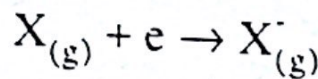


حيث ان IP_H هي طاقة تأين ذرة الهيدروجين ومقدارها $(2.1799 \times 10^{-11} \text{ erg})$

$$\begin{aligned} \therefore IP_1 &= \frac{(1.3)^2}{(2)^2} (2.1799 \times 10^{-11} \text{ erg.}) \\ &= 0.92 \times 10^{-11} \text{ erg.} = 5.748 \text{ eV.} \end{aligned}$$

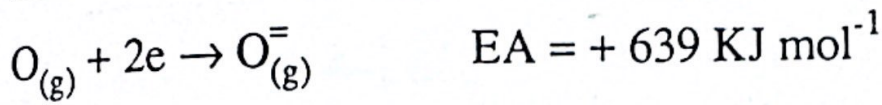
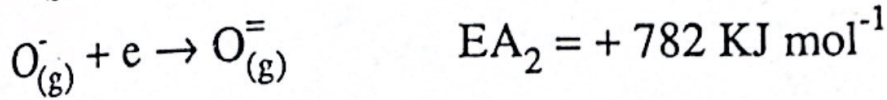
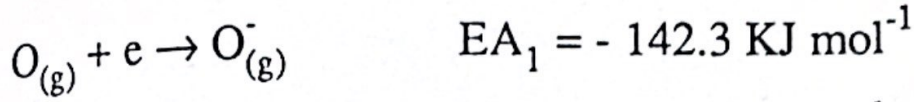
Electron affinity (EA) الألفة الالكترونية

كما ان طاقة التأين هي مقياس للطاقة اللازمة لحث الذرة علي فقدان الكترون وتكوين ايون موجب ، فان الألفة الالكترونية لذرة عنصر معين هي مقياس للطاقة المتحررة عند اتحاد ذرة غازية متعادلة الشحنة وهي في ادنى حالات الطاقة بالكترون واحد مولدة ايونا غازيا احادي الشحنة السالبة في ادنى حالات الطاقة . اي انها تمثل الطاقة المصاحبة للتفاعل التالي :



ان من السهولة ان نبين ان قبول الالكترونات من قبل العناصر اللافلزية النشطة هو تفاعل طارد للحرارة في البداية ، لكن سرعان ماتصبح الذرات مشبعة وتصل الى حالة الاستقرار . وعند هذا الحد نجد ان اية زيادة في الالكترونات تؤدي الى تفاعل ماص للحرارة ، نظرا للقوى التنافرية بين الالكترونون والايون السالب . وهكذا تكون الألفة الالكترونية للايونات السالبة الثنائية O^{2-} و S^{2-} موجبة الاشارة في المفهوم الترموديناميكي ، حيث ان عملية تكوين الايون O^{2-} من ذرة الاوكسجين ، مثلا ، تكون على مرحلتين ، الاولى هي تكوين O^- وتكون هذه العملية باعثة لطاقة مقدارها (142.3 كيلو جول مول⁻¹) بينما تكون عملية اضافة الالكترون الثاني (الألفة الثانية EA_2) ماصة للطاقة بمقدار

(782 كيلو جو مول $^{-1}$) وعليه تكون الالفة الالكترونية الكلية للاوكسجين مساوية الى (639.6 + كيلو جول مول $^{-1}$) .

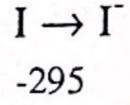
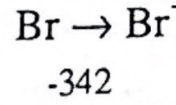
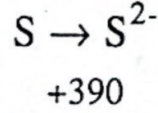
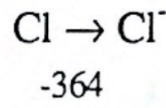
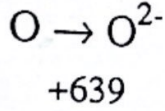
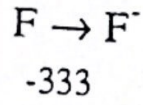
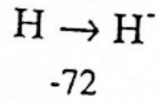


وكما هو متوقع فإن سلوك الالفة الالكترونية في الجدول الدوري مشابهة لسلوك طاقة التآين . فالالفة الالكترونية عالية للعناصر التي لها طاقة تآين عالية ، وبذلك فمن المتوقع ان يكون لعناصر المجموعة VIIb اللفة الالكترونية عالية وذلك بسبب وقوعها الى يمين الجدول الدوري حيث يكون الحجم صغيرا وتأثير شحنة النواة عال . ثم السهولة النسبية لاضافة الكترون واحد الى المستوى الثانوي p مما يؤدي الى اكتمال الترتيب المغلق ($ns^2 np^6$) لغلافها الخارجي .

كذلك يجب ان نتذكر دائما ان هناك بعض الشواذ ، فالالفة الالكترونية للفلور ، مثلا ، اقل منها للكلور (جدول 2-4) ، حيث انه بالرغم من ان للفلور ميلا عاليا لكسب الكترون ، لكنه يصبح مشبعا بسرعة نتيجة لصغر حجمه ، وزيادة التنافر الالكتروني .

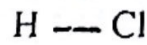
ان هناك صعوبات عملية كبيرة تعترض قياس الالفة الالكترونية ، حيث انه لا توجد طريقة ملائمة للحصول عليها مباشرة مما يتطلب استعمال طرق غير مباشرة اهمها استخدام دورة بورن - هاربر (Born - Haber Cycle) والتي سيأتي ذكرها لاحقا .

