- ٣- في مركز الذرة توجد نواة موجبة الشحنة تتكون من البروتونات ،النيوترونات (ويعرفوا على أنهم نويات)
- ٤- النواة أصغر ١٠٠،٠٠٠ مرة من الذرة.
- ٥- معظم الفراغ الذري يتم شغله بالمدارات التي تحتوي على الإلكترونات في شكل إلكتروني محدد.
- ٦- كل مدار يمكن أن يتسع لعدد ٢ إلكترون ، محكومين بثلاث أرقام للكم ، عدد الكم الرئيسي ، عدد الكم الثانوي ، عدد الكم المغناطيسي وعدد الكم المغناطيسي.
- ٧- المدارات ليست ثابتة ومحددة في الاتجاه وإنما هي تمثل إحصائية تواجد ٢ إلكترون لهم نفس الثلاث أعداد الأولى للكم ، وتكون آخر حدود هذا المدار هو المناطق التي يقل تواجد الإلكترون فيها عن ٩٠%.
- ٨- عند انضمام الإلكترون إلى الذرة فإنها تشغل أقل مستويات الطاقة ، والذي تكون المدارات فيه قريبة للنواة (مستوى الطاقة الأول). وتكون الإلكترونات الموجودة في المدارات الخارجية (مدار التكافؤ) هي المسؤولة عن الترابط بين الذرات.

أعداد الكم في البناء الذري:

أعداد الكم (quantum number) أربعة أعداد وهي عنوان الإلكترون في الذرة تماما كما أن المدينة والحي والشارع والرقم هم عنوان المنزل، هي أعداد تحدد أحجام الحيز من الفراغ الذي يكون احتمال تواجد الإلكترونات فيه أكبر، كما تحدد طاقة الأوربتالات وأشكالها واتجاهاتها بالنسبة لمحاور الذرة في الفراغ. ويلزم لتحديد طاقة الإلكترون في الذرات عديدة من الإلكترونات معرفة قيم أعداد الكم التي تصفه وعددها أربعة هي:

عدد كم رئيسي n

عدد كم ثانوي l

عدد كم مغناطيسي m_l

عدد كم مغزلي m_s

جدول يبين أعداد الكم

الرمز	الاسم	القيمة	المعنى الفيزيائي
n	<u>عدد الكم الرئيسي</u>	$1, 2, 3, \dots \rightarrow \infty$	تحدد مدار الإلكترون وبالتالي طاقته
l	<u>عدد الكم الثانوي</u>	$0, 1, 2, \dots \rightarrow n - 1$	تحدد شكل المدار
m_l	<u>عدد الكم المغناطيسي</u>	$-l, -l + 1, \dots \rightarrow +l$	تحدد توجه المدار في الفضاء
m_s	<u>عدد الكم المغزلي</u>	بالنسبة للإلكترون إحدى اثنتين $\pm \frac{1}{2}$	تحدد حركة الغزل واتجاهه

الأعداد الثلاثة الأولى نتجت عن الحل الرياضي لمعادلة شروندكر لذرة الهيدروجين وتبين موقع المدار والإلكترونات التي تدور فيه بينما العدد الرابع يبين تصرف الكترون معين ويكمل وصف الإلكترونات في الذرات.

نتج عن التفسير الرياضى للمعادلة الموجية لشروندجر اربعة اعداد سُميت بأعداد الكم و هى:
عدد الكم (الرئيسى) - عدد الكم (الثانوى) - عدد الكم (المغناطيسى) - عدد الكم المغزلى
عدد الكم (الرئيسى):

اول من إستخدمه العالم (بور) - رمزه - n قانونه ($2n$) حيث n هى رقم مستوى الطاقة الرئيسى اى (مربع ضعف رقم مستوى الطاقة الرئيسى) و من خلال هذا القانون يكمن معرفة عدد الإلكترونات التى يتشعب بها كل مستوى طاقة رئيسى و لا يصلح إستخدام هذا القانون إلا حتى مستوى الطاقة الرابع فقط لأنه إذا زاد عدد الإلكترونات عن ٣٢ إلكترون فى اى مستوى طاقة تُصبح الذرة غير مستقرة

-فائدة عدد الكم الرئيسى (١) تحديد رتب مستويات الطاقة الرئيسية فى الذرة و عددها γ
مستويات طاقة رئيسية فى الذرة المستقرة (٢) تحديد عدد الإلكترونات التى يتشعب بها كل مستوى طاقة رئيسى

عدد الكم (الثانوى):

اول من إستخدمه : العالم سمرفيد و اكتشفه بإستخدام مطياف ذو قوة تحليل كبيرة حيث وجد ان الطيف الخطى الواحد الذى يمثل إنتقال إلكترون من مستوى طاقة إلى مستوى طاقة آخر عبارة عن عدد من الخطوط الطيفية الدقيقة التى تمثل إنتقال الإلكترونات بين مستويات طاقة صغيرة أطلق عليها اسم مستويات الطاقة الفرعية - رمزه - l قانونه : يتساوى اى ان عدد مستويات الطاقة الفرعية فى كل مستوى طاقة رئيسى يساوى رقم مستوى الطاقة الرئيسى اى ان مستوى الطاقة الرئيسى الأول به مستوى طاقة فرعى واحد بينما مستوى الطاقة الرئيسى الثانى يحتوى على مستويى طاقة فرعيين - فائدته : تحديد مستويات الطاقة الفرعية فى كل مستوى طاقة رئيسى و عددها

عدد الكم (المغناطيسى):

رمزه - m_l : فائدته : تحديد الأوربيتالات فى كل مستوى طاقة فرعى و عددها - قانونه (n^2)
(اى مربع رقم مستوى الطاقة الرئيسى . فمستوى الطاقة الرئيسى الأول به أوربيتال واحد و الثانى به ٤ أوربيتالات.

