

معرض نظري مختصر

المادة و تحولاتها

بنية أفراد بعض الأنواع الكيميائية

03

الشعبة : جذع مشترك
علوم و تكنولوجيا

www.sites.google.com/site/faresfergani

تاريخ آخر تحديث : 2013/03/22

● الفرد الكيميائي و النوع الكيميائية :

- نطلق اسم الفرد الكيميائي على كل الدقائق المجهرية المكونة للمادة سواء كانت جزيئا أو ذرة أو شاردة
- الأنواع الكيميائية هي مجموعة من الأفراد الكيميائية المتماثلة (جزيئات ، شوارد ، ذرات) نتعامل معها من الناحية العيانية .
- لكل نوع كيميائي خصائص فيزيائية يتميز بها عن باقي الأنواع الكيميائية ، من بين هذه الخصائص نذكر :
 - درجة حرارة الغليان .
 - درجة حرارة التجمد .
 - الكتلة الحجمية $\rho = M / V$.
 - قرينة الانكسار للضوء بالنسبة للأنواع الكيميائية الشفافة .
 - اللون ، الرائحة

مثال :

الماء نوع كيميائي يتميز عن باقي الأنواع الكيميائية بخواص فيزيائية نذكر منها : درجة حرارة غليانه : 100°C ، درجة حرارة تجمده : 0°C ، كتلته الحجمية $\rho = 10^3 \text{ Kg/m}^3$ ، قرينة انكساره للضوء : $n = 4/3$.

● الكشف عن الأفراد الكيميائية :

- نكشف عن الماء بواسطة كبريتات النحاس الثنائي الجاف (أبيض) الذي يتغير لونه من الأبيض إلى الأحمر أجوري
- نكشف عن وجود حمض بواسطة ورق الـ pH بحيث يتغير لون الورقة من لونها الأصلي الأصفر إلى اللون الأحمر في الأوساط الحامضية ، كما يمكن الكشف عن الحموضة بواسطة محلول أزرق البروموتيمول الذي يتغير لونه الأصلي الأخضر إلى اللون الأزرق في الأوساط الحامضية ، كما يمكن أيضا الكشف عن الحموضة بواسطة جهاز يدعى مقياس الـ pH حيث يقيس قيمة الـ pH التي تتميز بها كل المحاليل المائية و في المحاليل الحامضية تكون قيمة الـ pH عند درجة الحرارة 25°C محصورة بين 0 و 7 أي $0 < \text{pH} < 7$. كما أن المحلول الحامضي يكون أكثر حموضة كلما كانت قيمة الـ pH أقل .
- نكشف عن وجود سكر الغلوكوز بواسطة محلول فهلنغ ذي اللون الأزرق الذي يصبح أحمر أجوري بعد التسخين .
- نكشف عن الغاز CO_2 بواسطة رائق الكلس الذي يتعكر في وجود غاز ثنائي الكربون CO_2 .
- نكشف عن شاردة الكلور Cl^- بواسطة محلول نترات الفضة AgNO_3 حيث نحصل على راسب أبيض .
- نكشف عن شاردة الحديد الثنائي Fe^{2+} بواسطة محلول هيدروكسيد الصوديوم NaOH حيث نحصل على راسب أخضر .

- نكشف عن شاردة النحاس Cu^{2+} بواسطة محلول هيدروكسيد الصوديوم NaOH حيث نحصل على راسب أزرق.
- نكشف عن شاردة الكبريتات SO_4^{2-} بواسطة محلول كلور الباريوم BaCl حيث نحصل على راسب أبيض.

ملاحظة :

يمكن الفصل بين مختلف الأنواع الكيميائية المتواجدة في منتج بواسطة عمليات التبخير، الترشيح، التقطير وعمليات أخرى.

• تطور نموذج الذرة :

- تعود فرضية البنية الذرية للمادة إلى الإغريق حيث اعتبرت المادة متكونة من عدد كبير من الدقائق المجهرية المختلفة غير قابلة للإنقسام سميت **الذرات** (من اليونانية Atomos التي تعني لا تنقسم) ، و لكن هذه الفرضية اندثرت و شاعت بدل منها نظريات أخرى ، إلى أن قدم **دالتون** فرضيته حول التركيب الذري للمادة عام 1808 و منذ ذلك التاريخ تكاثرت الإكتشفات و البحوث حول تركيب المادة و بنيتها المجهرية .

