وزارة التربيـة الوطنيـة
مديرية التربية لولاية .....

ثانويـة:.....
الأستـاذ(ة):.....

البطاقـة التربويـة

المستـوى :أولى جذع مشترك علوم وتكنولوجيا.
المجـال :.المادة و تحولاتها

رقم المذكرة :
الوحـدة :بنية بعض أفراد الأنواع الكيميائية

مؤشرات الكفاءة :

* يكشف عن بعض الأنواع الكيميائية ويميز بين النوع الكيميائي والفرد الكيميائي.
* يطبق نموذج التوزيع الإلكتروني .
* يقارن الذرة بنواتها من حيث: الحجم، الشحنة والكتلة .
* يميز بين العنصر الكيميائي ونظائره .
* يربط الخصائص الكيميائية لعنصر بعدد إلكترونات المدار الخارجي لذرته .
* يتوقع صيغة جزيئية مجملة لنوع كيميائي .
* يميز من خلال الجدول الدوري المبسط بين العائلات الكيميائية.

الاسئلة الاساسية :

ماهي المكونات العنصرية للمادة ؟
على ماذا يعتمد ترتيب العناصر الكيميائية ؟
أذكر بعض الأنواع الكيميائية .
أذكر بعض الأفراد الكيميائية .

المحتـوى :

الأفراد الكيميائية والأنواع الكيميائية .

2) بنية الذرة – تطوير نموذج الذرة:

3) العنصر الكيميائي

أ– مفهوم العنصر الكيميائي . ب– النظائر .

جـ– قاعدة الثنائية الإلكترونية وقاعدة الثمانية الإلكترونية

4) الجدول الدوري للعناصر:

– موقع العنصر في الجدول . – العائلة الكيميائية .

– كهرسلبية وجابية العنصر . – الشاردة .

.

الوسائل المستعملة والطرائق :

التقويـم :

امثلة للنشاطات :

– أنظر الوثيقة التربوية لعمل مخبري .

المراجـع : – الكتاب المدرسي . – المنهاج . – الوثيقة المرفقة
– بعض المراجع الخارجية .

النقد الذاتي :

1- الأفراد الكميائية والأنواع الكيميائية :

أ- الفرد الكيميائي :

نطلق إسم الفرد الكيميائي على كل الدقائق المجهرية المكونة للمادة سواء كانت جزيئات أو ذرات أو شوارد .....

ب- النوع الكيميائي :

الأنواع الكيميائية هي مجموعة من الأفراد الكيميائية المتماثلة (جزيئات ، شوارد ، ذرات ...) نتعامل معها من الناحية العيانية.

جـ- خصائص النوع الكيميائي :

لكل نوع كيميائي خصائص فيزيائية تميزه عن باقي الأنواع الكيميائية ، من بين هذه الخصائص نذكر :

- درجة حرارة الغليان .
- درجة حرارة التجمد .
- الكتلة الحجمية $\rho = M / V$
- قرينة الإنكسار للضوء بالنسبة للأنواع الكيميائية الشفافة.
- اللون ، الرائحة .....

مثال :

الماء نوع كيميائي يتميز عن باقي الأنواع الكيميائية بخواص فيزيائية نذكر منها :

- درجة حرارة الغليان : $100^{\circ}c$.
- درجة حرارة التجمد : $0°c$.
- الكتلة الحجمية : $\rho = 10^3\ Kg/m^3$.
- فرينة الإنكسار للضوء : $n = 4/3$.

2- تطور نموذج الذرة :

أ- النظرية الذرية للمادة :

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) ، ولكن هذه الفرضية اندثرت وشاعت بدل منها نظريات أخرى ، إلى أن قدم دالتون فرضيته حول التركيب الذري للمادة عام 1808 ومنذ ذلك التاريخ تكاثرت الاكتشافات والبحوث حول تركيب المادة وبنيتها المجهرية .

ب- تطور النماذج الذرية :

- **النموذج الذري لطومسون :**

اكتشف العالم **طومسون** في سنة **1987** أول مكون للمادة هو الإلكترون ، وفي سنة 1904 اقترح نوذجا للذرة حيث تصور أن الذرة عبارة عن كرة مملوءة بمادة كهربائية موجبة الشحنة محشوة بإلكترونات سالبة (الشكل – 2) .