جدول 4-2 : الاف الالكترونية ، بالكيلو جو مول 1^- ، لبعض العناصر



الكهروسالبية (EN) Electronagativity

لقد عرف باولنك pauling الكهروسالبية على انها مقياس لقدرة ذرة في جزيئة على جذب الالكترونات نحوها في أصرة كيميائية . ففي جزيئة كلوريد الصوديوم مثلا ، وكننتيجة للكهروسالبية العالية لذرة الكلور والكهروسالبية الواطنة لذرة الصوديوم ، ينتقل الكترون واحد من ذرة الصوديوم كليا الى ذرة الكلور لتكوين جزيئة كلوريد الصوديوم . ويمكن توضيح هذه الخاصية ايضا في جزيئة كلوريد الهيدروجين HCl ، حيث يتوسط الطرف بين الاواصر التساهمية والواصر الايونية حالات بحيث لايمكن وصفها بما فيه الكفاية باي من الصيغتين التاليتين :



يشترك زوج الالكترونات التآصري بالتساوي بين الذرتين



الكترونات التآصر جميعها على ذرة الكلور

ولذلك فان فهم هذا النوع من الاواصر يتم بادخال مفهوم الكهروسال ية . فلذرة الكلور كهروسالبية اعلى من كهروسالبية ذرة الهيدروجين ولهذا فهي تحمل شحنة سالبة جزيئة ، حيث يمكن تمثيل جزيئة كلوريد

الهيدروجين على انها $H^{\delta+} \text{---} Cl^{\delta-}$ ويمكننا تتبع التغيير في الكهروسالبية لعناصر الجدول الدوري

كماياتي:-

- (a) تزداد الكهروسالبية بازدياد العدد الذري لعناصر الدورة الواحدة .
(b) تقل الكهروسالبية بازدياد العدد الذري لعناصر المجموعة الواحدة .

وعموما فان ذرات صغيرة ، وخاصة تلك الذرات ذات المستويات الخارجية الممتلئة تقريبا ، تجتذب الالكترونات بسهولة اكبر من الذرات الاكبر ولهذا فهي تميل لامتلاك قيم اعلى للكهروسالبية . ويوضح الشكل (5-2) بعض قيم الكهروسالبية لعناصر الدورة الثانية وعناصر المجاميع Ia و Ib . ويبدو واضحا ان العنصر الاكثر سالبية هو الفلور والعنصر الاقل هو السيزيوم .

لايمكن اعطاء قياسات دقيقة لكهروسالبية العنصر نظرا لانها تخص الذرات ضمن الجزيئات ولاتخص الذرات المعزولة . لقد كانت هناك محاولات عديدة لمعرفة القيم الكمية للكهروسالبية ومنها :

1- طريقة مليكان

لقد اعتبر العالم الامريكي روبرت مليكان Robert S. Mulliken ان كهروسالبية العنصر هي معدل طاقتين ، طاقة التأين وطاقة اللفة الالكترونية لذلك العنصر اي ان :

$$EN = \frac{1}{2} (IP + EA)$$

حيث IP طاقة التأين وهي مقياس قابلية الذرة على اعطاء الكترون واحد و EA ، اللفة الالكترونية وهي مقياس قابلية الذرة لجذب الكترون . فلذرة الكلور ، مثلا ، والتي تمتلك طاقة تأين والفة الكترونية عالية ستكون لها كهروسالبية عالية ايضا .

الهيدروجين على انها $H^{\delta+}$ — $Cl^{\delta-}$

ويمكننا تتبع التغيير في الكهروسالبية لعناصر الجدول الدوري

كماياتي:-

(a) تزداد الكهروسالبية بازدياد العدد الذري لعناصر الدورة الواحدة .

(b) تقل الكهروسالبية بازدياد العدد الذري لعناصر المجموعة الواحدة .

وعموما فان ذرات صغيرة ، وخاصة تلك الذرات ذات المستويات

الخارجية الممتلئة تقريبا ، تجتذب الالكترونات بسهولة اكبر من الذرات

الاكبر ولهذا فهي تميل لامتلاك قيم اعلى للكهروسالبية . ويوضح الشكل

(5-2) بعض قيم الكهروسالبية لعناصر الدورة الثانية وعناصر المجاميع Ia و

Ib . ويبدو واضحا ان العنصر الاكثر سالبية هو الفلور والعنصر الاقل هو

السيوم .

لايمكن اعطاء قياسات دقيقة لكهروسالبية العنصر نظرا لانها تخص

الذرات ضمن الجزيئات ولا تخص الذرات المعزولة . لقد كانت هناك

محاولات عديدة لمعرفة القيم الكمية للكهروسالبية ومنها :

1- طريقة مليكان

لقد اعتبر العالم الامريكي روبرت مليكان Robert S. Mulliken ان

كهروسالبية العنصر هي معدل طاقتين ، طاقة التأين وطاقة اللفة

الالكترونية لذلك العنصر اي ان :

$$EN = \frac{1}{2} (IP + EA)$$

حيث IP طاقة التأين وهي مقياس قابلية الذرة على اعطاء الكترون واحد

و EA ، اللفة الالكترونية وهي مقياس قابلية الذرة لجذب الكترون . فلذرة

الكلور ، مثلا ، والتي تمتلك طاقة تأين والفة الكترونية عالية ستكون لها

كهروسالبية عالية ايضا .