

نموذج الذرة Modèle de l'atome

I - مراحل بناء النموذج الذري :

1- نماذج الذرة وتطورها عبر التاريخ:

اعتبر الفيلسوف اليوناني ديموقريطس أن الذرة هي الجزء الذي لا يتجزأ من المادة، وكان ذلك حوالي 400 سنة قبل الميلاد. وظل هذا الاعتقاد سائدا إلى أن جاء العالم دالتون الذي قدم نموذجا كرويا للذرة واعتبر أن ذرات نفس العنصر متشابهة في الخواص (الشكل ، الحجم ، الكتلة)، وتختلف تماما عن ذرات العناصر الأخرى.

العالم البريطاني طومسون اكتشف الإلكترون عام 1897 ووضع نموذجا للذرة اعتبر فيه الذرة كروية الشكل مكونة من دقائق موجبة ودقائق سالبة مبعثرة بكيفية عشوائية والذرة متعادلة كهربائيا.

وفي سنة 1911م جاء رذرفورد ، كان تلميذا لطومسون حيث طلب منه هذا الأخير أن يتحقق من صحة نموذجه ، وبفضل تجربته الشهيرة التي قذف خلالها صفيحة ذهبية بواسطة دقائق α اكتشف نواة الذرة واقترح نموذجا للذرة يتميز بما يلي :

- وجود نواة صغيرة جدا في مركز الذرة ، وهي موجبة الشحنة وتتجمع فيها معظم كتلة الذرة
- وجود إلكترونات سالبة تدور حول النواة.

وفي سنة 1913م طور نيل بوهر نموذجا يشبه النظام الشمسي حيث تشغل النواة المركز أما الإلكترونات فتدور حولها في مدارات دائرية معينة محدودة ومستقرة ويوافق كل مدار طاقة محددة

وأعطى آخر نموذجا للذرة سنة 1925م من طرف العالمين شرودينغر وليس دوبروكلي تتكون فيه الذرة من نواة موجبة الشحنة محاطة بسحابة إلكترونية ، يعتمد على احتمال وجود الإلكترون في وقت معين حول النواة .



2- استنتاج:

تتكون الذرة من نواة تحتل مركزها وهي موجبة الشحنة و مُحاطة بسحابة إلكترونية.

II - بنية الذرة : Structure de la tome

1- مكونات الذرة :

نواة موجبة والإلكترونات ذات شحنات سالبة .

- جميع إلكترونات الذرات متشابهة فيما بينها.
 - كل إلكترون يحمل شحنة سالبة $q = -e = -1.6 \cdot 10^{-19} C$
 - كتلة الإلكترون: $m_e = 9.11 \cdot 10^{-31} Kg$
- ملحوظة : e تسمى بالشحنة الكهربائية الابتدائية.

2- مكونات النواة :

النواة موجبة الشحنة وتشغل حيزا صغيرا في مركز الذرة ، وتتكون من النويات وهي البروتونات والنوترونات.

البروتونات : دقائق مادية ذات شحنات موجبة ، شحنة البروتون : $q = +e = 1,6 \cdot 10^{-19} C$

وكتلة البروتون : $m_p = 1,673 \cdot 10^{-27} Kg$

النوترونات : دقائق مادية محايدة ، شحنة النوترون منعدمة : $q = 0$

وكتلة النوترون : $m_n = 1,675 \cdot 10^{-27} Kg$

ملحوظة : $m_p \approx m_n$ و $\frac{m_p}{m_e} = \frac{1,673 \cdot 10^{-27} kg}{9,11 \cdot 10^{-31} kg} \approx 1836$ و $m_p \gg m_e \leftarrow m_p = 1836 m_e$

III - التمثيل الرمزي لنواة الذرة:

1- العدد الذري:

لتمثيل نواة الذرة نستعمل رمز العنصر الكيميائي ونضع بجانبه في الأعلى عدلالنويات A وفي الأسفل العدد الذري Z .

X : رمز عنصر كيميائي

Z : العدد الذري وهو يمثل عدد البروتونات .

A : عدد النويات أي مجموع : عدد البروتونات + عدد النوترونات.

$N = A - Z$: عدد النوترونات.