- **النموذج الذري لرذر فورد :**

قام **رذر فورد** (تلميذ **واطسن**) في سنة **1912** بتجربة شهيرة برهن فيها أن الذرة مكونة من نقطة مادية مركزية موجبة الشحن ، تتمركز فيها معظم كتلة الذرة وتسمى النواة ، تليها سحابة من الإلكترونات سالبة الشحنة تدور حولها بسرعة كبيرة جدا ويفصل بينهما فراغ كبير ، أي أن للذرة بنية فراغية .

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

- **النموذج الذري لبوهر :**

- اقترح العالم النرويجي **نيلز بوهر** سنة **1913** نموذج أخر للذرة وهو النموذج الكوكبي ، حيث شبه الذرة بالنظام الشمسي أين تقوم النواة مقام الشمس والإلكترونات تدور حولها في مدارات محددة مثل ما تدور الكواكب حول الشمس.

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

جـ- انحفاظ العنصر الكيميائي : (عمل مخبري) .

د - بنية الذرة :

- تتكون الذرة من نواة مركزية تتمركز فيها كل كتلة تقريبا وإلكترونات تدور حولها في مدارات محددة وفق نظرية **بوهر**.

- الإلكترون هو جسيم مادي مشحون سلبا ، كتلته $m_e = 9.1.10^{-31}$ Kg

وشحنته $e^- = -1.6.10^{-19}$C

- تتكون النواة من دقائق صغيرة جدا تدعى النوكليونات(وتدعى أيضا النويات) وهي نوعان البروتونات والنترونات .

- البروتون هو جسيم مادي مشحون إيجابا، كتلته $m_p \approx 1.67 .10^{27-}$ kg

وشحنته $e = +1.6 .10^{-19}$Cb أي أن للبروتون شحنة تساوي شحنة الإلكترون وتعاكسه في الإشارة .

- النيترون هو جسيم مادي متعادل كهربائيا (أي شحنته تساوي الصفر)

وكتلته $m_n = 1.67 .10^{27-}$ 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 البرتونات .

– يرمز لنواة العنصر X بالرمز التالي :

$$^{A}_{Z}X$$

A : يدعى العدد الكتلي ويمثل عدد النكليونات (بروتونات + نيترونات) في النواة .

Z : يدعى العدد الشحني ويدعى أيضا العدد الذري وهو يمثل عدد البروتونات في النواة المساوي لعدد الإلكترونات في الذرة.

- إذا كان N هو عدد النترونات في النواة يكون :

$$A = N + Z$$

- شحنة نواة يعبر عنها بالعلاقة :

$$q = Z\,e$$

مثال :

يرمز لنواة ذرة الفوسفور بـ : $^{31}_{15}P$. استنتج :

أ- عدد البروتنات والنيترونات الموجودة في النواة.

ب- عدد الإلكترونات الموجودة في الذرة . ج- شحنة النواة.

الجواب :

نلاحظ أن $A = 31$ ، $Z = 15$.

أ- عدد البروتونات : $Z = 15$ (بروتون)

- عدد النيترونات : $N = A - Z = 31 - 15 = 16$.

ب- عدد الإلكترونات = عدد البروتونات $Z = 15$ إلكترون .

جـ- شحنة النواة :

$$q = Ze^{+} = 15.\ 1.6.\ 10^{-19} = 2.4.\ 10^{-18}\ C$$

3- العنصر الكيميائي ونظائره :

أ) تعريف :

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

أمثلة :

اسم العنصر بالعربية	اسم العنصر باللاتينية	رمزه
كربون	Carbone	C
كلور	Chlore	C1
نحاس	Cuivre	Cu
كالسيوم	Calcium	Ca
كوبالت	Cobalt	Co
كاديوم	Cadmium	Cd
أرغون	Argon	Ar
فضة	Argent	Ag
ألمنيوم	Aluminium	A1
أزوت	Nitrogene	N
أكسجين	Oxygène	O
هيدروجين	Hydrogene	H

ب) النظائر :

- النظائر هي أفراد كيميائية تنتمي لنفس العنصر الكيميائي ، تمتاز بنفس الرقم الذري Z وتختلف في العدد الكتلي A (أي تختلف نواها في عدد نيتروناتها).
- تتواجد مختلف نظائر العنصر الكيميائي في الطبيعة بنسب مختلفة .