طريقة إكتشافه : أكتشف عدد الكم (المغناطيسى) بإستخدام مغناطيس قوى فوجد ان الخط الطيفى الواحد عبارة عن عدد فردى من الخطوط الطيفية

عدد الكم (المغزلى):

رمزه - m_s : فائدته : تحديد إتجاه دوران الإلكترون حول محوره فيمكن ان يدور الإلكترون حول محوره فى إتجاه عقارب الساعة و يمكن ان يكون إتجاه دورانه عكس عقارب الساعة . و الإلكترون عبارة عن مغناطيس صغير حيث ينشأ عن غزله حول محوره مجال مغناطيسى

Electron Configuration of الذرة الإلكترونية للذرة Atom

يتضح مما تقدم أن الأغلفة الرئيسية التي أشار إليها بور في نظريته الذرية تتكون من أغلفة ثانوية متنوعة من حيث الشكل والطاقة والسعة الإلكترونية وهذه الأغلفة بدورها تتشكل من مدارات متساوية الطاقة ذات اتجاهات فضائية متنوعة، في ضوء هذا يتضح أن البناء الإلكتروني للذرة أو بتعبير آخر التوزيع الإلكتروني داخل الذرة هو أعقد بكثير مما تصوره بور.

- ترتيب الأغلفة الثانوية

تترتب الأغلفة الثانوية حسب ازدياد طاقتها من اليسار إلى اليمين وعلى النحو المبين أدناه:

1s 2s 2p 3s 3p 4s 3d 4p 5s 4d 5p 6s 4f 5d 6p 7s 5f 6d 7p 8s
اتجاه ازدياد الطاقة

على الرغم من أن الأغلفة الثانوية أعلاه لا تترتب ترتيباً رقمياً (مثال 4s يتقدم على 3d أي أكثر طاقة من 4s على الرغم من أن الغلاف الرئيسي الرابع هو أبعد عن النواة من الغلاف الرئيسي الثالث) إلا أنه يمكن تذكر تسلسل الأغلفة الثانوية وذلك من خلال تطبيق قاعدة (n+L) والتي تنص على أن طاقة الأغلفة الثانوية تزداد كلما ازدادت قيمة (n+L) وإذا تساوت قيمة (n+L) لغلافين ثانويين أو أكثر فأقلها طاقة ما له أقل قيمة عددية لعدد الكم n ، حيث (n) هو عدد الكم الرئيسي ، (L) عدد الكم الثانوي .

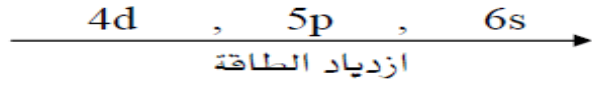
مثال ١: أيهما أكثر طاقة 3s أو 3P؟

يتضح من خلال استخدام القاعدة (n+L) أن 3s (3+0=3) هو أقل من 3P (3+1=4) أو بتعبير آخر الغلاف 3s يتقدم الغلاف 3p في سلسلة الأغلفة الثانوية أعلاه.

مثال ٢: أيهما أكثر طاقة من بين الأغلفة (5p , 4d , 6s) حيث أن قيمة (n+L) لكل منها تساوي ٦؟ (حاول أن تثبت ذلك بنفسك).

لما كانت القيمة العددية لعدد الكم (L) لكل من الأغلفة الثانوية (d,p,s) هي صفر، واحد ، اثنين، على التوالي وحسب ما جاء بالجزء الثاني من قاعدة (n+L)

فإن الغلاف (6s) هو أكثر هذه الأغلفة طاقة أو يمكن ترتيب هذه الأغلفة كما هو موضح بالشكل التالي:



عدد المدارات في كل غلاف ثانوي وكيفية تمثيلها

من خلال ما تقدم من دراستنا لأعداد الكم تبين أن عدد قيم الكم المغناطيسي M_L للأغلفة الثانوية s,p,d,f هي 1,3,5,7 على التوالي: هذه الأعداد تمثل المجالات المتوفرة للإلكترونات في كل غلاف ، ولما كان قد استخدمنا مصطلح المدار للإشارة إلى مجال تواجد الإلكترون، إذن تحتوي الأغلفة الثانوية s,p,d,f على عدد من المدارات يساوي 1,3,5,7 على التوالي، وللسهولة يمكننا أن نمثل المدار بشكل المربع وعليه يكون شكل الغلاف الثانوي

السعة القصوى من الإلكترونات في الأغلفة الثانوية

**** السعة القصوى (Maximum Capacity) للمدار الواحد من الإلكترونات هي اثنان. لذلك تكون السعة القصوى من الإلكترونات في الأغلفة الثانوية s,p,d,f هي 2.6.10.14 على التوالي.**

**** في حالة التعبير عن المحتوى الإلكتروني للأغلفة الثانوية فإن عدد الإلكترونات الموجودة في كل غلاف ثانوي يكتب في أعلى رمز الغلاف وكما هو موضح أدناه.**



**** مما هو جدير بالذكر أن المدار يمكن أن يكون فارغ من الإلكترونات أو أن يحتوي على إلكترون واحد فقط لكن المدار الواحد لا يمكن أن يحتوي على أكثر من إلكترونين**
التعبير عن شكل واتجاه الإلكترون

**** أحياناً يعبر عن الإلكترون بشكل السهم ↑ لذا في حالة وجود إلكترون واحد أو بتعبير آخر أول إلكترون يكتب داخل الدار (بالشكل المربع) يمثل بالشكل ↑ أي اتجاه السهم (الإلكترون) يكون إلى الأعلى ، أما في حالة وجود العدد الأقصى من الإلكترونات في المدار الواحد يكون اتجاه الإلكترون الثاني إلى الأسفل ↓↑**

**** يتم التمييز بين الإلكترونين في المدار الواحد بواسطة عدد الكم المغزلي حيث يعطى إلى السهم المتجه إلى الأعلى القيمة $M_s = +1/2$ إما الإلكترون الثاني المتجه إلى الأسفل $M_s = -1/2$ يعطى القيمة $M_s = -1/2$.**









**** لذلك يمكن القول لا يمكن لإلكترونين في ذرة واحدة أن يكون لهما نفس قيم أعداد الكم الأربعة. وهذا ما يدعى بقاعدة باولي للاستبعاد Pauli Exclusion Principle**

قاعدة هوند Hund's rule

تنص على أن الإلكترونات تتوزع بصورة منفردة في مدارات متساوية الطاقة قبل أن تبدأ بالازدواج.

