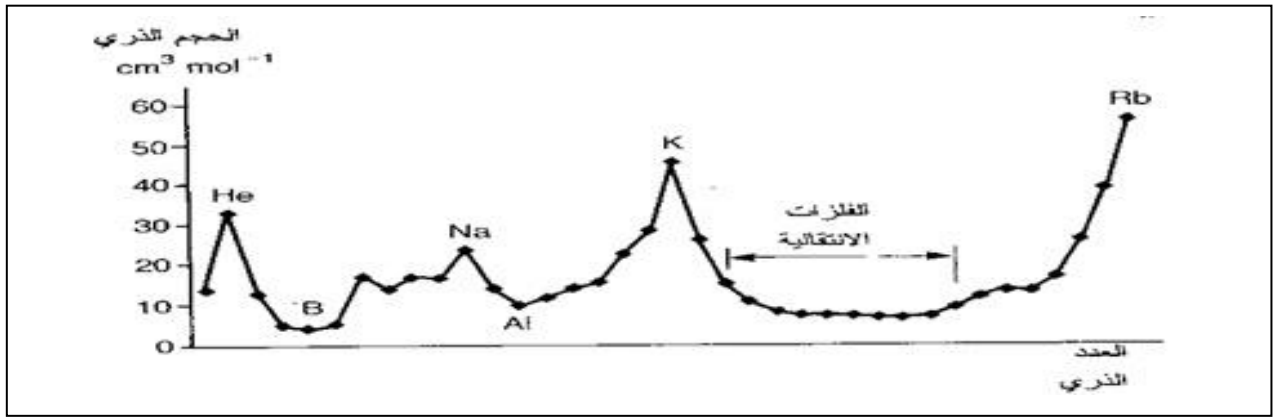


الخواص الدورية للعناصر:-

2- الحجم الذري:-

بحكم التجاذب بين النواة الموجبة والإلكترونات السالبة فإن الكثافة الإلكترونية تكون أكبر ما يمكن في المناطق القريبة من النواة وتقل كلما ابتعدنا عن النواة ولكنها لا تنتهي عند مسافة محددة عن النواة، ولهذا السبب اتفق علماء الكيمياء على بعض المصطلحات التي تتفق مع خواص يمكن قياسها.

ويعرف الحجم الذري لعنصر بأنه الحجم الذي تشغل ذرة غرامية (مول) من العنصر وهو في الحالة الصلبة. والحجم الذري هو الدليل على قياس الذرات فإذا ازداد نصف قطر الذرة نتوقع ازدياد حجمها الذري. وكما في الشكل التالي



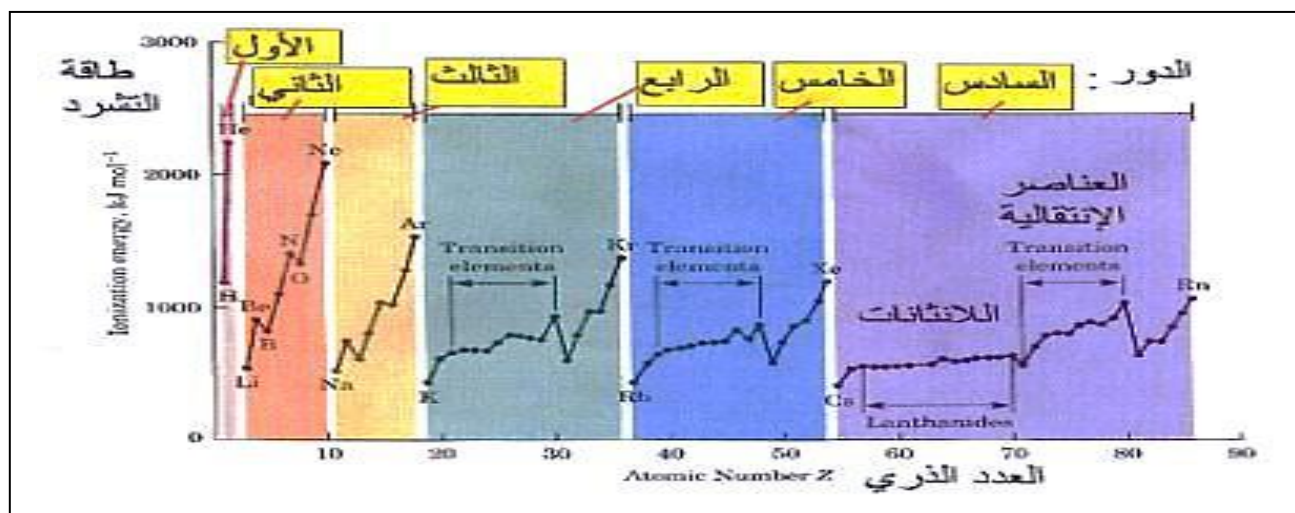
فكما نلاحظ ان ظهور سلسلة قمم تقع عندها الفلزات القلوية ما عدا القمة الأولى التي توافق الهيليوم.