- اكتشف العالم طومسون في سنة 1897 أول مكون للمادة هو **الإلكترون** ، و في سنة 1904 اقترح نموذجا للذرة حيث تصور أن الذرة عبارة عن كرة مملوءة بمادة كهربائية موجبة الشحنة محشوة بالإلكترونات سالبة (الشكل-2) .

- قام رذرفورد (تلميذ طومسون) في سنة 1912 بتجربة شهيرة برهن فيها أن الذرة مكونة من نقطة مادية مركزية موجبة الشحنة ، تتمركز فيها معظم كتلة الذرة و تسمى النواة ، تليها سحابة من الإلكترونات سالبة الشحنة تدور حولها بسرعة كبيرة جدا و يفصل بينهما فراغ كبير ، أي أن للذرة بنية فراغية .

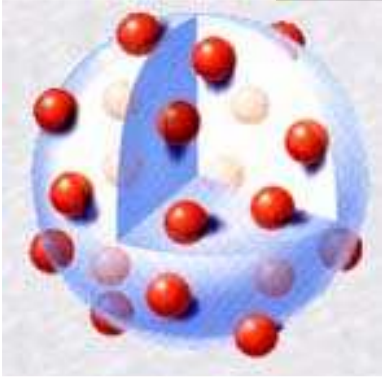
كما أنه اعتبر أن النواة ذاتها مكونة من نوعين من الدقائق أصغر منها حجما و هي **البروتونات** ذات الشحنة الموجبة و **النيوترونات** المتعادلة كهربائيا هذه الأخيرة تم اكتشافها الفعلي من طرف شادويك سنة 1932 .

- اقترح العالم النرويجي **نيلز بوهر** سنة 1913 نموذج آخر للذرة و هو النموذج الكوكبي ، حيث شبه الذرة بالنظام الشمسي أين تقوم النواة مقام الشمس

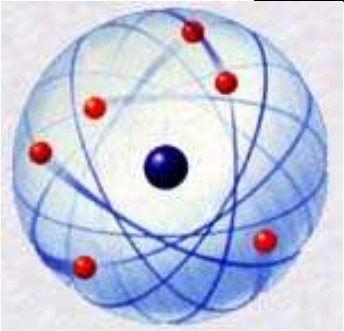
و الإلكترونات تدور حولها في مدارات محددة مثل ما تدور الكواكب حول الشمس .

- يعتبر هذا النموذج آخر نموذج للذرة المبني على قوانين الفيزياء الكلاسيكية و الذي مازال يعتمد عليه لإعطاء تصورا مبسطا لتركيب الذرة في التعليم .

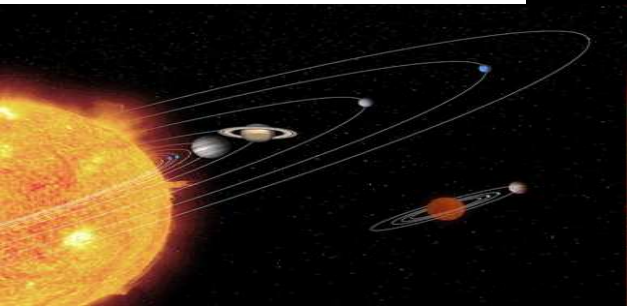
الشكل-1 :



الشكل-3 :