أمثلة عن بعض النظائر :

رمز العنصر	العدد الذري Z (الشحني)	العدد الكتلي A	رمز النواة	نسبة وجوده في الطبيعة
H	1	1	$^{1}_{1}H$	99.984
	1	2	$^{2}_{1}H$	0.016
	1	3	$^{3}_{1}H$	أثار قليلة
C1	17	35	$^{35}_{17}C1$	75
	17	37	$^{37}_{17}C1$	25

جـ) الكتلة الذرية لعنصر :

* وحدة الكتلة الذرية :

- بما أن كتلة البروتون تساوي بالتقريب الجيد كتلة النيترون و أن كتلة الإلكترون مهملة أمام كتلة البروتون تكون كتلة الذرة مضاعفة لكتلة البروتون ويمكن توضيح ذلك كما يلي:

$$m(x) = m_{\text{نواة}} + m_{\text{الكترونات}}$$

$$m(x)=m_{\text{نواة}}$$

$$m(x)=m_{\text{بروتونات}} + m_{\text{نيترونات}}$$

$$m(x)=Z\ m_p+N\ m_n$$

وبمأن كتلة البروتون تساوي تقريبا كتلة النيترون أي $m_p \approx m_n$ يمكن كتابة :

$$m(x)=Z\ m_p + (A-Z)\ m_p$$

$$m(x) =Zm_p +A\ m_p -Z\ m_p$$

$$\boxed{m(x) = A\ m_p = A\ m_n}$$

- تحتوي نواة ذرة الهيدروجين على بروتون واحد ، وكتلة نواة الهيدروجين تساوي تقريبا كتلة ذرة الهيدروجين ، هذا يعني أن كتلة البروتون تساوي تقريبا كتلة ذرة الهيدروجين .
- للتعبير البسيط على الكتل الذرية اعتمدت كتلة ذرة الهيدروجين (أي كتلة البروتون) كوحدة لقياس الكتل في المستوى الذري وسميت بوحدة الكتلة الذرية ، يرمز لها بالرمز(u) حيث :

$$\boxed{1\ u = 1.67.\ 10^{-27}\ Kg}$$

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

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

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

*** حساب الكتلة الذرية لعنصر :**

- تحسب الكتلة الذرية والتي تقدر بوحدة الكتلة الذرية u لعنصر كيميائي من خلال النسب المئوية لنظائره كما هو موضح في المثال التالي :
- للكلور C1 نظيرين ، الكلور 37 ($^{37}_{35}C1$) بنسبة 25% و الكلور 35 ($^{35}_{17}C1$) بنسبة 75% ، لذلك تكون الكتلة الذرية للكلور تساوي :

$$M_{C1}=(35.\frac{75}{100})+\left(37.\frac{25}{100}\right)=35.5u$$

4- الجدول الدوري للعناصر :

مقدمة :