3- جهد التأين (Ionization Potential):- تحدد الخواص الكيميائية لأي ذرة بالكترونات التكافؤ

لتلك الذرة وان استقراره هذه الالكترونات مرتبط بما يسمى بطاقة التأين (او طاقة التشرد) وتعرف بانها اقل طاقة لازمة لنزع الكترون من ذرة غازية متعادلة كهربائياً وهي في ادنى حالات الطاقة (حالة الاستقرار) وهذا ما يطلق عليه جهد التأين ا $\text{Energy} + X_{(g)} \rightarrow X^+_{(g)} + e$) .

ان انتزاع الالكترون الأول من الذرة يدعى بجهد التاين الأول وانه بالإمكان انتزاع الكترون ثاني وثالث ولكن لكل منهما قيمة طاقة تاين مختلفة وتعتبر طاقة التاين الأولى هي اقل من بقية طاقات التاين.

تحسب طاقة التأين بوحدات (e.v.) (الكترون فولت) ومن الشكل التالي تتضح العلاقة بين جهد التأين والدورات في الجدول الدوري



نجد من الشكل اعلاه ان جهد التأين يزداد من اليسار الى اليمين بمعنى انه في الدورة الواحدة فان العلاقة هي طردية بازياد العدد الذري ويصاحب هذا الازدياد هو انخفاض في انصاف الأقطار الايونية، والجدول التالي يوضح ما ذكر

طاقات التشرذ الأول لعناصر الدور الثاني (IIA)

طاقة التشرذ (KJ/mol)	البنية الإلكترونية	شحنة النواة	الرمز	الذرة
520	$1s^2 2s^1$	+3	Li	الليثيوم
899	$1s^2 2s^2$	+4	Be	البريليوم
801	$1s^2 2s^2 2p_x^1$	+5	B	البور
1086	$1s^2 2s^2 2p_x^1 2p_y^1$	+6	C	الكربون
1402	$1s^2 2s^2 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^1$	+7	N	الآزوت
1314	$1s^2 2s^2 2p_x^2 2p_y^1 2p_z^1$	+8	O	الأكسجين
1981	$1s^2 2s^2 2p_x^2 2p_y^2 2p_z^1$	+9	F	الفلور
2081	$1s^2 2s^2 2p_x^2 2p_y^2 2p_z^2$	+10	Ne	النيون

اما في الزمرة الواحدة او المجموعة الواحدة فنلاحظ انخفاضاً في قيم طاقة التأين الأولى من الأعلى الى الأسفل وكما يتضح في الجدول التالي

طاقة التشرد الأول للمعادن القلوية (الفصيلة 1A)

طاقة التشرد (KJ/mol)	البنية الإلكترونية	شحنة النواة	الرمز	الذرة
520	(He)2s ¹	+3	Li	الليثيوم
496	(Ne)3s ¹	+11	Na	الصوديوم
419	(Ar)4s ¹	+19	K	البوتاسيوم
403	(Kr)5s ¹	+37	Rb	الروبيديوم
376	(Xe)6s ¹	+55	Cs	السيوم

من القيم الموضحة نجد ان العلاقة بين جهد التأين والدورة الواحدة هو طردي بمعنى انه عند زيادة العدد الذري للعنصر سوف تزداد طاقة التأين اما العلاقة مع المجموعة الواحدة او الزمرة الواحدة فهي علاقة عكسية بمعنى ان زيادة العدد الذري يؤدي الى انخفاض جهد التأين ولكي تتم المقارنة بين عنصرين يجب معرفة أي الدورات ينتميان لها او أي المجاميع او الزمر ينتميان لها ولا يمكن مقارنة عنصرين من دورتين او زمريتين مختلفتين الا بمعرفة قيم جهد التأين لكل منهما.

ان السبب في انخفاض جهد التأين بالمجموعة الواحدة او الزمرة الواحدة فيعود الى تاثير فعل الحجب للإلكترونات الداخلية على الإلكترونات الخارجية عن النواة مع الازدياد في شحنة النواة وهو ما يسهل الازاحة للإلكترونات الخارجية من اعلى المجموعة الى اسفلها.

