

الذوبانية وثابت حاصل الإذابة: Solubility & Solubility Product Constant

المحلول : Solution 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 أيونات أو جزيئات المذاب بين ذرات أو أيونات 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 soluble slightly أو شحيح الذوبان sparingly soluble

ذوبانية المركبات اللاعضوية في الماء :

معظم المركبات اللاعضوية تذوب في الماء وعلى النحو الآتي:

١- مركبات الامونيوم والصوديوم والبوتاسيوم ذائبة في الماء.

٢- الخلات والكلورات والنترات ذائبة في الماء .

٣- 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.

٤- جميع الكبريتات ذائبة في الماء عدا كبريتات الباريوم والرصاص

٥- 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 :

١-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.

٢-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:



$$K_{eq} =$$

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

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

حيث يدعى هذا الثابت بحاصل الإذابة

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

إن الصيغة العامة للتوازن الأيوني للأملاح شحيحة الذوبان هي :



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

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

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 الأخر معروفا وكذلك قيمة K_{sp} .
- ٤- معرفة أي الملح ينترسب أولا إذا كان في المحلول ملحين .
- ٥- التمييز بين الأملاح من قابلية ذوبانها.
- ٦- كذلك معرفة حالة المحلول الملحي مشبع او غير 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 $S = 0.0065$

إذن $[Ba^{+2}] = S = 0.0065M$ ، $[F^{-1}] = 2S = 0.013M$

$$K_{sp} = [Ba^{+2}][F^{-1}]^2$$
$$= [0.0065][0.013]^2$$

$$K_{sp} = 1.1 \times 10^{-6}$$

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

العوامل المؤثرة على قابلية الذوبان :

لو أضيف

Common ion effect: تأثير الأيون المشترك

إلى محلول مشبع شحيح الذوبان كمية أخرى من الكتروليتية تحتوي على أيون مشابه للأيونات الملح الشحيح

مثل: $AgCl \rightleftharpoons Ag^+ + Cl^{-1}$



سوف تترسب الأيونات المذابة من الملح الشحيح وتتحول الى 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 بوحدات غم/لتر.



نفرض قابلية الذوبان $S =$ مول/لتر

$$K_{SP} = [Ba^{+2}][SO_4^{-2}]$$

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

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

الوزن الجزيئي $BaSO_4 = 233.4$ غم/مول

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

مثال : احسب قابلية ذوبان $BaSO_4$ في محلول حامض الكبريتيك H_2SO_4 تركيزه مولاري وعند درجة حرارة 25 مئوي علما إن K_{SP} يساوي 1×10^{-10} .



$$K_{SP} = [Ba^{+2}][SO_4^{-2}]$$

نفرض الذوبانية = S مول/لتر

$$S = [Ba^{+2}] \text{ مول/لتر}$$

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

$$K_{SP} = [Ba^{+2}][SO_4^{-2}]$$

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

٢- تأثير الالكتروليت الخامل : Inert electrolyte effect

يمكن أن نتوقع عدم تأثير قابلية ذوبان مادة شحيحة الذوبان بوجود مادة ذائبة كلياً لا تسهم معها بأيون مشترك ولا تتفاعل مع ايوناتها(وقد سميت هذه المادة خاملة وفقاً 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 بأيون 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 كلياً تتصف بالخمول وتدعى هذه الظاهرة (بتأثير الملح أو تأثير الأيون المختلف) Salt effect or Diverse ion effect

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 PbI_2 , $AgBr$, Hg_2Cl_2

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 $\text{Ag}(\text{CN})_2^{-1}$ 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 ان 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 .

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 للمذيب حسب قانون كولوم

K : قوة الجذب بين الايونين المختلفين بالشحنة للملح

ϵ : ثابت العزل الكهربائي للمذيب

$e_1 \cdot e_2$: 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 الازابة 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، و**نيوترونات** 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 (بالنظائر)، وحتى بين كون هذا العنصر قادراً على خوض تفاعل كيميائي ما أم لا.