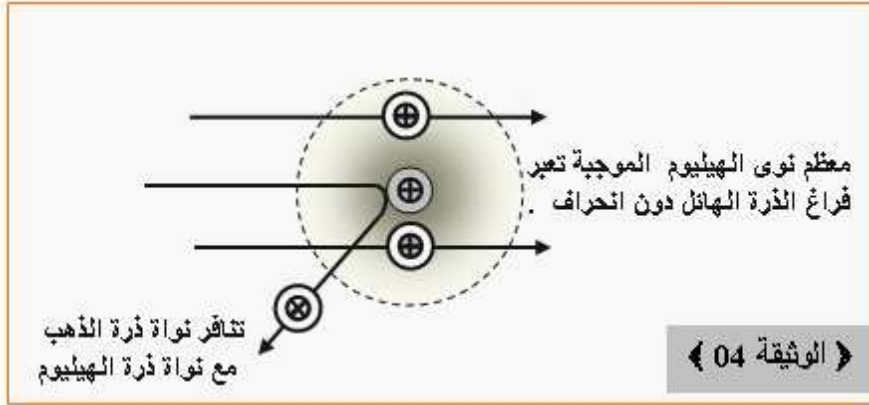
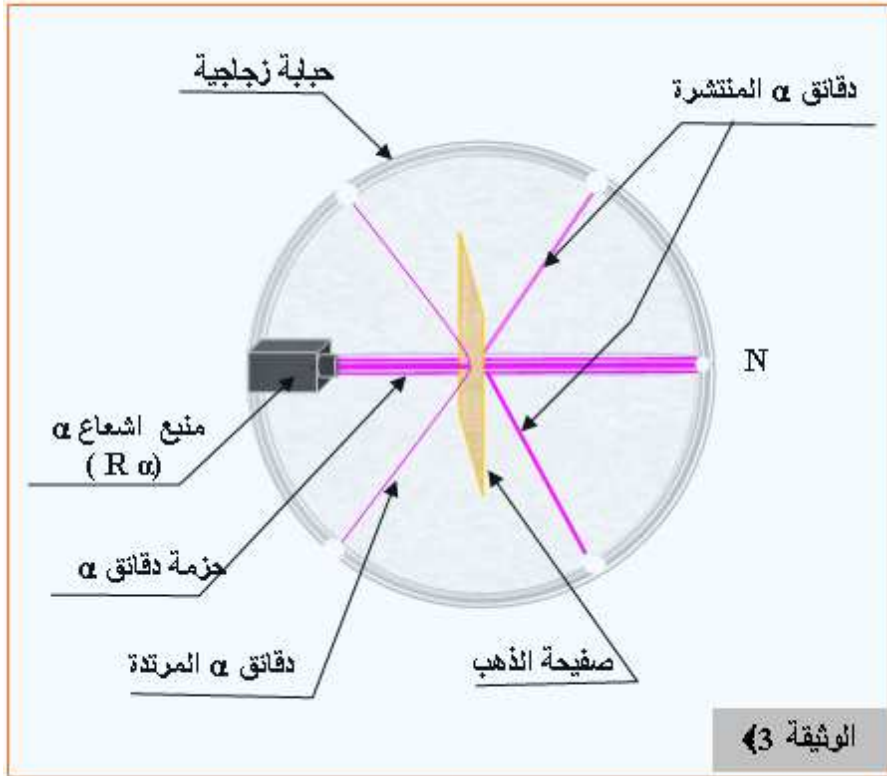
الشكل-4 :



• تجربة رذرفورد :

- يوضع جهاز يرسل جسيمات α في حبابية زجاجية مفرغة سطحها الداخلي مطلي بطبقة متفلورة (من كبريت الزنك ZnS) لها إمكانية إظهار لمعان عندما تسقط عليها هذه الإشعاعات α .

- توضع على مسار الحزمة α صفيحة معدنية رقيقة من معدن الذهب (سمكها $\frac{1}{10\ 000}$ cm) 0,6 ميكرون .



- إن أغلب الدقائق α تجتاز الصفحة دون انحراف (الوثيقة 3) . وأن الدقائق الأخرى تنحرف مسببة لمعان في نقاط مختلفة من السطح المتبلور وعدد قليل منها يرتد إلى الخلف عند اصطدامها بالصفحة ،

التفسير :

- مرور أغلب الدقائق α يدل على أن المادة تحتوي على تجويف (فراغ) هائل .
- يرجع انحراف دقائق α إلى تنافر جسيمات α الموجبة مع أنوية ذرات الذهب .
- ارتداد دقائق α نتيجة تصادمها مباشرة مع أنوية ذرات الذهب . (الوثيقة 4)

نتيجة :

- الذرة في جملتها فارغة تقريباً ، أي أنها ذات بنية فراغية .
- تحمل النواة شحنة موجبة .

● بنية الذرة :

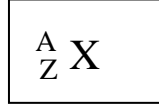
- تتكون الذرة من نواة مركزية تتمركز فيها كل كتلتها تقريباً و إلكترونات تدور حولها في مدارات محددة وفق نظرية بوهر .