اما في الدورة الواحدة او السلسلة الواحدة فالعكس صحيح وان ازدياد شحنة النواة له تاثير كبير اكبر من فعل الحجب وبالتالي فان قوة جذب النواة سوف يؤدي الى زيادة قوة الترابط بين الإلكترونات الخارجية وبالتالي تزداد الطاقة اللازمة لانتزاع الإلكترون الخارجي.

اخذين بنظر الاعتبار عدم ادخال مجموعة العناصر الانتقالية او الفلزات الانتقالية (قطاع d)، وذلك لان هذه الفلزات تمتاز بان لها اكثر من حالات تأكسديه متعددة.

وقد لوحظ هنالك بعض الشذوذ في حساب طاقة التأين ان كان من ناحية الدورة الواحدة او الزمرة الواحدة ويمكن تلخيصها علاقة جهد التأين بالشكل التالي:

1- بالانتقال من أعلى الفصيلة إلى أسفلها يتغلب فعل حجب الإلكترونات الداخلية للإلكترونات الخارجية عن النواة على تأثير الازدياد في شحنة النواة وهكذا تزداد سهولة إزاحة وأبعاد الإلكترون الخارجي بالانتقال

من أعلى الفصيلة إلى أسفلها.

2- أما خلال الدورة فالعكس صحيح فازدياد شحنة النواة له تأثير أكبر من فعل الحجب وبمعنى آخر فإن عامل الجذب من قبل النواة أقوى من عامل الحجب ولهذا يصبح إزاحة الإلكترون الخارجي من الذرة أصعب عند الانتقال من اليسار إلى اليمين بالدورة الواحد ويصبح فعل الحجب مهما عندما تملأ مجموعة من المدارات (طبقة الكترونية).

3- تتناقص طاقة التآين الأولى لذرات عناصر الزمرة الواحدة مع ازدياد العدد الذري لها، وهذا يفسر على أنه نتيجة مباشرة لازدياد أنصاف أقطار أو حجوم ذرات الفصيلة الواحدة مما يضاعف من تأثير قوة جذب النواة للإلكترونات، لهذا السبب تكون الطاقة اللازمة لنزع الإلكترون قليلة نسبياً كلما ازداد العدد الذري لذرات عناصر الدورة الواحدة.

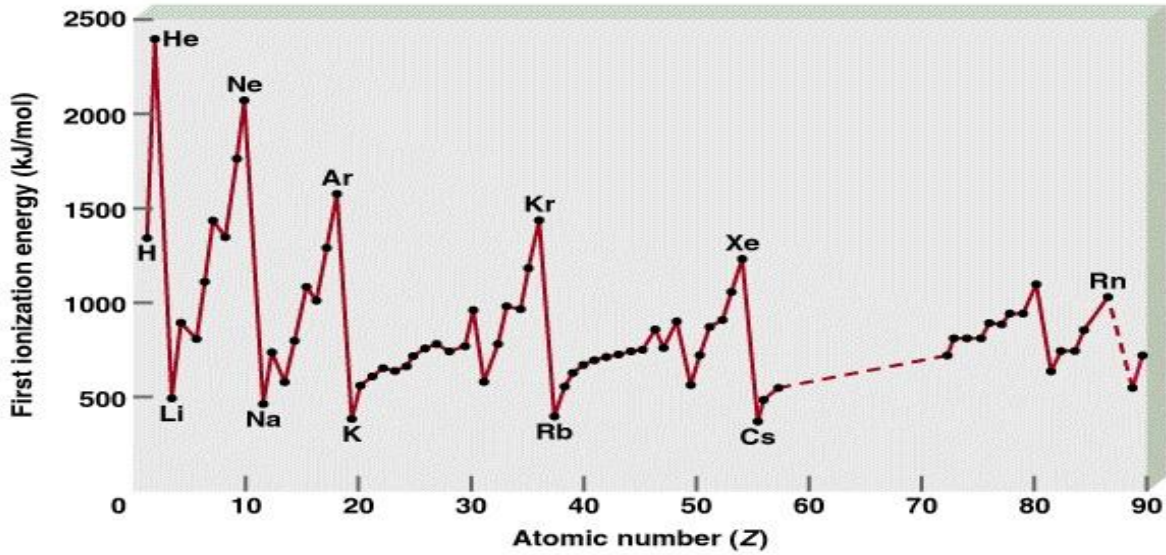
4- تزداد طاقة التآين الأولى لذرات عناصر الدورة الواحدة مع ازدياد العدد الذري لها، والسبب في ذلك تناقص حجم أو نصف قطر هذه الذرات مع ازدياد العدد الذري لها، مما يجعل الإلكترونات تحت تأثير متزايد لقوة جذب النواة وبالتالي ارتفاع الطاقة اللازمة لنزع إلكترون من هذه الذرات، ان الزيادة في طاقة التآين الأولى لذرات الدورة الواحدة زيادة متقطعة وليست مستمرة، فهي تزداد مثلاً من العنصر الأول إلى الثاني في نفس الدورة، ثم نلاحظ شذوذاً عند الانتقال من العنصر إلى الثالث حيث تقل قيمة جهد التآين له وكذلك من العنصر الخامس إلى السادس حيث تقل قيمة جهد التآين للعنصر السادس ثم تعود إلى حالتها الطبيعية بالتزايد وصولاً إلى أعلى قيمة عند الغازات النادرة والتي تكون مشبعة بالإلكترونات.

