

الأيونات والتحليل بالكهرباء

Ions and Electrolysis

[٤ - ١] عام :

علمنا أن الذرات متعادلة كهربياً لأنها تحتوى على عدد متساوٍ من كل من البروتونات والإلكترونات .

فإذا ما فقدت ذرة إلكترونات أو أكثر فإنها تصبح ذات شحنة موجبة .
فى حين أن الذرة عند اكتسابها إلكترونات أو أكثر فإنها تصبح ذات شحنة سالبة .

والذرة التى تكتسب أو تفقد إلكترونات أو أكثر تسمى أيوناً ion فالأيون الموجب هو ذرة فقدت إلكترونات ويطلق عليها أحياناً Cation كاتيون أو أيون موجب الشحنة .

أما الأيون السالب فهو ذرة اكتسبت إلكترونات ويطلق عليها أحياناً anion - أيون أو أيون سالب الشحنة أو شوارد سالبة وبصورة عامة إن الفلزات تفقد إلكترونات ، مكونة أيونات موجبة فى حين أن اللافلزات تكتسب إلكترونات مكونة أيونات سالبة .

ويلاحظ أن عملية تكون الأيونات عبارة عن فقد أو اكتساب إلكترونات دونما البروتونات والنيوترونات .

وفيما يلى بعض الأمثلة عن الأيونات :

١ - Na^+ ، أيون صوديوم يتكون عند فقد ذرة الصوديوم لعدد ١ إلكترون .

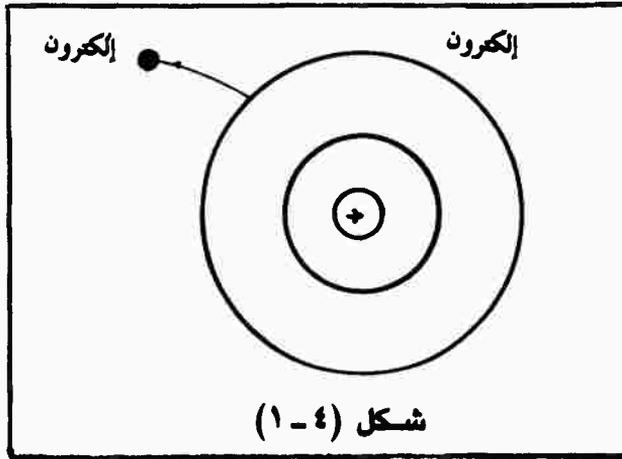
٢ - Pb^{2+} ، أيون رصاص يتكون عند فقد ذرة رصاص لعدد ٢ إلكترون .

٣ - Al^{3+} ، أيون الألمنيوم يتكون عند فقد ذرة ألومنيوم لعدد ٣ إلكترون .

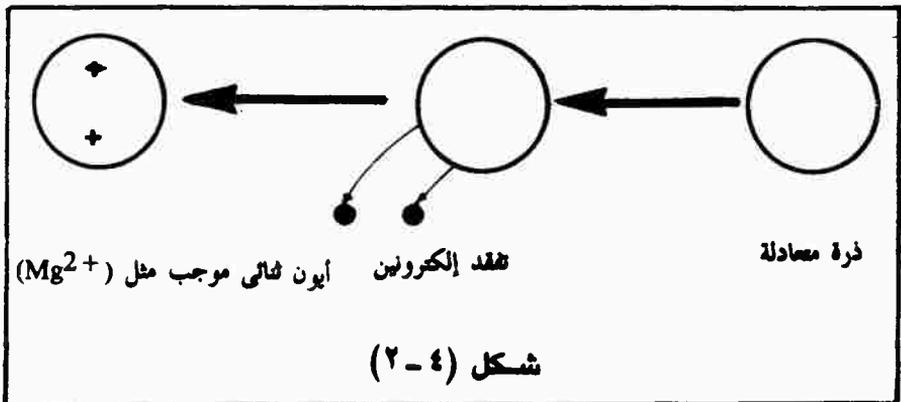
٤ - Br^{-} ، أيون بروميد يتكون عند اكتساب ذرة البروميد لعدد ١ إلكترون .

٥ - O^{2-} ، أيون أوكسجين يتكون عند اكتساب ذرة الأوكسجين لعدد ٢ إلكترون .