أمثلة محلولة :

مثال ١: اكتب أو مثل الأغلفة الثانوية $ns^2, ns^1, np^3, np^2, np^5, nd^7, nd^5, nd^{10}$ باستخدام المربع والسهم للإشارة للمدار والإلكترون؟

تمثيل الغلاف باستخدام المربع والسهم	الغلاف الثانوي
	ns^1
	ns^2
	np^2
	np^3
	np^5
	nd^5
	nd^7
	nd^{10}



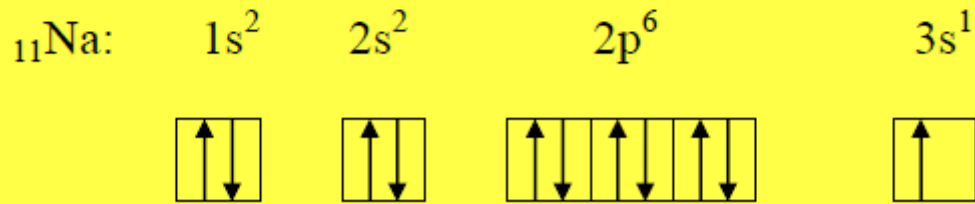
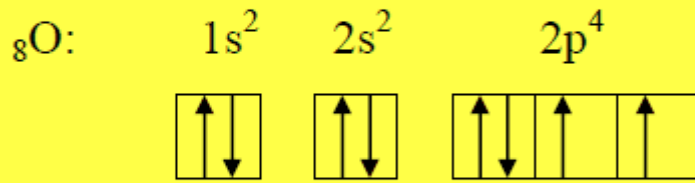
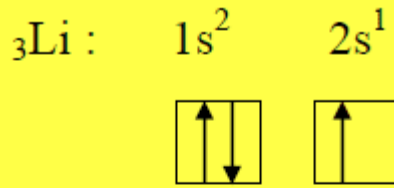
مثال ٢: اكتب التركيب الإلكتروني

لذرات العناصر Na_{11} , O_8 , Li_3

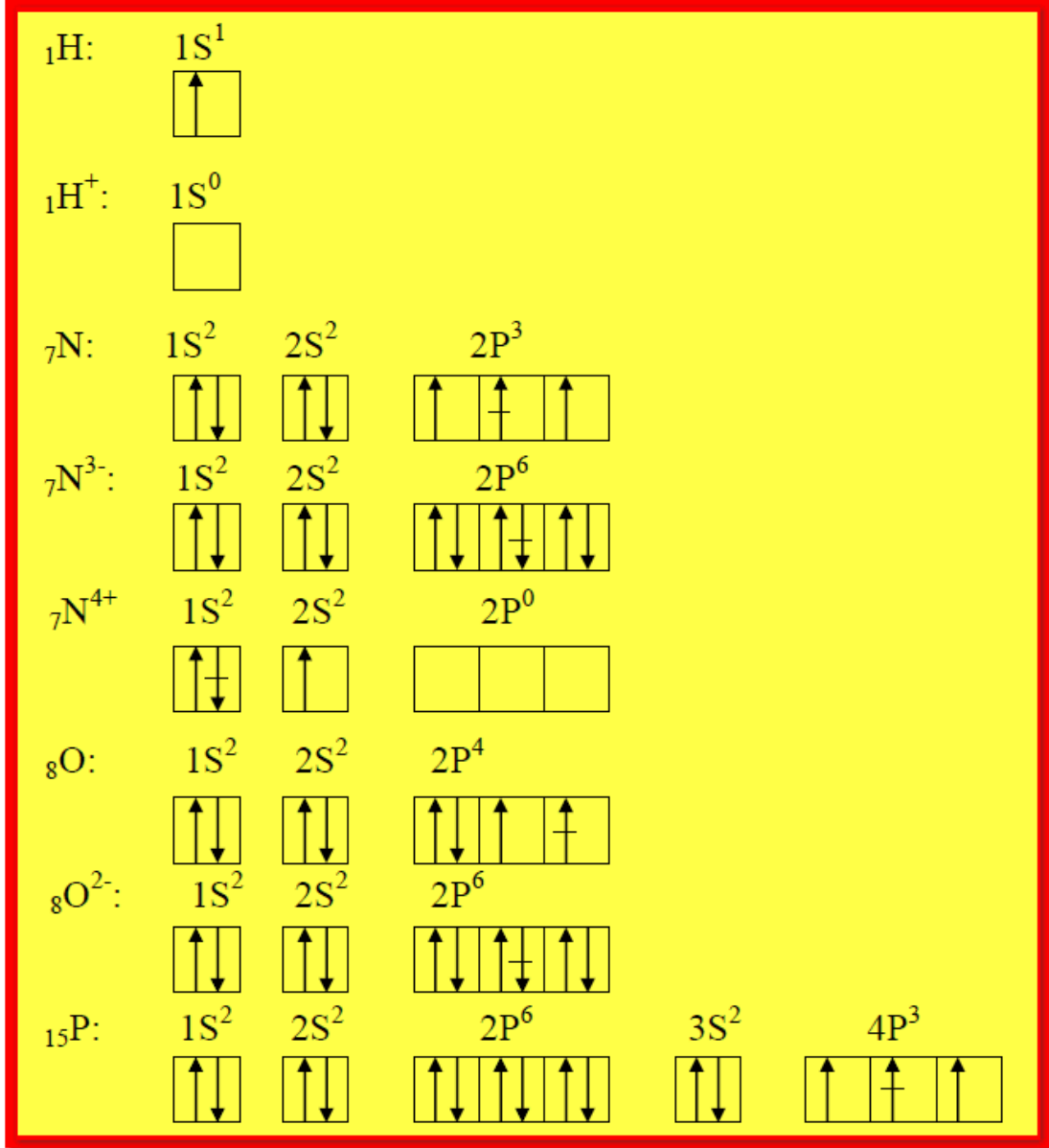
مستخدماً:

(١) سلسلة الأغلفة الثانوية

(٢) المربع والسهم



مثال ٤ : اكتب الترتيب الإلكتروني للذرات والأيونات التالية:
 15P^{3-} , 15P^{3+} , 15P , 8O^{2-} , 8O , 7N^{4+} , 7N^{3-} , 7N , 1H^+ , 1H
 وذلك باستخدام : (أ) سلسلة الأغلفة الثانوية ، (ب) المربع والسهم.