ويعزى سبب هذا الشذوذ إلى عاملين رئيسيين هما:

1- ان انتزاع الكترون من الغلاف الثانوي ($2S^2$) وهو الغلاف الأخير لذرة العنصر الثاني في الدورة الواحدة يتطلب طاقة أعلى من الطاقة اللازمة لنزع إلكترون من الغلاف الثانوي غير المشبع ($2P^1$) وهو الغلاف الخارجي الأخير لذرة العنصر الثالث في الدورة الواحدة وذلك للاستقرارية العالية للاغلفة المشبعة ونصف المشبعة.

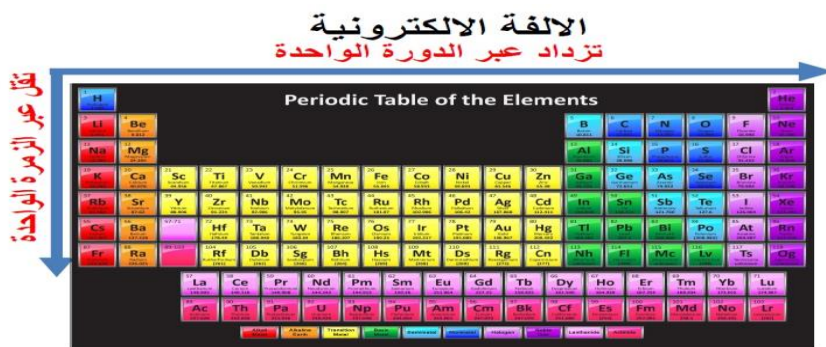
2- لنفس السبب يمكن أن يعلل انخفاض طاقة تأين ذرة العنصر السادس مقارنة بذرة العنصر الخامس في نفس الدورة حيث ان العنصر السادس ينتهي ترتيبه الالكتروني بالغلاف غير المشبع ($2P^4$) بينما ذرة العنصر الخامس ينتهي ترتيبها الالكتروني بالغلاف نصف المشبع ($2P^3$) المستقر.

Variation of the First Ionization Energy with Atomic Number



4- اللفة الالكترونية (Electron Affinities):-

وهي الطاقة المتحررة عند اتحاد ذرة غازية متعادلة وهي في ادنى حالات الطاقة بالكترون معطية الايون السالب الاحادي الغاز في ادنى حالات الطاقة أي انها طاقة التفاعل. زيمكن توضيحها بالمعادلة التالية ($X_{(g)} + e \rightarrow X^{-}_{(g)} - E$) فنجد انه كلما ازدادت قيمة الطاقة (E) دل ذلك على قابلية العنصر على اكتساب الالكترون وهي معاكسة لطاقة التأين أي بمعنى ان زيادة جهد التأين يعني انخفاض اللفة الالكترونية ويمكن توضيح علاقة اللفة الالكترونية بكل من الدورة الواحدة والزمرة