- الإلكترون هو جسيم مادي مشحون سلبا ، كتلته $m_e = 9.1 \cdot 10^{-31} \text{ kg}$ و شحنته $e^- = - 1.6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$.
- تتكون النواة من دقائق صغيرة جدا تدعى النوكليونات (و تدعى أيضا النويات) و هي نوعان البروتونات و النيوترونات .
- البروتون هو جسيم مادي مشحون إيجابا ، كتلته $m_p \approx 1.67 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$ و شحنته $e = + 1.6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$ أي أن للبروتون شحنة تساوي شحنة الإلكترون و تعاكسه في الإشارة .
- النيوترون هو جسيم مادي متعادل كهربائيا (أي شحنته تساوي الصفر) و كتلته $m_n = 1.67 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$ ، أي كتلته تساوي تقريبا كتلة البروتون .

ملاحظة :

كتلة الإلكترون صغيرة جدا مقابل كتلة النواة ، عليه كتلة الذرة تساوي تقريبا كتلة نواتها .

- تكون الذرة في حالتها الطبيعية متعادلة كهربائيا ، بسبب كون عدد الإلكترونات فيها يساوي عدد البروتونات . مع العلم أن شحنة البروتون مساوي لشحنة الإلكترون في القيمة و تعاكسها في الإشارة .
- يرمز لنواة العنصر X بالرمز التالي :



- A : يدعى العدد الكتلي و يمثل عدد النكليونات (بروتونات + نوترونات) في النواة .
- Z : يدعى العدد الشحني و يدعى أيضا العدد الذري و هو يمثل عدد البروتونات في النواة المساوي لعدد الإلكترونات في الذرة .
- إذا كان N هو عدد النيوترونات في النواة يكون :

$$A = N + Z$$

- شحنة نواة يعبر عنها بالعلاقة :

$$q = Z e^+$$

مثال :

- يرمز لنواة ذرة الفوسفور بـ : $^{31}_{15}\text{P}$.
- نلاحظ أن $A = 31$ ، $Z = 15$.
- عدد البروتونات : $Z = 15$ (بروتون)
- عدد النيوترونات : $N = A - Z = 31 - 15 = 16$.
- عدد الإلكترونات = عدد البروتونات = $Z = 15$ إلكترون .
- شحنة النواة :

$$q = Z e^+ = 15 \cdot 1.6 \cdot 10^{-19} = 2.4 \cdot 10^{-18} \text{ C}$$

● نموذج التوزيع الإلكتروني (مبدأ باولي) :

- لا تتوزع الإلكترونات حول النواة بصفة كيفية بل تخضع لمبدأين يحددان عددهما في كل مدار و كيفية توزعهما .
- المبدأ الأول :
- لا تتسع طبقة (مدار) إلا لعدد محدد من الإلكترونات حيث تتسع طبقة رقمها n لعدد من الإلكترونات أقصاها لا يتعدى $2n^2$.

الطبقة (المدار)	عدد الإلكترونات الأعظمي في الطبقة $2n^2$
$n = 1$	2
$n = 2$	8
$n = 3$	18

المبدأ الثاني :

في حالة الإستقرار التام للذرة ، تشغل الإلكترونات الطبقات وفق رقمها بداية من الطبقة ($n = 1$) ، ثم الطبقة ($n = 2$) بعد تشبع الطبقة ($n = 1$) ، فالطبقة ($n = 3$) بعد تشبع ($n = 2$) .
- يرمز لكل طبقة بحرف كما يلي :

$n = 1 \rightarrow K$

$n = 2 \rightarrow L$

$n = 3 \rightarrow M$

ملاحظة :

في برنامجنا يعتمد على هذا التوزيع فقط من أجل ($Z \leq 18$) .
أمثلة عن التوزيع الإلكتروني لبعض الذرات :

رمز الذرة	العدد الذري Z	التوزيع الإلكتروني
H	1	$K^{(1)}$
He	2	$K^{(2)}$
C	6	$K^{(2)}L^{(4)}$
O	8	$K^{(2)}L^{(6)}$
Na	11	$K^{(2)}L^{(8)}M^{(1)}$
Cl	17	$K^{(2)}L^{(8)}N^{(7)}$
Ne	10	$K^{(2)}L^{(8)}$

● العنصر الكيميائي :

- يطلق بالتعريف مصطلح العنصر الكيميائي على كل الأفراد الكيميائية التي لها نفس الرقم الذري Z .
- خلال التحولات الكيميائية يكون العنصر الكيميائي محفوظ .