ملاحظات :

** لاحظ بشكل دقيق الفرق (الزيادة أو النقصان) بين الترتيب الإلكتروني للذرة وأيوناتها أو أيوناتها.

** العلامة (-) في منتصف السهم تشير إلى الإلكترون ما قبل الأخير والذي نحتاجه للإجابة على الفرع (ب) من هذا المثال على خلاف هذا ليس هناك حاجة إلى وضع العلامة (-)

مثال ٥: عين أعداد الكم الأربعة للإلكترون ما قبل الأخير في الذرات والأيونات في المثال السابق (ماعد الهيدروجين وأيونه)؟

أعداد الكم				الذرة أو الأيون
M_s	M_L	L	n	
+٢/١	صفر	١	٢	${}_7N$
-٢/١	صفر	١	٢	${}_7N^{3-}$
-٢/١	صفر	صفر	٢	${}_7N^{4+}$
+٢/١	+١	١	٢	${}_8O$
-٢/١	صفر	١	٢	${}_8O^{2-}$
+٢/١	صفر	١	٤	${}_{15}P$
+٢/١	صفر	صفر	٣	${}_{15}P^{3+}$
-٢/١	صفر	١	٤	${}_{15}P^{3-}$

الترتيب الإلكتروني للعناصر الانتقالية الأساسية :-

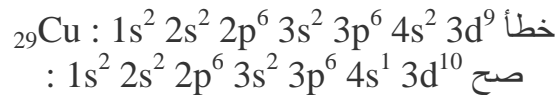
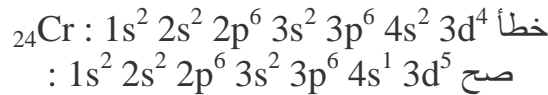
حسب تعريف IUPAC فإن الفلز الانتقالي هو "عنصر له ذرة تحتوي على غلاف فرعي d ممتلئ جزئياً و يصف العديد من العلماء "الفلز الانتقالي" بأنه أي عنصر يقع في القطاع d من الجدول الدوري والذي يتضمن مجموعات من ٣ إلى ١٢ في الجدول الدوري و لكن فعليا ، تُعتبر سلسلة اللانثيدات و الاكتنيدات و هي تنتمي إلى القطاع f من الجدول الدوري بأنها العناصر الانتقالية الداخلية".

و عليه يمكن تقسيم العناصر الانتقالية إلى صنفين و هما:

- العناصر الانتقالية الرئيسية (القطاع d) و توجد في صلب الجدول الدوري و هي العناصر التي تُكوّن أيونا واحدا على الأقل و تكون فيه (مدارات) d ممتلئة إمتلاءً جزئياً ، أي أنها غير مكتملة الإلكترونات في d . و هي تقع في صلب الجدول الدوري و في الدورات الرابعة و الخامسة و السادسة
- العناصر الانتقالية الداخلية (القطاع f) و توجد خارج أسفل الجدول الدوري و تتكون من سلسلة اللانثيدات و سلسلة الاكتنيدات.

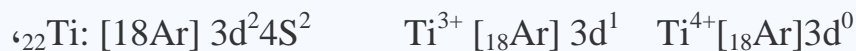
تزداد أعداد الأكسدة في السلسلة الانتقالية الأولى من السكانديوم Sc إلى الحد الأقصى في المنغنيز Mn ثم تنخفض مرة أخرى إلى الخارصين Zn باستثناء عناصر المجموعة IB (أو المجموعة 11 و التي تشمل النحاس Cu و الفضة Ag و الذهب Au و البلاتين Pt) لأنه من السكانديوم Sc إلى المنغنيز Mn ، يزداد عدد الإلكترونات المزدوجة ومن المنغنيز Mn إلى الخارصين Zn تتوافر الإلكترونات المزدوجة .

توجد عناصر السلسلة الانتقالية الأولى في الدورة الرابعة بعد الكالسيوم Ca و الذي توزيعه الإلكتروني هو : $[Ar]4s^2$ ، وبعد ذلك هناك ملء تدريجي للأفلاك الخمسة للمستوى الفرعي 3d بواسطة إلكترون واحد في كل فلك التسلسل حتى المنغنيز ($3d^5$) ، و بعد المنغنيز يحدث غزدواج للإلكترونات في كل فلك حتى الخارصين ($3d^{10}$) (قاعدة هوند). بالنسبة للكروم والنحاس فإن التوزيع الإلكتروني للكروم Cr و النحاس Cu مختلف عن بقية العناصر الانتقالية. ففي حالة الكروم تكون الذرة مستقرة عندما يكون الغلافان الفرعيان 4s و 3d نصف ممتلئين ، أما في حالة النحاس فإن الغلاف الفرعي 4s يكون نصف ممتلئ و الغلاف الفرعي 3d ممتلئ بالإلكترونات.



و لا يمكن أن يتجاوز عدد التأكسد الأقصى لأي عنصر عن رقم مجموعته ، ويلاحظ الانحراف الوحيد عن تلك القاعدة في عناصر المجموعة IB (أو المجموعة 11 و التي تشمل النحاس Cu و الفضة Ag و الذهب Au و البلاتين Pt)، ففي حالة التأكسد (عندما تفقد الذرة الإلكترونات) ، تفقد الذرة أولاً الإلكترونات من 4s ثم يليه الإلكترونات من 3d و هذا يوفر حالات تأكسد مختلفة.

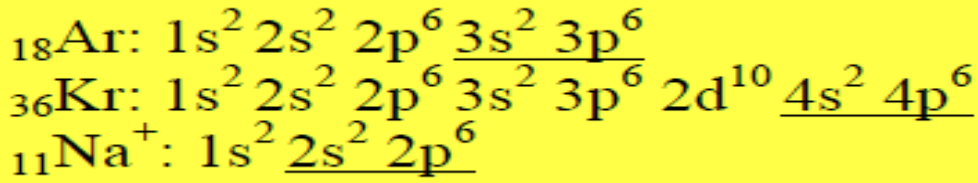
و تتميز العناصر الانتقالية بوجود العديد من حالات التأكسد ، نظرًا لأن المستوى الفرعي 3d غير ممتلئ تمامًا وبسبب أيضا قرب المستويات الفرعية (3d و 4d) بالطاقة ، لذلك ، عندما تكتسب الذرة كمية تدريجية من الطاقة ، فإن الإلكترونين من المستوى الفرعي 4s يتم فقدها أولاً ، ثم يتم فقد إلكترونات المستوى 3d تباعا، حيث أن الفرق في طاقات التأيين صغير .