لقد اهتم كثير من العلماء منذ القدم بدراسة العناصر الكيميائية والطبيعية في محاولة يائسة للتحكم في تحولاتها .
وكان الكثير منهم يبحث عن وسيلة تحويل بعض المعادن مثل النحاس إلى الذهب ... لم يفلحوا طبعا في هذه العملية ولكن محاولاتهم وتجاربهم أدت إلى نتائج كبيرة إذ استطاع البعض منهم اكتشاف عدة عناصر وتحديد بعض خصائصها الفيزيائية والكيميائية .
ولكن يعتبر علماء تاريخ العلوم المعاصرين أن الكيمياء التي تعتمد الدراسة التجريبية والتحليل ابتدأت مع أعمال الكيميائي الفرنسي أونتوان لافوازي (1743- 1794) ، وفي نفس الفترة تكاثرت الدراسات وتسارعت الاكتشافات وأصبح عدد العناصر المعروفة 63 عنصرا في عام 1860 . خلال هذه الدراسات ومع تكاثر عدد العناصر بدأت تظهر بعض الصفات المشتركة بين هذه العناصر وتشابه بعض خصائصها الفيزيائية والكيميائية . و أصبح الكل في حاجة لوسيلة أو طريقة متفق عليها تصنف بها العناصر وفق خصائصها . وحاول الكثير منهم اقتراح تصنيفا للعناصر ولكنها كانت جزئية وغير شاملة .
وفي سنة 1869 اقترح العالم الروسي مندلييف ترتيبا للعناصر في جدول حسب خواصها الفيزيائية والكيميائية ووفق كتلها الذرية تصاعديا إذ لاحظ ظهور دورية منتظمة في تشابك تلك الخصائص ، وعبقرية هذا الاختراع تكمن في تركه خانات فارغة لعناصر لم تعرف بعد مع التنبؤ بخصائصها والتي اكتشفت بعد ذلك وكانت تتميز فعلا بتلك الخصائص ، ذلك ما جعل من جدول مندلييف الجدول المعتمد لترتيب العناصر الكيميائية من طرف الجميع، وهو الجدول المستعمل حاليا مع تعديلات وإضافات جاءت بها الاكتشافات الجديدة والنظريات المعاصرة .

أ – نموذج التوزيع الإلكتروني (مبدأ باولي) :

- لا تتوزع الإلكترونات حول النواة بصفة كيفية بل تخضع لمبدأين يحددان عددهما في كل مدار وكيفية توزعهما .

المبدأ الأول :

لا تتسع طبقة (مدار) إلا لعدد محدد من الإلكترونات حيث يتسع المدار ذو الرقم n لعدد من الإلكترونات أقصاها لا يتعدى $2n^2$.

عدد الإلكترونات الاعظمي في الطبقة $2n^2$	الطبقة (المدار)
2	$n = 1$
8	$n = 2$
12	$n = 3$

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 ($n = 2$) وهكذا .....

- يرمز لكل طبقة بحرف كما يلي :

$$n = 1 \longrightarrow K$$
$$n = 2 \longrightarrow L$$
$$n = 3 \longrightarrow M$$

ملاحظة : في برنامجنا يعتمد على هذا التوزيع فقط من اجل ($Z \leq 18$).

أمثلة عن التوزيع الإلكتروني لبعض الذرات :

رمز الذرة	العدد الذري	التوزيع الإلكتروني
H	1	K^1
He	2	K^2
C	6	K^2L^4
O	8	K^2L^6
Na	11	$K^2L^8\ M^1$
Cl	17	$K^2L^8\ M^7$
Ne	10	K^2L^8

ب) بناء الجدول الدوري :

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

	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
1	H							He
2	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
3	Na	Mg	Ai	S	P	S	CI	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 وهو الأخير في الجدول الدوري .

ج- بعض العائلات الكيميائية :

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

- **عائلة القلائيات** : وهي تتمثل في عناصر العمود الأول الذي تتميز بإلكترون واحد على مدارها الأخير .
- **عائلة القلائيات الترابية** : وهي تتمثل في عناصر العمود الثاني ، في مدارها الأخير إلكترونين .
- **عائلة العناصر الترابية** : وهي تتمثل في عناصر العمود الثالث في مدارها الأخير 3 إلكترونات .
- **عائلة الهالوجينات** : وهي 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 .
- **عائلات الغازات الخاملة** : وهي تتمثل في عناصر العمود الأخير (الثامن) وهي غازات نادرة في الطبيعة ، كما أنها عاطلة أي لا تتفاعل مع أي عنصر كيميائي آخر.

د- قاعدة الثنائية و الثمانية الإلكترونية :

قاعدة الثنائية الإلكترونية :

إذا كان لذرة ($3 \leq Z \leq 5$) فإنها تسعى أثناء تحول كيميائي لفقد إلكترونات مدارها الأخير (L) وهي (1 أو 2 أو 3 إلكترونات) لتتحول إلى شاردة موجبة سعيا بذلك لاكتساب التركيب الإلكتروني لذرة الغاز الخامل الأقرب إليها وهو الهيليوم الذي مداره الأخير K مشبع بإلكترونين (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 وذلك 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 الاخير مشبع بـ 8 إلكترونات .