- عرف إلى وقتنا هذا 116 عنصرا كيميائيا منها 90 عنصرا طبيعيا أما الباقي فقد حضر في مخابر الفيزياء النووية و يقال عنها عناصر اصطناعية .

- للتمييز بين العناصر الكيميائية أعطي لكل عنصر رمزا يميزه ، حيث يمثل هذا الرمز الحرف الأول من اسمه اللاتيني و يكتب بالأحرف الكبيرة (Majuscule) ، و في حالة تماثل الحرف الأول في عنصرين أو أكثر ، يضاف حرف ثاني من الاسم اللاتيني للعنصر (عادة يكون الثاني) يكتب بالأحرف الصغيرة (miniscule) .

أمثلة :

رمزه	إسم العنصر باللاتينية	إسم العنصر بالعربية
C	Carbone	كربون
Cl	Chlore	كلور
Cu	Cuivre	نحاس
Ca	Calcium	كالسيوم
Ar	Argon	أرغون
Ag	Argent	فضة

Al	Aluminium	ألومنيوم
N	Nitrogene	أزوت
O	Oxygène	أكسجين
H	Hydrogene	هيدروجين

● النظائر :

- النظائر هي أفراد كيميائية تنتمي لنفس العنصر الكيميائي ، تمتاز بنفس الرقم الذري Z و تختلف في العدد الكتلي A (أي تختلف نواها في عدد نوتروناتها) .
- تكون مختلف نظائر العنصر نوعه الكيميائي في الطبيعة بحسب نسب تواجدتها .
أمثلة عن بعض النظائر :

رمز العنصر	العدد الذري (الشحني) Z	العدد الكتلي A	رمز النواة	نسبة وجوده في الطبيعة %
H	1	1	^1_1H	99.984
	1	2	^2_1H	0.016
	1	3	^3_1H	أثار قليلة
Cl	17	35	$^{35}_{17}\text{Cl}$	75
	17	37	$^{37}_{17}\text{Cl}$	25

● وحدة الكتلة الذرية :

- بما أن كتلة البروتون تساوي بالتقريب الجيد كتلة النوترون و أن كتلة الإلكترون مهمله أمام كتلة البروتون تكون كتلة الذرة مضاعفة لكتلة البروتون و يمكن توضيح ذلك كما يلي :

$$m(X) = m_{\text{نواة}} + m_{\text{إلكترونات}}$$

- و كون أن كتلة الإلكترونات مهمله أمام كتلة النواة و أن كتلة البروتون تساوي تقريبا كتلة النوترون أي $m_p \approx m_n$ يمكن كتابة :

$$m(X) = A m_p = A m_n$$

- للتعبير البسيط على الكتل الذرية أعمدت كتلة ذرة الهيدروجين (أي كتلة البروتون) كوحدة لقياس الكتل في المستوى الذري و سميت بوحدة الكتلة الذرية ، يرمز لها بالرمز u ، حيث :

$$1 u = 1.67 \cdot 10^{-27} \text{ Kg}$$

- تعرف أيضا وحدة الكتلة الذرية على أنها $\frac{1}{12}$ من كتلة ذرة الكربون 12 أي :

$$1 u = \frac{1}{12} m(^{12}\text{C})$$

- حيث : $m(^{12}\text{C})$ هي كتلة ذرة الكربون 12 .

● حساب الكتلة الذرية لعنصر :

- تحسب الكتلة الذرية و التي تقدر بوحدة الكتلة الذرية u لعنصر كيميائي من خلال النسب المئوية لنظائره ، كما موضح في المثال التالي :

- للكور Cl نظرين ، الكلور $^{37}_{17}\text{Cl}$) بنسبة 25 % و الكلور $^{35}_{17}\text{Cl}$) بنسبة 75 % ، لذلك تكون الكتلة الذرية للكور تساوي :

$$m_{\text{Cl}} = \left(35 \cdot \frac{75}{100} \right) + \left(37 \cdot \frac{25}{100} \right) = 35.5 \text{ u}$$

● الجدول الدوري :

- يتشكل الجدول الدوري في صيغته البسيطة من 8 أعمدة و 7 سطور ، ترقم عادة الأعمدة بأرقام رومانية من I إلى VIII و السطور بالأرقام العربية من 1 إلى 7 ، نعطي فيما يلي الجدول الدوري البسيط بالاكتهاء بالسطور الثلاث الأولى .