الترتيب الثماني المستقر Stable Octet Configuration

**** ينتهي الترتيب الإلكتروني لذرات عناصر الغازات المثالية (ماعدًا ذرة عنصر الهيليوم ${}^4\text{He}_2$) وكذلك أيونات بعض العناصر الأخرى بالترتيب الإلكتروني الخارجي $ns^2 np^6$.**

**** يوصف هذا الترتيب بالترتيب الثماني المستقر وذلك بسبب ما هو معروف من استقرارية كيميائية للذرات والأيونات والتي ينتهي ترتيبها الإلكتروني بـ $ns^2 np^6$ وكذلك لوجود ثمانية إلكترونات فيه.**



الجدول الدوري :-

كان مندليف قد حاول تصنيف العناصر من خلال ملاحظاته ان بعض العناصر لها خاصية كيميائية وفيزيائية متشابهة. وهذا التشابه اعتبره مندليف المفتاح للكشف عن النماذج الخفية في العناصر. فبدأ بكتابة بطاقات عليها العناصر والحقائق الثابتة والمعروفة عنها. وجعل لكل عنصر بطاقة دون عليها درجة الانصهار والكثافة واللون والوزن الذري لذرة كل عنصر والقوة الترابطية له. وعدد الروابط التي يستطيع العنصر تكوينها. ولما فرغ مندليف من تدوين البطاقات حاول تصنيفها بعدة طرق. وأخيرا لاحظ أن ثمة نماذج بدت له من خلال ترتيب هذه العناصر حسب الزيادة في الكتلة الذرية atomic mass أو الوزن الذري. وفي اوائل القرن التاسع عشر اعلن هنري القانون الدولي الذي ينص على ان خواص العناصر تعتبر دالة دورية لاعدادها الذرية وبهذا يكون قد اسس لاعتماد العدد الذري بدلا من الوزن الذري لترتيب العناصر في الجدول الدوري :

حيث ان يتم ترتيب هذه العناصر في هذا الجدول حسب زيادة او نقصان عددها الذري متجه من جهة اليسار إلى جهة اليمين، ومن جهة الأعلى إلى جهة الأسفل • يتم تعريف مجموعة العناصر الموجودة في صف واحد في داخل الجدول الدوري بالدورة او بالانجليزية (Periods) ، في حين أنه يتم اطلاق اسم (Group) على مجموعة العناصر التي تنتمي إلى نفس العمود اسم المجموعة ، ويكون كل عنصر موجود داخل خانة منفردة داخل الجدول حتى لا

يختلط الأمر على المتعلم و حتى يتم استخدام الجدول الدورى بطريقة صحيحة •

تسمى الصفوف التى فى الجدول الواحد فى العادى بالدورات ويتم تسمية الأعمدة بالمجموعات ، فتمتلك ستة مجموعات فى الجدول أسماء بالإضافة إلى الأرقام المخصصة له فعلى سبيل المثال ، فعناصر المجموعة ١٧ هي الهالوجينات و عناصر المجموعة ١٨ هي الغازات النبيلة و تعرف بالغازات السامة

من الممكن تحديد موقع (الدورة والزمرة) ذرة اي عنصر في الجدول الدوري من خلال كتابة الترتيب الالكتروني الصحيح لذرة يمثل رقم الغلاف الرئيسي الاخير (غلاف التكافؤ) رقم الدورة بينما يمثل عدد الالكترونات الموجودة فية رقم الزمرة

يمكن تحديد موضع العنصر بكتابة ترتيبه الإلكتروني فمثلاً العنصر الذي عدده الذري (19)

ترتيبه الإلكتروني $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^1$

هذا العنصر أحادي التكافؤ حيث يوجد إلكترون واحد في الغلاف الأخير ($4s^1$) لذا يمكن القول أن العنصر يقع في الدورة الرابعة لأن أعلى رقم غلاف إلكتروني للعنصر هو الرابع كما أنه يقع في المجموعة الأولى (A) لوجود إلكترون واحد في ($4s$) أما القطاع فهو (S) حيث يوجد إلكترون تكافؤ العنصر في ($4s$) .

أمثلة متنوعة لتحديد الدورة والمجموعة والقطاع لعنصر ما :

تحديد الدورة والمجموعة والقطاع للعنصر الذي عدده الذري : ٩

التركيب الإلكتروني $1s^2, 2s^2, 2p^5$

هذا العنصر يقع في الدورة الثانية لأن أعلى رقم غلاف إلكتروني للعنصر هو الثاني كما يقع في المجموعة السابعة (VII A) لوجود سبعة إلكترونات في غلاف التكافؤ كما يقع في القطاع P حيث توجد إلكترونات تكافؤ العنصر .

بعض الخواص الدورية لذرات العناصر :

توجد علاقة بين دورية الخواص لذرات العناصر المختلفة وبين دورية الترتيب الالكتروني لهذه الذرات او موقع ذرلت هذه العناصر في الجدول الدوري .

من هذه الخواص - على سبيل المثال - انصاف الاقطار الذرية او الايونية ، طاقة التاين والسالبية الكهربية

١- انصاف الاقطار الذرية و الايونية : على الرغم من صعوبة تحديد شكل نهائي للذرات أو للأيونات، إلا أنه يمكن اعتبارها على شكل كرات ذات أنصاف أقطار، بحيث أنه في مركب أيوني يكون مجموع نصفي قطر الكاتيون الحامل للشحنة الموجبة والأيون الحامل للشحنة السالبة يعطي في النهاية المسافة بين الأيونات في الشبكة البلورية .