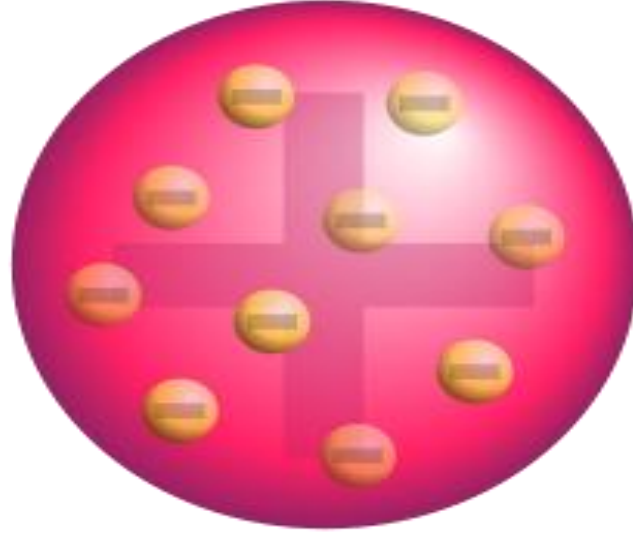
النظرية الذرية :

تهتم بدراسة طبيعة المادة، وتنص على أن كل المواد تتكون من ذرات. ومن الاكتشافات اليونانية في عام ٤٣٠ ق.م اذ توصل الفيلسوف اليونانى (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 للإنقسام ، وأن الذرات تتحرك بأعداد لا حصر لها في فضاء فارغ. وأن الاختلاف في الشكل والحجم الذرى يحدد الخصائص المختلفة لكل مادة. وطبقاً لفلسفة (ديموقريطس) فإن الذرات ليست المكون الأساسي للمواد فقط ولكنها تكون أيضاً خصائص النفس الإنسانية.

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 أيضا التنبؤ ببعض القوانين غير المكتشفة :

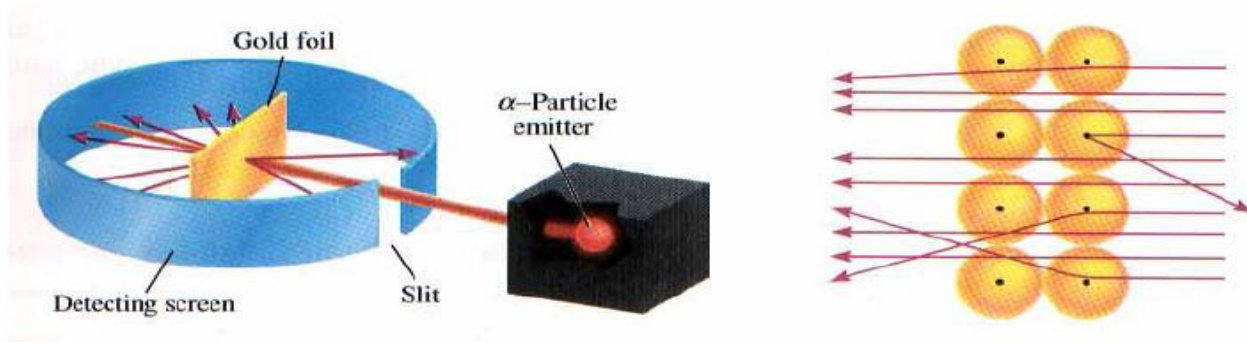


نموذج ثومسون:

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 الى 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 الى 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) الى كتلته(ك) فوجد ان 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.

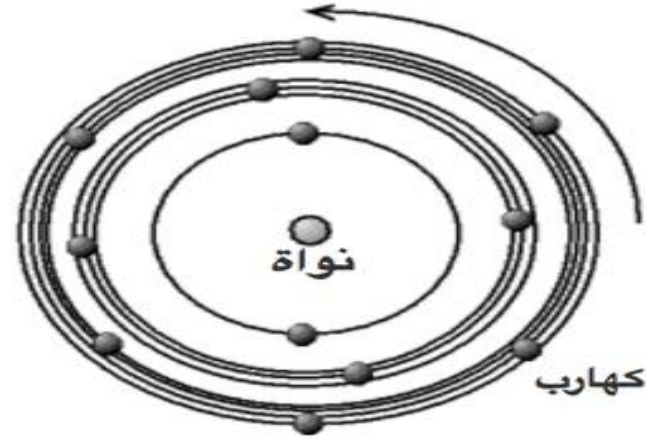
قام نموذج رذرفورد:

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 راذرفورد عام ١٩١١م النموذج النووي للذرة معتبراً أن الذرة تتكون من كتلة صغيرة جداً وكثيفة جداً ذات شحنة موجبة تسمى النواة وتحتل مركز الذرة وتحتوي نواة الذرة على جميع البروتونات ولذا فان 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 تركز البروتونات الموجبة بها. وتتوزع اكترونات الذرة حول النواة بنفس الطريقة التي تتوزع بها الأجرام السماوية حول الشمس، وبما أن الذرة متعادلة لذا فعدد الالكترونات يساوي لعدد البروتونات بالنواة.



نموذج الذرة التي توصل إليها رذرفورد (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

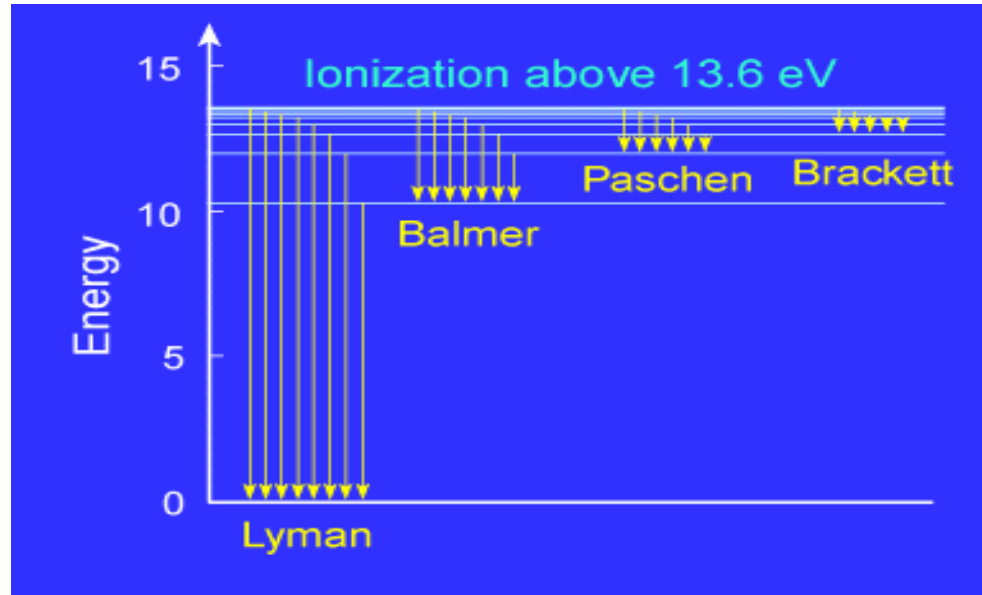


نموذج بور:

في عام ١٩١٣م اقترح الفيزيائي الدنماركي نيلز بور نموذجًا 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 مثلا ، 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 للذرة ذلك العنصر. ولقد ساعد نموذج بور للذرة على تفسير الكيفية التي تتفاعل بها الذرات مع الضوء والأشكال الأخرى للإشعاع. فقد افترض بور أن امتصاص وابتعاث (إطلاق) الضوء بواسطة الذرة يستلزم تغييرًا في

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 محرز التفريق 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 وتنطلق 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



طيف ذرة الهيدروجين Hydrogen Spectra

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 لآخرى من طيف ذرة الهيدروجين اكتشفها العالم Lyman وهي في مدى الأشعة فوق البنفسجية واكتشف العالمان Paschen و Brackett مجموعتين أخرتين 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.