	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
1	^1_1H							^2_2He
2	^3_3Li	^4_4Be	^5_5B	^6_6C	^7_7N	^8_8O	^9_9F	$^{10}_{10}\text{Ne}$
3	$^{11}_{11}\text{Na}$	$^{12}_{12}\text{Mg}$	$^{13}_{13}\text{Al}$	$^{14}_{14}\text{S}$	$^{15}_{15}\text{P}$	$^{16}_{16}\text{S}$	$^{17}_{17}\text{Cl}$	$^{18}_{18}\text{Ar}$

- يعتمد ترتيب العناصر الكيميائية في الجدول الدوري على التوزيع الإلكتروني في المدارات وفق الرقم الذري التصاعدي .

- يوافق رقم السطر في الجدول ، عدد مدارات ذراته أي أن السطر في الجدول لا يحتوي إلا العناصر التي لها نفس عدد المدارات .

- يحتوي العمود الواحد في الجدول العناصر التي لها نفس عدد الإلكترونات في مدارها الأخير فرقم العمود يمثل عدد الإلكترونات في المدار الأخير .

- توجد العناصر الكيميائية ذات المدارات المشبعة كلها في العمود الثامن و هو الأخير في الجدول الدوري .

● بعض العائلات الكيميائية :

تمتاز عناصر العمود الواحد من الجدول الدوري بخصائص فيزيائية و كيميائية متشابهة فهي تكون ما يسمى العائلة بغض النظر عن بعض الحالات النادرة .

- عائلة القلائيات : و هي تتمثل في عناصر العمود الأول الذي تتميز بالإلكترون واحد على مدارها الأخير .

- عائلة القلائيات الترابية : و هي تتمثل في عناصر العمود الثاني ، في مدارها الأخير إلكترونين .

- عائلة العناصر الترابية : و هي تتمثل في عناصر العمود الثالث في مدارها الأخير 3 إلكترونات .

- عائلة الهالوجينات : و هي تتمثل في عناصر العمود السابع في مدارها الأخير 7 إلكترونات ، تكون في حالتها العادية على شكل جزيئات ثنائية الذرة مثل F_2 ، Cl_2 ، Br_2 .

- عائلة الغازات الخاملة : و هي تتمثل في عناصر العمود الأخير (الثامن) و هي غازات نادرة في الطبيعة ، كما أنها عاطلة أي لا تتفاعل مع أي عنصر كيميائي آخر .

● قاعدة الثمانية الثمانية الإلكترونية :

قاعدة الثمانية الإلكترونية :

إذا كان لذرة ($3 \leq Z \leq 5$) فإنها تسعى أثناء تحول كيميائي لفقد إلكترونات مدارها الأخير (L) و هي (1 أو 2 أو 3 إلكترونات) لتتحول إلى شاردة موجبة سعياً بذلك لاكتساب التركيب الإلكتروني لذرة الغاز الخامل الأقرب إليها و هو الهيليوم الذي مداره الأخير K مشبع بالإلكترونين (2) .
حالة خاصة :

ذرة الهيدروجين تسعى لأن تفقد إلكترونها الوحيد لتتحول إلى شاردة الهيدروجين H^+ .
قاعدة الثمانية الإلكترونية :

إذا كان لذرة ($7 \leq Z \leq 18$) باستثناء ($Z=14$) فإنها كل ذرة تسعى ليكون في مدارها الأخير (8 إلكترونات) على شكل أربعة أزواج مثل أقرب غاز خامل لها و ذلك باكتساب الإلكترونات أو فقدها :
الحالة الأولى :