نصف القطر التساهمي

في حالة ذرتين متماثلتين نصف القطر التساهمي = نصف المسافة بين نواتي ذرتين متماثلتين ومتحدتين في حالة ذرتين غير متماثلتين نصف قطر أحدي الذرات = طول الرابطة بين ذرتين غير متماثلتين - نصف قطر الذرة الأخرى

تدرج إنصاف الأقطار في الجدول الدوري

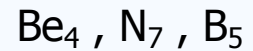
(أ) تدرج نصف القطر الذري عبر الدورة الواحدة

يقل نصف القطر الذري بزيادة العدد الذري عبر الدورة الواحدة لأنه بزيادة العدد الذري تزيد الشحنة الموجبة فتزيد قوة جذبها للإلكترونات في مستويات الطاقة الخارجية. فتسحب الإلكترونات نحو النواة. فيقل نصف القطر

(ب) تدرج نصف القطر الذري عبر المجموعة الواحدة

يزيد نصف القطر الذري في المجموعة الواحدة بزيادة العدد الذري عبر المجموعة الواحدة. يزيد العدد الذري وتزيد الشحنة الموجبة. ولكن في نفس الوقت تزيد عدد مستويات الطاقة المملوءة بالإلكترونات فتحجب قوة جذب النواة للإلكترونات في المستويات الخارجية. فبذلك تقل قوة جذب النواة لهذه الإلكترونات. فيزيد حجم الذرة ويزيد نصف القطر.

مثال ١- رتب كل من مجاميع ذرات العناصر التالية حسب ازداد نصف القطر



للإجابة على هذا السؤال يجب اتباع الخطوات التالية :

١- كتابة الترتيب الإلكتروني لجميع هذه العناصر وتعين الغلاف الرئيسي الأخير

٢- تعين المجموعة والدورة لكل عنصر

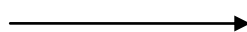
٣- رسم جدول بسيط يبين موقعهما في الجدول الدوري

٤- تطبيق كلا القاعدتين أو احدهما

العنصر	الترتيب الالكتروني	الدورة	الزمرة
Be ₄	1S ² 2S ²	2	2
B ₅	1S ² 2S ² 2P ¹	2	3
N ₇	1S ² 2S ² 2P ³	2	5

يتضح من ذلك ان ذرات العناصر هذه المجموعة تنتمي لنفس الدورة لذلك تنطبق ما جاء في القاعدة الخاصة بذرات العناصر الدورة الواحدة

N₇ , B₅ , Be₄



ازدياد نصف القطر

٢- رتب ذرات العناصر حسب زيادة نصف القطر C₆ , F₉ , Si₁₄

العنصر	الترتيب الالكتروني	الدورة	الزمرة
C ₆	1s ² 2s ² 2p ²	2	4
F ₉	1s ² 2s ² 2p ⁵	2	7
Si ₁₄	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ²	3	4

يلاحظ ان العناصر الثلاثة اعلاء تنتمي الى دورتين مختلفتين وزمريتين مختلفتين لذلك يجب تطبيق القاعدتين السابقتين

Si₁₄ > C₆

C₆ > F₉

Si₁₄ > C₆ > F₉

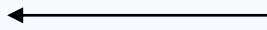
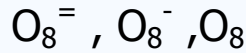
Si₁₄ , C₆ , F₉

← ازدياد نصف القطر

نصف القطر للأيون السالب

- نصف قطر الايون السالب اكبر من نصف قطر ذرته .

وذلك لان الذرة لتتحول إلى ايون سالب يجب عليها أن تكتسب الكترونات فيزيد عدد الشحنات السالبة في المستويات الرئيسية عن عدد الشحنات الموجبة داخل النواة فتصبح قوة الجذب للنواة موزعة على عدد كبير من الالكترونات فيقل جذب النواة.

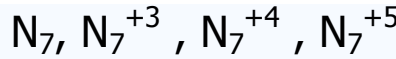


ازدياد نصف القطر

نصف القطر للأيون الموجب

نصف قطر الايون الموجب اصغر من نصف قطر ذرته

لأن الذرة لكي تتحول إلى أيون موجب يجب عليها أن تفقد الكترونات لتصل إلى الاستقرار فيقل عدد الالكترونات في المستويات عن عدد البروتونات في النواة فيزداد قوة جذب النواة للالكترونات



ازدياد نصف القطر

السالبية الكهربائية

هي مقياس لمقدرة الذرة في الجزيء التساهمي على جذب الإلكترونات في الروابط الكيميائية. وتعتمد نوعية الرابطة المتكونة اعتمادا كبيرا على الفرق في السالبية الكهربائية بين الذرات الداخلة فيها. تقوم الذرات المتشابهة في السالبية الكهربائية " بانتراع " الإلكترونات من بعضها البعض والذي يرجع لما يسمى " مشاركة " وتكون رابطة تساهمية. ولكن لو كان هذا الفرق كبير سينتقل الإلكترون إلى أحد الذرات

وتتكون رابطة أيونية. إضافة إلى ذلك في حالة أن أحد الذرات تقوم بسحب الإلكترونات بقوة أكبر قليلاً من الأخرى فإنه تتكون رابطة تساهمية قطبية

تم اقتراح مقياس باولنك بواسطة العالم [لينوس باولنك](#) عام ١٩٣٢. وفي هذا المقياس يكون [عنصر الفلور](#) هو أعلى العناصر في السالبية الكهربية حيث تبلغ ٣,٩٨، بينما أقل العناصر سالبية كهربية هو الفرنسيوم لأن الفرنسيوم مشع وله قيمة تبلغ ٠,٧ ويقاربه في ذلك أيضاً عنصر السيزيوم، والعناصر الباقية تتراوح قيمها بين هاتين القيمتين. ويكون [الهيدروجين](#) له قيمة سالبية كهربية تساوى ٢,١ أو ٢,٢.

في المجموعة الواحدة تقلت السالبية الكهربية بزيادة العدد الذري؛ لذلك تتناقص الكتل الإلكترونية مستوى الطاقة الأخير لضعف النواة على جذبها نحوها. وعلى هذا فإن أكثر العناصر سالبية كهربية هي العناصر الموجودة في أعلى الجدول، وأقلها سالبية أسفل الجدول.