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 $n_f=2, n_i=3$ و $z=1$

$$R = 109678 \text{ cm}^{-1} \text{ و}$$

$$=] - [R$$

$$x109678[] = 109678[0.25-0.11]$$

$$\text{العدد الموجي} = 109678 \times 0.14 = 15354.92 \text{ cm}^{-1}$$

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

مثال ٢: أحسب طول موجة الخط الاول من طيف الايون He^+ الذي يقابل الخط الاول من الطيف المرئي لذرة الهيدروجين، علما ان ثابت ريدبرغ للهليوم يساوي 109722 سم^{-1} والعدد الذري يساوي ٢؟

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

$$=] - [R$$

$$= \times 109722 [-$$

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

الطبيعة المزدوجة للإلكترون: (الدقائقية والموجية)

يملك الضوء طبيعة مزدوجة موجية ودقائقية لذا فقد وجد بعض العلماء انه عند اسقاط حزمة من اللالكترونات على سطح بلورة من النيكل فان هذه الحزمة تعاني حيودا مثل ما تعانيه الموجات الضوئية، كما ان تجربة ثومسون لتعيين نسبة شحنة اللالكترون / كتلته وماتبعا من تعيين كتلة اللالكترون تؤكد الطبيعة المزدوجة. أقترح العالم دي برولي علاقة تربط الطول الموجي λ للالكترون 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 ν التردد ومن تساوي الطاقتين نحصل على: $mc^2 = h\nu$ ، بما ان $c = \nu\lambda$ اذن $mc^2 = h\nu$ وبالتعويض نحصل $mc^2 = h\nu$ اذن $mc = h\nu/\lambda$ حيث يمثل mc زخم اللالكترون ويرمز له P ويمثل الصفة الدقائقية و λ يمثل الصفة الموجية وعليه تصبح العلاقة النهائية كما يلي:

$\lambda = h/P$ وهي تمثل للالكترون الصفة المزدوجة الدقائقية والموجية.

مبدأ اللادقة لهايزنبرك:

من المستحيل تقدير الموقع الدقيق للالكترون حول النواة وزخمه في آن واحد لدقيقة ذرية منفردة ، فكلما أمكن قياس أحدهما بدقة زاد اللايقين في دقة قياس الآخر. فاذا رمز لمقدار اللادقة بالرمز Δ سواء أكان للمكان Δx أم للزخم ΔP فان: $\Delta x \Delta P \geq h$

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 لنلناقي 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 قبولاً كبيراً لتفسير تركيب الذرة وهي النظرية الموجية. وهذا التصور مبني على تصور بور مع الأخذ في الاعتبار الاكتشافات الحديثة والتطويرات في ميكانيكا الكم. و التي تنص على :

- ١- تتكون الذرة من جسيمات تحت ذرية (البروتونات، الإلكترونات، النيوترونات).
- ٢- مع العلم بأن معظم حجم الذرة يحتوى 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 تحتوى 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 احتمالية 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

عدد الكم الرئيسي n

تحدد مدار الإلكترون وبالتالي طاقته

عدد الكم الثانوي l

تحدد شكل المدار

عدد الكم المغناطيسي m_l

تحدد توجه المدار في الفضاء

عدد الكم المغزلي m_s

بالنسبة للإلكترون إحدى اثنتين

تحدد حركة الغزل واتجاهه

عدد الكم (الرئيسي):

اول من إستخدمه العالم (بور) - رمزه - n قانونه ($2n$) حيث n هي رقم مستوى الطاقة الرئيسي اى (مربع ضعف رقم مستوى الطاقة الرئيسي) و من خلال هذا القانون يكمن معرفة عدد الإلكترونات التى يتشبع 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 تصبح الذرة غير مستقرة
-فائدة عدد الكم الرئيسي (١) تحديد رتب مستويات الطاقة الرئيسية فى الذرة و عددها ٧ مستويات طاقة رئيسية فى الذرة المستقرة (٢) تحديد عدد الإلكترونات التى يتشبع بها كل مستوى طاقة رئيسى

عدد الكم (الثانوى):

اول من إستخدمه : العالم سمر فيلد 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 الرئيسي اى ان مستوى الطاقة الرئيسي الأول به مستوى طاقة فرعى واحد بينما مستوى الطاقة الرئيسي 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 ($2l + 1$) اى مربع رقم مستوى الطاقة الرئيسي . فمستوى الطاقة الرئيسي 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