الواحدة كما في الشكل التالي

نجد انه بازياد العدد الذري

في الدورة الواحدة تزداد

اللفة الالكترونية بينما هي

مع الزمرة الواحدة تقل بازياد العدد الذري. من المعادلة اعلاه يتضح ان الالفة الالكترونية تمثل طاقة، لذا يطلق عليها البعض بطاقة الالفة الالكترونية ويرمز لها بالرمز (A). ويكون للعنصر طاقة الفة الكترونية أولى (A1) وثانية (A2) وثالثة (A3). تعطى طاقة الالفة الالكترونية الأولى (A1) إشارة سالبة في المفهوم الثرموداينميكي لأنها تمثل تفاعل باعث للحرارة. ان معظم العناصر لها الفة الكترونية سالبة وهذا يعني انها لا تتطلب طاقة لاكتساب الكترون. تستثنى الغازات النبيلة حيث لها الفة الكترونية موجبة. العناصر التي لها جهد تأين مرتفع يكون لها الفة الكترونية مرتفعة. ان طاقة التأين هي العملية العكسية للألفة الالكترونية. الالفة الالكترونية تعرف ايضاً بالميل الالكتروني.

تقل قيم طاقة الألفة الالكترونية من الأعلى الى الأسفل في الزمرة الواحدة مع زيادة العدد الذري في الجدول الدوري بشكل عام ويعمل ذلك بسبب زيادة انصاف الاقطار كلما اتجهنا من الأعلى الى الأسفل في الجدول الدوري مما يجعل الالكترونات في الغلاف الالكتروني الاخير بعيدة عن مركز جذب النواة، وهذا ما يصعب على النواة جذب الالكترون الجديد.

5- السالبية الكهربائية (Electronegativity):-

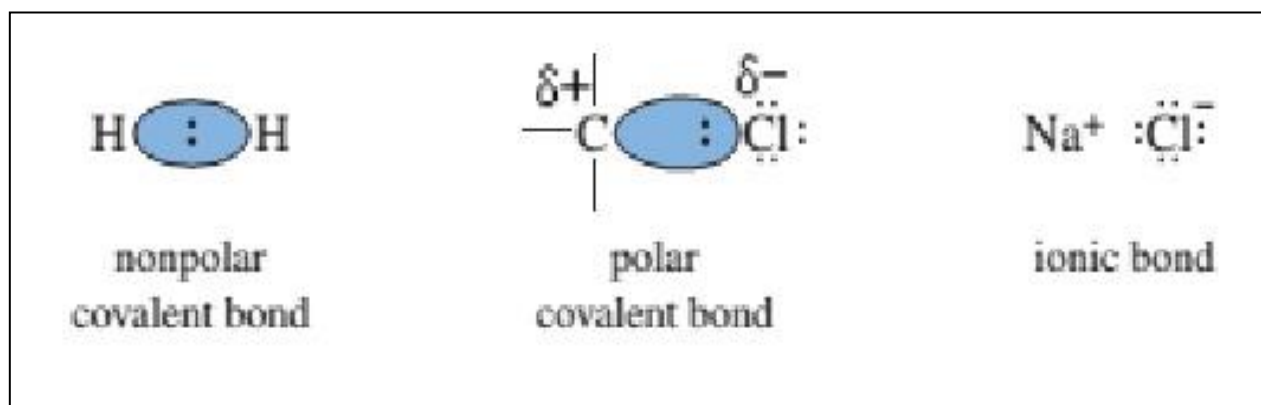
تعرف السالبية الكهربائية على إنها قوة ذرة في جزيئة على جذب الكترونات نحوها. يتضح من ذلك ان السالبية الكهربائية هي إحدى الخواص التي تتميز بها الذرة عندما تكون متحدة مع غيرها من الذرات وليس في حالتها المنفردة. وكان العالم بولنك (1932) اول من وضع تعريفاً للسالبية الكهربائية، وقد تم احتساب قيمة السالبية الكهربائية على ضوء مجموعة من المعادلات الرياضية التي استندت الى احتساب قيمتها نظرياً ومقارنتها عملياً. وفي عام (1934) اقترح العالم مليكان طريقة لاحتساب السالبية الكهربائية وذلك بربط قيمة طاقة التأين والالفة الالكترونية للذرة. ويعد مقياس بولنغ الأكثر استخداماً حيث يكون عنصر الفلور اعلى قيمة (4) ويكون عنصر السيزيوم هو اقل كهروسالبية وقيمته (0.7) وبقية العناصر تتراوح قيمتها بين هاتين القيمتين وكما يتضح في الشكل التالي الذي يبين ان العلاقة بين الدورة الواحدة علاقة طردية فزياد العدد الذري يؤدي الى زيادة قيمة السالبية الكهربائية اما مع الزمرة الواحدة فالعلاقة عكسية أي ان زيادة العدد الذري يؤدي الى انخفاض قيمة السالبية الكهربائية.