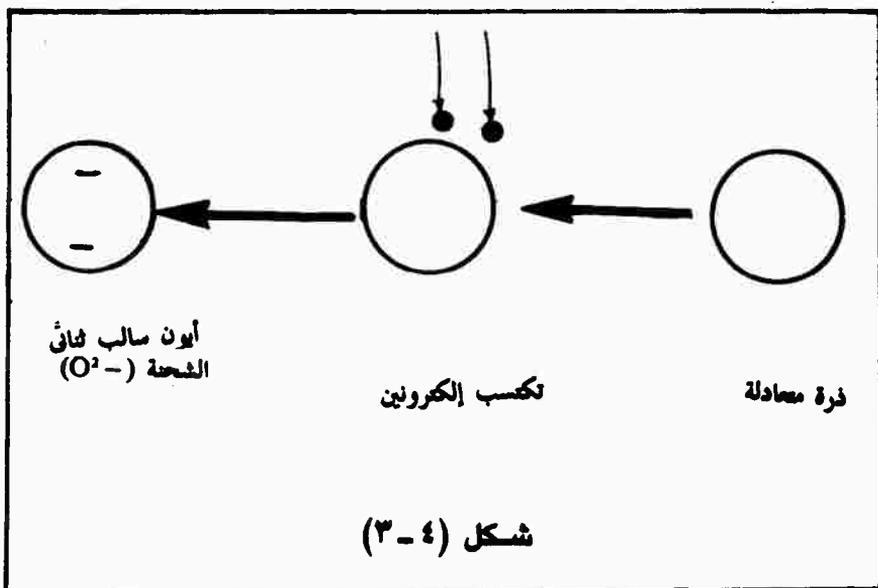
ويوضح شكل (٤ - ١) كيفية تكون أيون هيدروجين موجب .



ويوضح شكل (٤ - ٢) كيفية تكون أيون موجب من ذرة متعادلة .



في حين يوضح شكل (٤ - ٣) كيفية تكون أيون سالب من ذرة متعادلة .



[٤ - ٢] كيفية تكون التفاعلات الكيميائية بين ذرات العناصر :

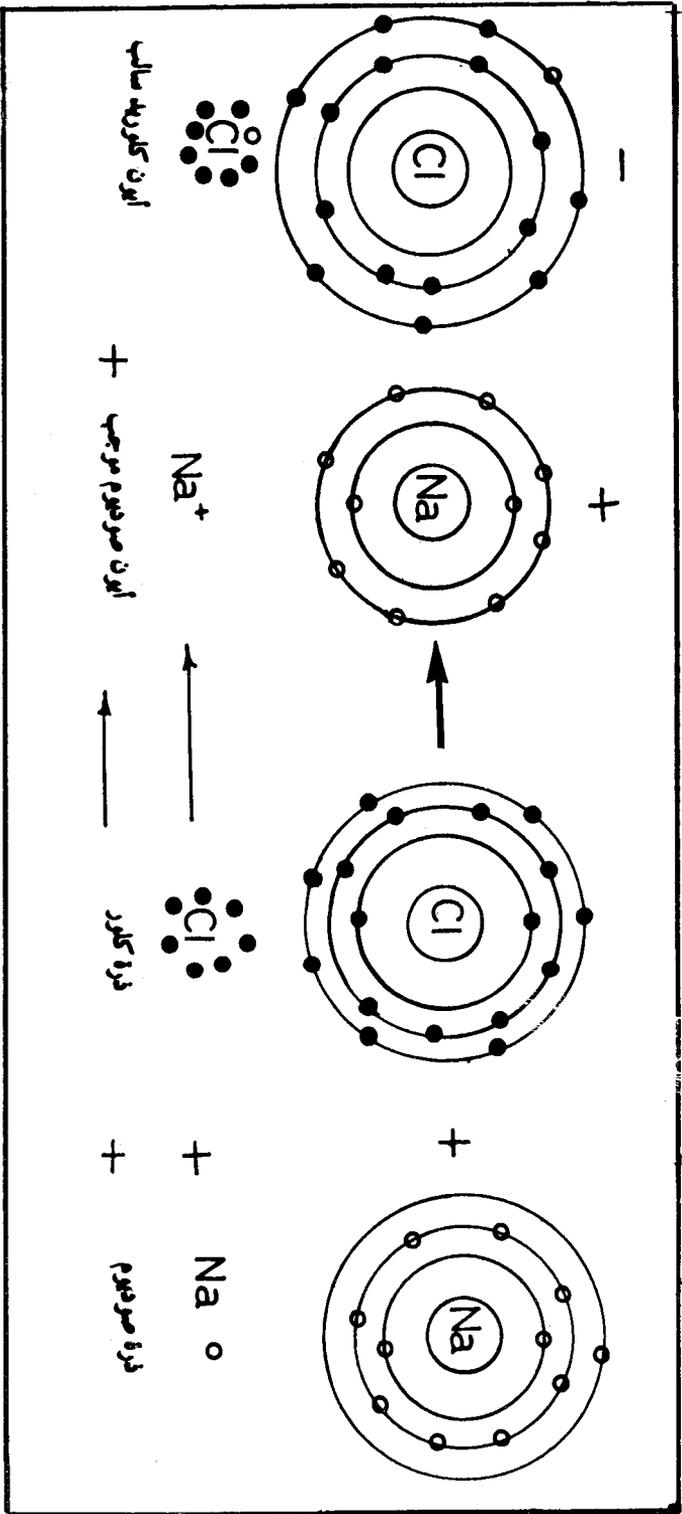
تم التفاعلات الكيميائية بين المواد المختلفة عن طريق الإلكترونات الموجودة في الأغلفة الخارجية للذرات دون المساس بنوى الذرات ويتم ذلك بأى من الطريقتين التاليتين :