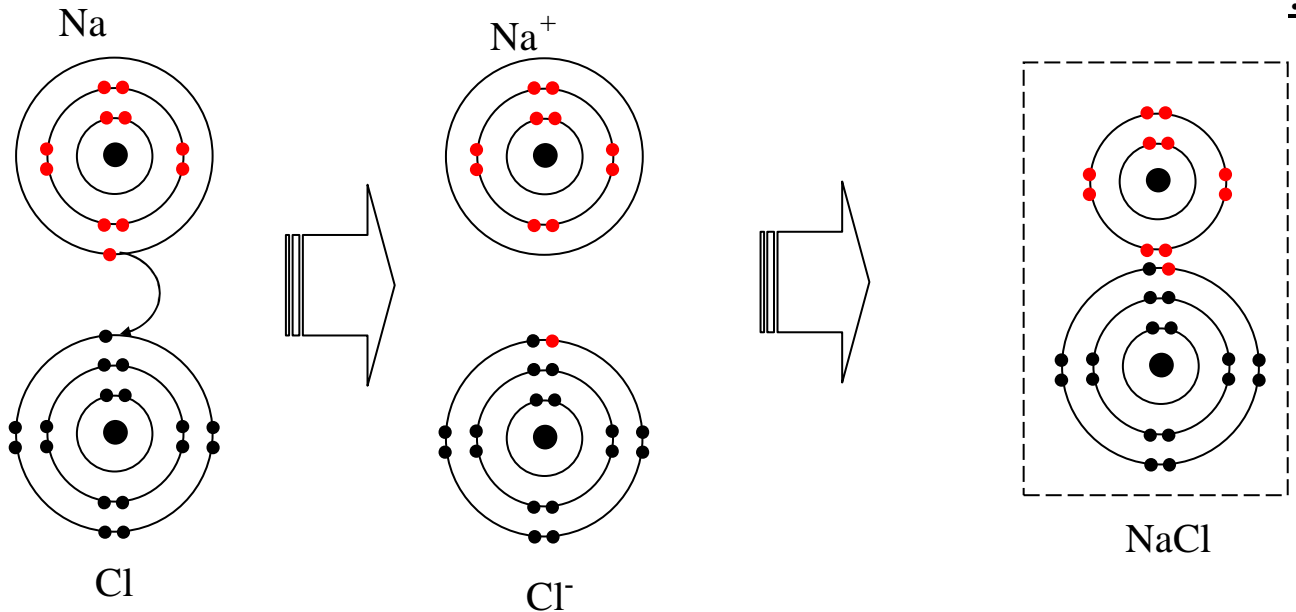
إذا كان في المدار الأخير لذرة 1 أو 2 أو 3 إلكترونات ، تسعى الذرة لفقدها ، ليصبح مدارها ما قبل الأخير مشبع بـ 8 إلكترونات .
الحالة الثانية :

إذا كان في المدار الأخير لذرة 5 أو 6 أو 7 إلكترونات ، تسعى الذرة لاكتساب 1 أو 2 أو 3 إلكترونات ليصبح مدارها في الأخير مشبعاً بـ 8 إلكترونات .

ملاحظة :

تفسر قاعدتي الثمانية و الثمانية الإلكترونية تكوين بعض الأنواع الكيميائية .

مثال :



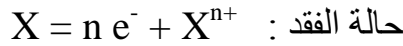
ذرة الصوديوم $[Na[K^{(2)}L^{(8)}M^{(1)}]]$ تحتوي في طبقتها الأخيرة على إلكترون واحد ، لذا تسعى ذرة الصوديوم للتخلي عن هذا الإلكترون ، و من جهة أخرى تحتوي ذرة الكلور $[Cl[K^{(2)}L^{(8)}M^{(7)}]]$ في مدارها الأخير على 7 إلكترونات ، و بالتالي تسعى لاكتساب إلكترون ، ومنه تتخلي ذرة الصوديوم عن إلكترونها السطحي لتصبح شاردة الصوديوم $Na^+[K^2L^8]$ و تقدمه لذرة الكلور التي في حاجة لهذا الإلكترون لتصبح شاردة الكلور $Cl-[K^2L^8M^8]$ ، ثم يحدث تجاذب بين شاردة الصوديوم الموجبة ، و شاردة الكلور السالبة ، فيتحدان مع بعض مشكلين نوع كيميائي يدعى كلور الصوديوم ، رمزه الكيميائي NaCl .