مثال : بالنسبة لذرة البور : ${}^{11}_5 B$ تتكون من : 11 نوية : 5 إلكترونات و 6 نوترونات .

2 - الحيداء الكهربائي للذرة:

نعلم أن شحنة الإلكترونات المكونة للذرة : $Q = -Z.e$.
 وشحنة النواة = مجموع شحن البروتونات لأن النوترونات محايدة : $Q' = +Z.e$.
 إذن ، الذرة المحايدة كهربائياً شحنتها الإجمالية منعدمة . $Q' + Q = 0$.
 أمثلة:

الذرة	الإلكترونات		البروتونات		النوترونات	
	العدد	الشحنة	العدد	الشحنة	العدد	الشحنة
$^{35}_{17}Cl$	17	-17e	17	+17e	18	0
$^{27}_{13}Al$	13	-13e	13	+13e	14	0

3 - كتلة الذرة وأبعادها :

أ - كتلة الذرة :

كتلة الذرة تساوي مجموع كتل الدقائق المكونة لها.

$$m_{\text{atome}} = Z.m_p + Nm_n + Z.m_e$$

يلاحظ أن : $\frac{m_p}{m_e} \approx 200$ و منه $m_p = 200m_e$ و $m_p = m_n$ و بالتالي :

$$m_{\text{atome}} = (Z+N).m_p + Z.m_e = (Z+N).m_p = A.m_p$$

إذن ، كتل الإلكترونات مهملة أمام كتل النويات ومنه يتضح أن: مجمل كتلة الذرة متركزة في نواتها .

ب- أبعاد الذرة :

- الذرة كروية الشكل وكذلك نواتها ، و كل منهما تتميز بشعاع.

- يتزايد قطر الذرة بتزايد عدد الإلكترونات.

مقدار شعاع الذرة في حدود $1\text{Å} : 10^{-10}\text{m}$: $R_A = 1\text{Å} = 10^{-10}\text{m}$

مقدار شعاع النواة في حدود $1\text{fm} : 10^{-15}\text{m}$: $R_N = 1\text{fm} = 10^{-15}\text{m}$: شعاع الذرة أكبر بكثير من شعاع النواة).
 - الذرة ثغرية: لأن الإلكترونات تدور حول النواة في فراغات كبيرة جدا.

IV -العنصر الكيميائي :

(1) - انحفاظ العنصر الكيميائي :

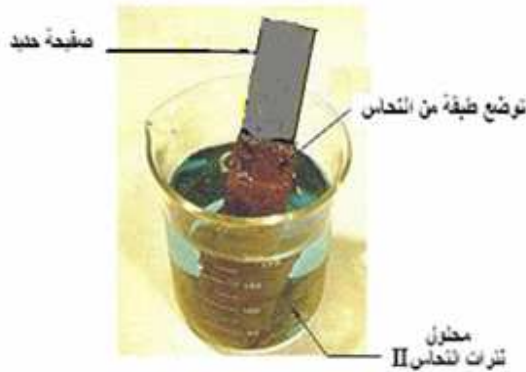
(أ) - تجربة 1:

نضيف قليلاً من محلول حمض النتريك على فلز النحاس .
 نلاحظ :

- اختفاء كلي لفلز النحاس.
- تصاعد غاز عديم اللون : أول أكسيد الأزوت (NO) الذي يتحول في الهواء إلى غاز أشقر اللون أي غاز ثاني أكسيد الأزوت.
- وتحصل على محلول أزرق اللون : لنترات النحاس II

(ب) تجربة 2:

نغمس صفيحة من النحاس في المحلول المحصل عليه.
 نلاحظ توضع طبقة من النحاس على الجزء المغمور من صفيحة الحديد.



(ج) - استنتاج:

خلال هذين التحولين الذاتية الكيميائية للنحاس لم تختف بل نجدها باستمرار رغم التغيرات التي طرأت على النحاس ، هذه الذاتية المشتركة تسمى عنصر النحاس.

ملحوظة : بعض التحولات الكيميائية لا ينحفظ خلالها العنصر الكيميائي مثل التحولات النووية.

(2) نظائر العنصر الكيميائي:

النظائر: ذرات تنتمي لنفس العنصر الكيميائي (لها نفس عدد البروتونات Z) وتختلف في عدد نوتروناتها N أي في عدد كتلتها A و لها نفس الخصائص الكيميائية.