الحالة الثانية :

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

ملاحظة :

- تفسر قاعدتي الثنائية والثمانية الإلكترونية تكوين بعض الأنواع الكيميائية .

ذرة الصوديوم $Na[K^{(2)}L^{(8)}M^{(1)}]$ تحتوي في طبقتها الاخيرة على إلكترون واحد ن لذا تسعى ذرة الصوديوم للتخلي عن هذا الإلكترون ، ومن جهة اخرى تحتوي ذرة الكلور $C1[K^{(2)}L^{(8)}M^{(7)}]$ في مدارها الأخير على 7 إلكترونات ، وبالتالي تسعى لإكتساب إلكترون ، ومنه تتخلى ذرة الصوديوم عن إلكترونها السطحي لتصبح شاردة الصوديوم $Na^{+}[K^{2}L^{8}]$ وتقدمه لذرة الكلور التي في حاجة لهذا الإلكترون لتصبح شاردة الكلور $C1^{-}[K^{2}L^{8}M^{8}]$ ، ثم يحدث تجاذب بين شارة الصوديوم الموجبة ، وشارة الكلور السالبة ، فيتحدان مع بعض مشكلين نوع كيميائي يدعى كلور الصوديوم ، رمزه الكيميائي NaC1.

هـ - كهرو سلبية وكهروجابية عنصر كيميائي :

- العناصر الكهرو سلبية هي العناصر التي تميل ذراتها إلى إكتساب إلكترون أو أكثر .
- العناصر الكهروجابية هي العناصر التي تميل ذراتها إلى فقدان إلكترون أو أكثر .
- عناصر العمود الأول والثاني والثالث هي عناصر كهروجابية ، أما عناصر العمود الخامس والسادس والسابع هي عناصر كهروسلبية .
- عناصر العمود الرابع ليست بعناصر كهروسلبية ، كما انها ليست بعناصر كهروجابية مثل :C ، Si....
- تزداد كهروسلبية او كهروجابية عنصر كيميائي ، كلما كان عدد الإلكترونات المكتسبة أو المفقودة أقل وعليه فإن عناصر العمود السابع تكون اكبر كهروسلبية من عناصر العمود السادس و عناصر العمود السادس تكون أكبر كهروسلبية من عناصر العمود الخامس ، كما أن كهروجابية عناصر العمود الأول تكون اكبر كهروجابية من عناصر العمود الثاني ، وعناصر العمود الثاني تكون اكبر كهروجابية من عناصر العمود الثالث .

و- الشوارد :

*** تعريف الشاردة البسيطة :** هي ذرات فقدت أو اكتسبت إلكترونا أو أكثر ، فعندما تفقد تحمل شحنات موجبة ، وعندما تكتسب تحمل شحنات سالبة .

- عملية تحول الذرة إلى شاردة تدعى التشرد أو التأين .
- عند تحول ذرة X إلى شاردة بفقدان عدد n من الإلكترونات نرمز لها بـ X^{n+} وننمذج هذا الفقدان بمعادلة وكمايلي :

$X \rightarrow n\ e^{-} + X^{n+}$	حالة الفقد :

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

- عند تحول ذرة X إلى شاردة باكتساب عدد n من الإلكترونات نرمز لها بـ X^{n-} ، وننمذج هذا الاكتساب بمعادلة وكمايلي :

حالة الكسب : $X + n e^- \rightarrow X^{n-}$

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

أمثلة :

$$Na \rightarrow e^- + Na^+$$
$$Mg \rightarrow 2^{e-} + Mg^{2+}$$
$$Al \quad 3^{e-} + Al^{+3}$$
$$Cl + e^- \rightarrow Cl^-$$
$$O + 2\, e^- \rightarrow O^{2-}$$

*** تعريف الشاردة المركبة :** وهي عبارة عن جزيء يحمل شحنة موجبة أو سالبة .

أمثلــة :

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