٢- في الدورة الواحدة تزداد السالبية الكهربية وبنقصان العدد الذري لذلك تقدر النواة على جذب الكتل الإلكترونية غلاف التكافؤ نحوها. وعلى هذا فإن أكثر العناصر سالبية كهربية هي العناصر الموجودة في يمين الجدول، وأقلها سالبية أيسر الجدول

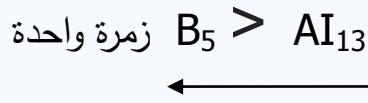
مثل رتب العناصر التالية AI_{13} , B_5 , F_9 , N_7 حسب ازدياد السالبية الكهربية

العنصر	الترتيب الإلكتروني	الدورة	الزمرة
B_5	$1S^2 2S^2 2P^1$	2	3
N_7	$1S^2 2S^2 2P^3$	2	5
F_9	$1S^2 2S^2 2P^5$	2	7
AI_{13}	$1S^2 2S^2 2P^6 3S^2 3P^1$	3	3

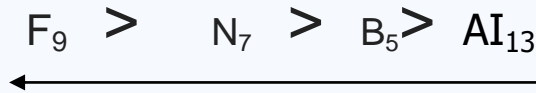
كما هو موضح في الجدول اعلاة ان ثلاثا من هذه الذرات تنتمي الى دورة واحدة واثنين تنتمي الى مجموعة واحدة بينما ذرة واحدة تشترك مع الاخرى بالدورة والزمرة لذلك نستخدم القاعدتين السابقتين لترتيب هذه المجموعة وعلى الشكل التالي :



تزداد السالبة



تزداد السالبة



تزداد السالبة الكهربائية

طاقة التأين :

هي الطاقة اللازمة لنزع إلكترون منها وطاقة التأين ذات أهمية كبيرة في الكيمياء الفيزيائية نظرا لأنها مقياس لقوة ترابط إلكترون بالذرة. إذا كان الترابط بين الإلكترون ونواة الذرة كبيرا زادت الطاقة التي يجب أن نمد بها الإلكترون لمغادرة الذرة والانفصال عنها. ويمكننا القول أن طاقة التأين هي مقدار الطاقة اللازمة لفصل الإلكترون الأقل ارتباطاً بنواة الذرة في الحالة الغازية، وهو إلكترون التكافؤ، وإن قيمة هذه الطاقة تدلنا على صعوبة نزع الإلكترون من الذرة، فكلما كانت كبيرة كان تأين العنصر صعباً. وفي أغلب الأحيان يحدث النزع على عدة خطوات متتالية وتسمى

الطاقة لنزع الإلكترون الأول "طاقة التأين الأولى" ويرمز لها بالرمز IE1 وعندما ننزع إلكترونًا ثانيًا من الذرة فيلزم لذلك "طاقة التأين الثانية"، ويرمز لها بالرمز IE2 وهكذا بالنسبة إلى الإلكترونات التالية لها.

طاقة التأين تقل خلال المجموعة بالجدول الدوري بزيادة العدد الذري الذي معناه زيادة الشحنة النووية الفعالة وزيادة عدد البروتونات في النواة يؤدي إلى زيادة جذب الإلكترونات في الذرة ومن ضمنها المستويات الخارجية. لذلك فتزداد الطاقة اللازمة لنزع إلكترون من الذرة، أي تزداد طاقة التأين. كما أن طاقة التأين تتناسب عكسياً مع نصف القطر الذري فكلما ازداد نصف القطر الذري زاد بُعد إلكترونات المستويات الخارجية عن النواة وقل جذب النواة لها، فيسهل نزعها من الذرة، أي تقل طاقة التأين وعندما نقوم بنزع الإلكترون الخارجي الأول من الذرة، ونبدأ في نزع الإلكترون الذي يليه من مداره الذري نجد زيادة كبيرة في طاقة التأين. هذا لأنه بعد انتزاع الإلكترون الأول وانتقالنا لنزع الإلكترون الثاني يكون هذا أقرب للنواة، فتزداد الطاقة اللازمة لانتزاعه. تكون الإلكترونات الموجودة في مدارات قريبة من النواة مرتبطة بها بقوة جذب كهروستاتيكية أكبر، وعلى هذا تتطلب طاقة أكبر لانتزاعها.

$$IE1 < IE2 < IE3$$

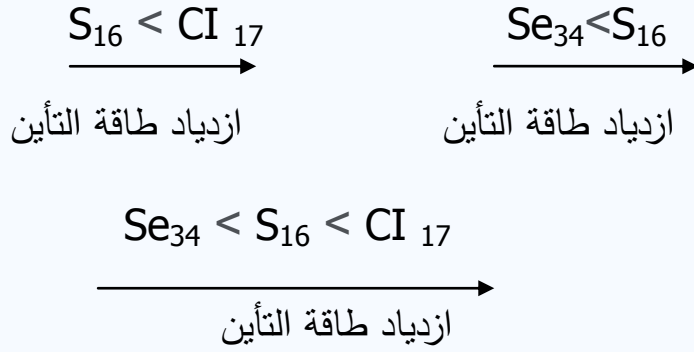


تزداد طاقة التأين

مثال / رتب ذرات العناصر Cl_{17} , Se_{34} , S_{16} حسب ازدياد جهد او طاقة التاين

العنصر	الترتيب الالكتروني	الدورة	المجموعة
S_{16}	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$	3	6
Cl_{17}	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$	3	7
Se_{34}	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 d^{10} 4s^2 4p^4$	4	6

نلاحظ اثنين نفس الدورة واثنين نفس المجموعة



كيمياء نووية

هو أحد فروع **الكيمياء** الذي يهتم بدراسة **النشاط الإشعاعي الكيمياء** النووية والتفاعلات والعمليات النووية والخواص النووية. وتعني الكيمياء النووية بدراسة التفاعلات التي تحدث نتيجة تغير في أنوية الذرات. ويهتم علم الكيمياء النووية كذلك بدراسة تركيب النواة وطبيعة الجسيمات الأساسية المكونة لها، وكيف يؤثر هذا التركيب على ثباتها ويهتم أيضا بدراسة الظواهر التي تؤدي إلى تغير تركيب النواة سواء بعمليات الإشعاع الطبيعية أو بعمليات التغير الصناعية. وتعرف النواة هي الجزء المركزي من الذرة الذي تتكثف فيه كتلة الذرة وتتكون معظم كتلتها من **البروتونات موجبة الشحنة والنيوترونات** المتعادلة الشحنة لتكون النواة بالمحصلة موجبة الشحنة، وشحنة البروتونات الموجبة عددياً تساوي شحنة الإلكترونات السالبة لذلك تكون الذرة متعادلة كهربياً. وكانت نظرية تفسير بنية الذرة على شكل نواة موجبة الشحنة تدور حولها إلكترونات سالبة الشحنة تعود لنتائج **تجربة رذرفورد** في عام ١٩١١، وهو التفسير الذي هدم التصور السابق لبنية الذرة على أنها توزيع متوازن نسبياً للكتلة. ان عدد النويات في النواة يمثل مجموع عدد (البروتونات + النيوترونات) ويدعى عدد الكتلة ويرمز له بالرمز (A) ويدعى عدد البروتونات في النواة بالعدد الذري ويرمز له بالرمز (Z) وهو يساوي ايضاً عدد الالكترونات في الذرة المتعادلة الشحنة والذي يحدد ترتيب العنصر في الجدول الدوري للعناصر ويمكن تمثيل هذه الاعداد برمز العنصر بالترتيب الاتي :