(١) الرابطة الأيونية :

حيث ينتقل إلكترون أو أكثر من ذرة إلى ذرة أخرى .

وذلك مثل الرابطة الأيونية بين ذرتي الصوديوم والكلور في كلوريد الصوديوم حيث ينتقل إلكترون من ذرة الصوديوم فتصبح أيوناً موجباً ، إلى ذرة الكلور التي تصبح أيوناً سالباً .

والشكل (٤ - ٤) يوضح ذلك .

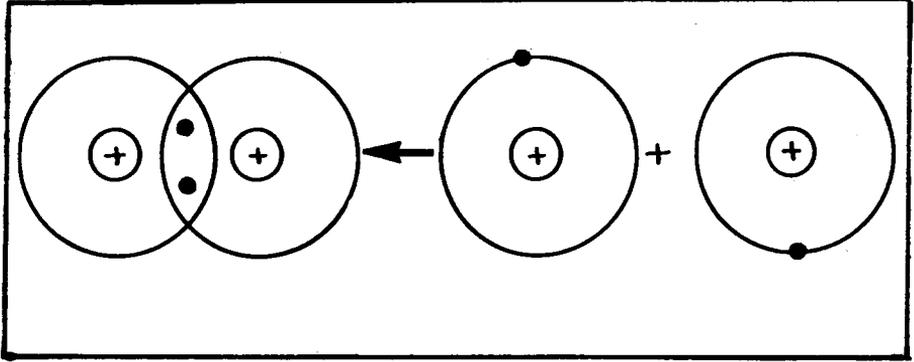


شکل (۴-۴)

(٢) الرابطة المشتركة - الرابطة التساهمية :

وذلك يتم باشتراك زوج أو أكثر من الإلكترونات بين الذرات المتفاعلة ومثال ذلك ، تكون جزيء الهيدروجين بالرابطة التساهمية وذلك باشتراكهم سوياً في زوج من الإلكترونات .

، انظر الشكل (٤ - ٥) .



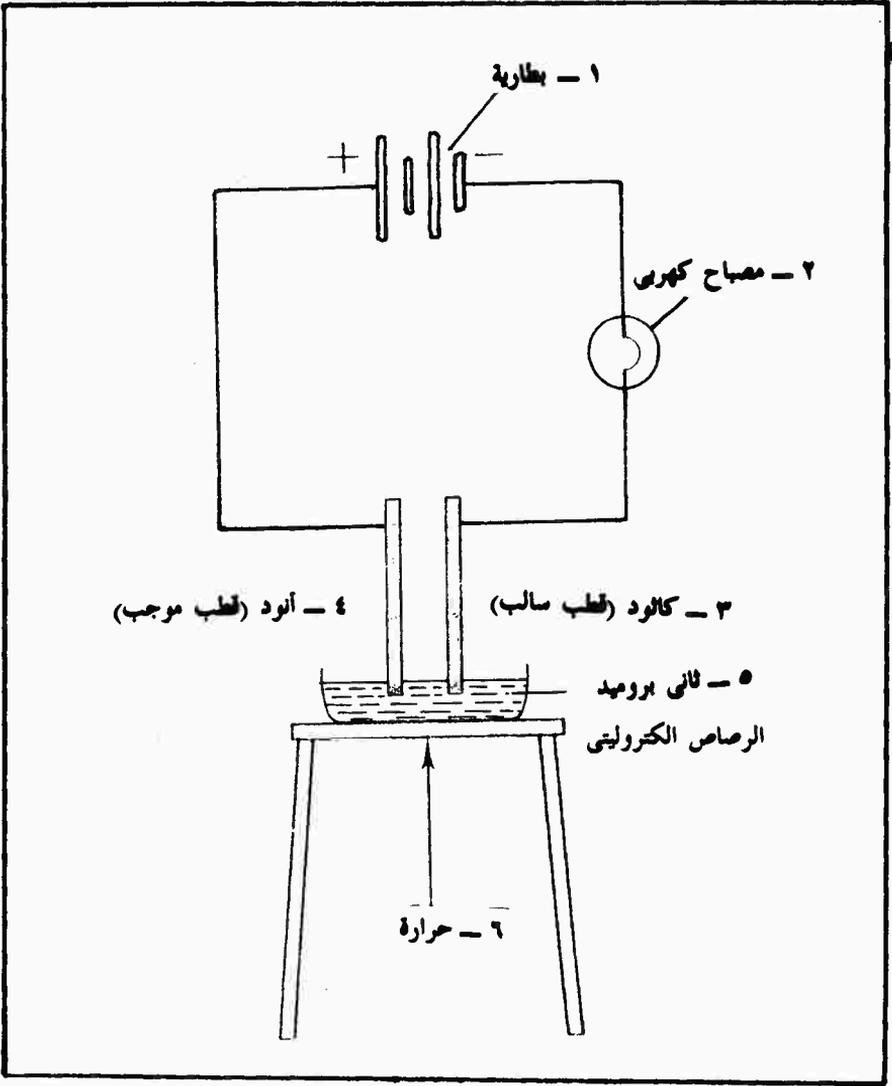
ذرة هيدروجين + ذرة هيدروجين - جزيء هيدروجين