● كهروسلبية و كهروجابية عنصر كيميائي :

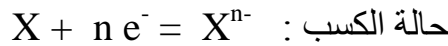
- العناصر الكهروسلبية هي العناصر التي تميل ذراتها إلى اكتساب إلكترون أو أكثر خلال تفاعل كيميائي .
- العناصر الكهروجابية هي العناصر التي تميل ذراتها إلى فقدان إلكترون أو أكثر خلال تفاعل كيميائي .
- عناصر العمود الأول و الثاني و الثالث من الجدول الدوري هي عناصر كهروجابية ، أما عناصر العمود الخامس و السادس و السابع من نفس الجدول هي عناصر كهروسلبية .
- عناصر العمود الرابع ليست بعناصر كهروسلبية ، كما أنها ليست بعناصر كهروجابية مثل : C ، Si
- تزداد كهروسلبية أو كهروجابية عنصر كيميائي ، كلما كان عدد الإلكترونات المكتسبة أو المفقودة أقل و عليه فإن عناصر العمود السابع تكون أكبر كهروسلبية من عناصر العمود السادس و عناصر العمود السادس تكون أكبر كهروسلبية من عناصر العمود الخامس ، كما أن كهروجابية عناصر العمود الأول تكون أكبر من كهروجابية عناصر العمود الثاني و عناصر العمود الثاني تكون أكبر كهروجابية من عناصر العمود الثالث .

● الشوارد :

- الشوارد البسيطة (أحادية الذرة) هي ذرات فقدت أو اكتسبت إلكترونات أو أكثر خلال تفاعل كيميائي .
- عملية تحول الذرة إلى شاردة تدعى التشرذ (أو التأين) .
- الشاردة البسيطة تكون مشبعة المدار الأخير في التوزيع الإلكتروني ، كما يمكن أن يكون لشاردتين نفس التوزيع الإلكتروني .
- عند تحول ذرة X إلى شاردة بفقدان عدد n من الإلكترونات نرسم لهذه الشاردة بـ X^{n+} ، و نمذج هذا التفاعل بالمعادلة الكيميائية التالية :



- شحنة الشاردة X^{n+} هي : $q = + n e$ حيث : $e = 1.6 \cdot 10^{-19}$.
- عند تحول ذرة إلى شاردة باكتساب عدد n من الإلكترونات نرسم لهذه الشاردة بـ X^{n-} ، و نمذج هذا التفاعل بالمعادلة الكيميائية التالية :



- شحنة الشاردة X^{n-} هي : $q = - n e$ حيث : $e = 1.6 \cdot 10^{-19}$.

● الشوارد متعددة الذرات :

- يمكن لشاردة أن تشمل عدة عناصر ، تسمى عندئذ شاردة مركبة كما مبين في الأمثلة في الجدول التالي :

شوارد موجبة		شوارد سالبة	
شاردة الهيدرونيوم	H_3O^{+}	شاردة الهيدروكسيد	OH^{-}
شاردة الأمونيوم	NH_4^{+}	شاردة النترات	NO_3^{-}
		شاردة الكبريتات	SO_4^{2-}
		شاردة فوق المنغنات	MnO_4^{-}

● الشارة المتوقعة :

- بما أن المدار الأخير لشاردة عنصر مشبع فإنه يمكننا توقع شاردة أي عنصر على هذا الأساس كما مبين في الجدول التالي :

العنصر الكيميائي	التوزيع الإلكتروني للعنصر الكيميائي	التوزيع الإلكتروني للشاردة المتوقعة	رمز الشاردة المتوقعة
H	$K^{(1)}$	$K^{(2)}$	H^+
Li	$K^{(2)}L^{(1)}$	$K^{(2)}$	Li^+
Mg	$K^{(2)}L^{(8)}M^{(2)}$	$K^{(2)}L^{(8)}$	Mg^{2+}
O	$K^{(2)}L^{(6)}$	$K^{(2)}L^{(8)}$	O^{2-}
Cl	$K^{(2)}L^{(8)}M^{(7)}$	$K^{(2)}L^{(8)}M^{(8)}$	Cl^-

**** الأستاذ : فرقاني فارس ****

ثانوية مولود قاسم نايت بلقاسم

الخراب - قسنطينة

Fares_Fergani@yahoo.Fr

Tel : 0771998109

نرجو إبلاغنا عن طريق البريد الإلكتروني بأي خلل في الدروس أو التمارين و حلولها .
وشكرا مسبقا

لتحميل نسخة من هذه الوثيقة و للمزيد . أدخل موقع الأستاذ ذو العنوان التالي :

www.sites.google.com/site/faresfergani