A عدد الكتلي

العنصر ← X عدد الذري = عدد الالكترونات Z

عدد النوترونات $Z - A = N$

31

12

23

15 P ،

6 C ،

11 Na على سبيل المثال

نظائر العناصر الكيميائية هي أشكال من العنصر الكيميائي لذرتها نفس العدد

الذري Z، ولكنها تختلف في الكتلة الذرية بسبب اختلاف عدد النيوترونات. ولا تختلف الخواص الكيميائية للذرة ونظيرها، ذلك لأن الخواص الكيميائية للذرة تعتمد على عدد البروتونات في النواة وبالتالي على عدد الإلكترونات التي تدور في الغلاف النووي وتوزيعها. الإلكترونات هي التي تشترك في التفاعلات الكيميائية. أما الخواص الفيزيائية فهي تختلف لكلاهما اختلافا كبيرا حيث تعتمد على عدد البروتونات والنيوترونات وتوزيعهما في النواة، وهم يشتركون فيما يسمى تفاعلات نووية. فمثلاً إذا نظرنا إلى ذرة الكربون 12 وهي تحتوي على 6 بروتونات و 6 نيوترونات في نواتها فهي مستقرة (خاصة فيزيائية). أما الكربون-14 فتحتوي نواته على 6 بروتونات و 8 نيوترونات وهو نظير مشع أي ذو نشاط إشعاعي (خاصة فيزيائية) ويتحلل من ذاته عن طريق تحلل بيتا.

عند تطبيق التسمية العلمية فإن النظير (نوكليد Nuclide) محدد باسم العنصر متبوعا بشرطة ثم عدد النوكلونات (البروتونات والنيوترونات) الموجودة في نواة الذرة. أمثلة : الهيبيوم-3 وتحتوي نواته على برتونين و 1 نيوترون

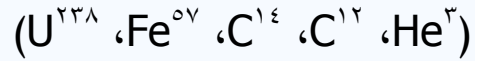
كربون-١٢ وتحتوي نواته على ٦ بروتونات و ٦ نيوترونات ،

كربون-١٤ وتحتوي نواته على ٦ بروتونات و ٨ نيوترونات ،

حديد-٥٧ وتحتوي نواته على ٢٦ بروتونات و ٣١ من النيوترونات ،

ورمز يورانيوم-٢٣٨ ويحتوي في نواته على ٩٢ بروتون والباقي (نيوترونات).

وعند استخدام الاختصارات فيتم وضع رقم النوكليونات أعلى رمز العنصر كالآتي:



النشاط الاشعاعي :- الكثير من النويدات ثابتة في الطبيعة وتدعى بالنظائر المستقرة ، الا ان هناك عدد من النويدات غير المستقرة تتحول الى نويدات جديدة وتصبح هذه العملية انبعاث اشعاعات مختلفة ومثل هذه النويدات تدعى بالنظائر ذات النشاط الاشعاعي واول من اكتشف انبعاث مثل هذه الاشعاعات من معدن اليورانيوم وتمكن من تشخيصها العالم الفرنسي هنري بيكرل في عام ١٨٩٦م ويعرف بالنشاط الاشعاعي وهو عملية تتحول فيها نوى احد العناصر بانبعاث الاشعاعات النووية ذلت طاقة عالية الى نوى جديده اكثر استقرارا .

وقد بينت الدراسات وجود ثلاث انواع من الاشعاعات المؤينة تختلف في القابلية على الاختراق المواد وهي اشعاعات (الفا - بيتا - كما)

جسيم الفا

جسيم ألفا أو أشعة ألفا، على الرغم من تسميتها أشعة إلا أنها عبارة عن نواة ذرة الهليوم وتتكون من بروتونين ونيوترونين، تتحد في داخل النواة بقوة نووية كبيرة، بحيث تعتبر أشد نوايا العناصر استقرارا وتماسكا.

ذلك لتكونها من ٢ بروتون و ٢ نيوترون وهؤلاء الأربعة يتميزون بأكثر فقد في الكتلة عند اندماجهم لتكوين نواة

الهيليوم. ولهذا فجسيم ألفا ينتج كثيرا في التفاعلات النووية حيث ليس من السهل تحلله أو تفككه. وهو ذو شحنة كهربائية موجبة مقدارها ٢ وحدة لاحتوائه على ٢ من البروتونات، وقوة اختراق ضعيفة مع قدرة ضعيفة على النفاذ لثقلها وانخفاض سرعتها، ويمكن إيقافها بقطعة من الورق المقوى. وتمتاز بقدرة كبيرة على تأيين المواد حيث أن معدل التأين في المواد التي تتخللها جسيمات ألفا تتناسب تناسباً طردياً مع مربع شحنة الجسيم.

جسيم بيتا

عبارة عن إلكترون أو بوزيترون ذو سرعة وطاقة عاليتين وينبعث من نوى إشعاعية النشاط مثل البوتاسيوم-٤٠. وجسيمات بيتا المنبعثة هي شكل من الإشعاعات المتأينة وتعرف أيضاً باسم أشعة بيتا. وتسمى عملية إنتاج جسيمات البيتا بتحلل بيتا. ويُرمز لجسيم بيتا بالحرف الإغريقي بيتا (β). هنالك نوعان منتحلل بيتا: إما β^- الذي يصدر إلكترونات، و β^+ الذي يصدر بوزيترونات. تمتاز جسيمات بيتا بقدرة ضعيفة على تأيين المواد الموجودة في مسارها، إلا أن نفاذيتها للمواد ضعيفة نسبياً، بحيث أنها تخترق صفيحة من الألمنيوم بسُمك ٣ ملم. كما يمكن تسريع الإلكترونات فيمعدل جسيمات فتزيد سرعتها إلى ما يقرب من سرعة الضوء