شكل (٤ - ٥)

[٣ - ٤] التحليل الكهربى لثانى بروميد الرصاص المنصهر :

يوضح شكل (٤ - ٦) ، جهازاً مناسباً لتحليل ثانى بروميد الرصاص ، انظر شكل (٤ - ٦) .





شكل (٤-٦)

ويكون ثنائى بروميد الرصاص ، فى صورة جسم أبيض فى درجة حرارة الغرفة ، وهو يتكون من أيون رصاص Pb^{2+} موجب ، أيون بروميد Br^- سالب .

ولا يتم أى تحليل كهربى لثنائى بروميد الرصاص الصلب ، ففى الجسم الصلب تكون الأيونات غير حرة فى حركتها .

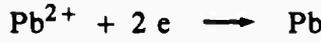
في حين أنه عند الانصهار فإن التركيب يتغير وتصبح الأيونات حرة في الحركة أو الأرتحال .

حيث تتحرك أيونات الرصاص الموجبة (Pb^{2+}) في اتجاه الإلكترود السالب (الكاثود) ، في حين تتحرك أيونات البروميد السالبة (Br^{-}) في اتجاه الإلكترود الموجب (الأنود) .

وعند الأقطاب يتم تفريغ الأيونات "معادلة شحنتها" ، بحيث ينتج رصاص وبروميد ويكون الكاثود سالب الشحنة لاحتوائه على عدد زائد من الإلكترونات في حين يكون الأنود موجب الشحنة لنقص الإلكترونات به ؛

ويتم إعادة توزيع الإلكترونات بواسطة البطارية ، وتكون عملية تفريغ الأيونات عند الإلكترودات ، عبارة عن عملية انتقال للإلكترونات .

فعند الكاثود ، تنتقل الإلكترونات من الكاثود إلى أيونات الرصاص حيث يتكون الرصاص عند الكاثود .



أيون رصاص + ٢ إلكترون ← رصاص

وعند الأنود فإنه تؤخذ من أيونات البروميد ، الإلكترونات ، وتُعطى إلى الإلكترود ، حيث يتكون البرومين .



٢ أيون بروميد ← البرومين + ٢ إلكترون

[٤ - ٤] التحليل الكهربى للمحاليل المائية :

Electrolysis of aqueous solutions

إن المحلول المائى عبارة عن محلول يكون فيه الماء هو المذيب فالمحلول المائى لكوريد الصوديوم يحتوى على أيون الصوديوم الموجب الشحنة Na^{+} ، أيون الكلور Cl^{-} .

وبالإضافة إلى هذه الأيونات فإن هنالك أيونات أخرى تنشأ من انشطار
جزيئات الماء :

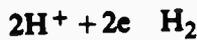


ويمكن تفسير نواتج التحليل الكهربى للمحاليل المائية ، بالتفريغ الكهربى
لأيونات كما يلى :
عند الأنود :



٢ أيون كلور سالب ← كلور + ٢ إلكترون

عند الكاثود :



٢ أيون هيدروجين موجب + ٢ إلكترون ← هيدوجين