أمثلة لبعض النظائر الكيميائية:

العنصر	نظائر العنصر	عدد البروتونات	عدد الكتلة	عدد النوترونات	عدد الإلكترونات	النسبة المئوية لوجود النظير
الكلور	$^{35}_{17}\text{Cl}$	17	35	18	17	75%
	$^{37}_{17}\text{Cl}$	17	37	20	17	25%
الهيدروجين	^1_1H	1	1	0	1	99.98%
	^2_1H	1	2	1	1	0.02%
	^3_1H	1	3	2	1	$10^{-4}\%$

V- الأيونات الأحادية الذرة :

1. تعريف:

نسمي الأيون الأحادي الذرة: كل ذرة اكتسبت أو فقدت إلكترونًا أو أكثر.

2- أمثلة:

- الأيونات الموجبة أي الكاثيون: ناتجة عن ذرة فقدت إلكترونًا أو أكثر .
 Al^{3+} Ca^{2+} Na^+ H^+
- الأيونات السالبة أي الأنيونات: ناتجة عن ذرة اكتسبت إلكترونًا أو أكثر.
 S^{2-} O^{2-} F^- Cl^-

VI- توزيع الإلكترونات:

1. الطبقات الإلكترونية :

تتوزع الإلكترونات في ذرة على طبقات مختلفة نرسم إليها على التتابع بالحروف : (K و L و M و N...) وسنقتصر على التوزيع الإلكتروني في الطبقات و K و L و M بالنسبة للذرات العناصر الكيميائية ذات العدد الذري $1 \leq Z \leq 18$.

2. توزيع الإلكترونات :

القاعدة الأولى : تتسع كل طبقة لعدد محدود من الإلكترونات .

بالنسبة للذرات حيث $1 \leq Z \leq 18$ ، العدد الأقصى لإلكترونات كل طبقة هو كما يلي :

- الطبقة الأولى K : 2 إلكترونات .
 - الطبقة الثانية L : 8 إلكترونات .
 - طبقة الثالثة M : 8 إلكترونات .
- وعندما تحتوي الطبقة على العدد الأقصى من الإلكترونات نقول أنها أصبحت مُشبعة .

القاعدة الثانية :

عدد إلكترونات الذرة تتوزع على الطبقات الإلكترونية بحيث يتم ملء الطبقة الإلكترونية الأولى K، وعندما تصبح مشبعة بإلكترونين تنتقل إلى الطبقة الثانية L وعندما تُصبح مُشبعة بثمانية إلكترونات تنتقل إلى الطبقة الثالثة M.

ملحوظة : نسمي الطبقة الخارجية آخر طبقة إلكترونية تتواجد بها إلكترونات، والإلكترونات المتواجدة بها تسمى بالإلكترونات التكافؤ وهي أقل ارتباطًا بالنواة .

3. البنية الإلكترونية :

توضح البنية الإلكترونية لذرة عدد الإلكترونات الموجودة في كل طبقة من طبقاتها

لتمثيل البنية الإلكترونية لذرة نضع رمز الطبقة الإلكترونية بين قوسين ونكتب عدد الإلكترونات الذي تحتوي عليه الـ طبقة على اليمين في الأعلى .

عدد إلكترونات الطبقة الخارجية 1:	$(K)^1$	^1_1H أمثلة :
عدد إلكترونات الطبقة الخارجية 2:	$(K)^2$	^4_2He
عدد إلكترونات الطبقة الخارجية 6:	$(K)^2(L)^6$	$^{16}_8\text{O}$
عدد إلكترونات الطبقة الخارجية 3:	$(K)^2(L)^8(M)^3$	$^{27}_{13}\text{Al}$
عدد إلكترونات الطبقة الخارجية 7:	$(K)^2(L)^8(M)^7$	$^{35}_{17}\text{Cl}$
عدد إلكترونات الطبقة الخارجية 8:	$(K)^2(L)^8(M)^8$	$^{35}_{17}\text{Cl}^-$
عدد إلكترونات الطبقة الخارجية 8:	$(K)^2(L)^8$	$^{27}_{13}\text{Al}^{3+}$