ELECTRONEGATIVITY VALUES OF SOME COMMON ELEMENTS

Increasing electronegativity →

		H 2.1					
Li 1.0	Be 1.5	B 2.0	C 2.5	N 3.0	O 3.5	F 4.0	
Na 0.9	Mg 1.2	Al 1.5	Si 1.8	P 2.1	S 2.5	Cl 3.0	
K 0.8						Br 2.8	

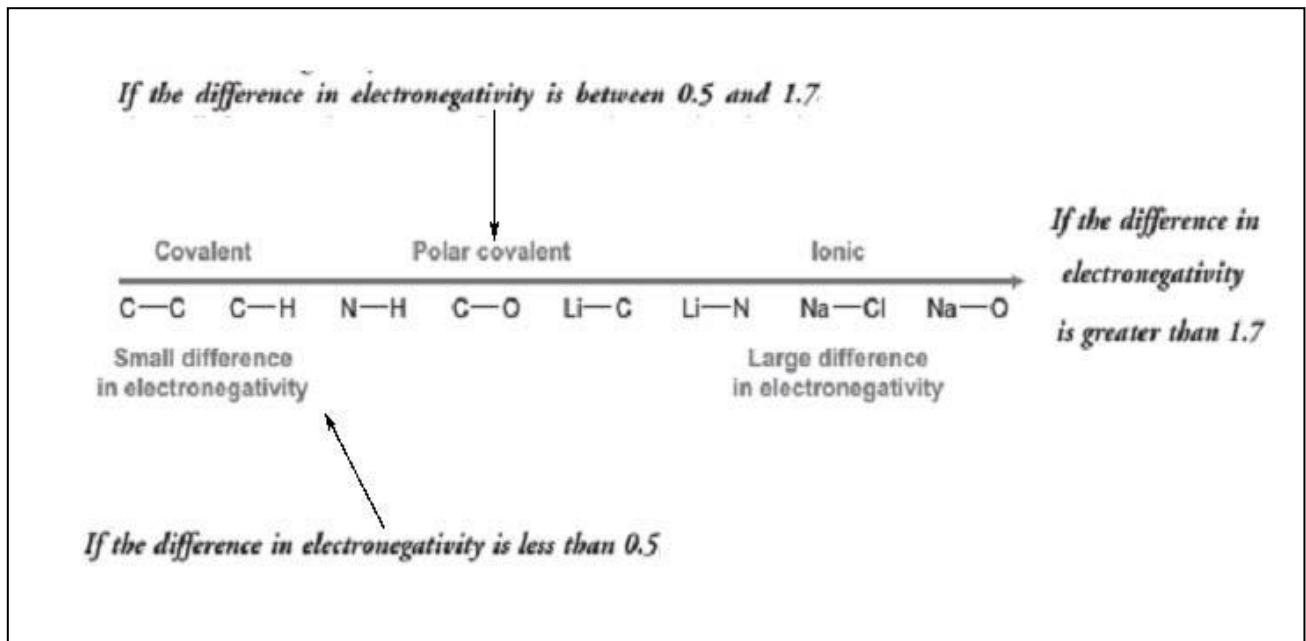
تزداد الكهروسالبية من اليسار إلى اليمين ضمن الدورة الواحدة في الجدول الدوري. كما تزداد الكهروسالبية بالانتقال من الأسفل إلى الأعلى ضمن الزمرة الواحدة. تعتمد نوعية الرابطة المتكونة اعتماداً كبيراً على الفرق في الكهروسالبية بين الذرات الداخلة فيها. وتقوم الذرات المتشابهة بمشاركة الإلكترونات فيما بينها ولذلك تسمى الرابطة المشتركة (Covalent bond) (رابطة تساهمية) مثالها جزيئة الهيدروجين (H_2). أما عندما يكون الفرق كبير في الكهروسالبية سينتقل الإلكترون إلى أحد الذرات وتتكون رابطة أيونية (Ionic bond) مثالها (NaCl). عندما تقوم أحد الذرات بسحب الإلكترونات بقوة أكبر قليلاً من الذرة الأخرى المكونة للرابطة كما في الجزيئة (2-Chloro-2-methyl propane) فلو تفحصنا الأصرة (C-Cl) نجد بان الزوج الإلكتروني المشكل للرابطة يكون منزاحاً باتجاه الكلور مما يكسب الكلور شحنة سالبة صغيرة (δ^-) وسيكتسب الكربون شحنة موجبة صغيرة (δ^+) وتدعى الرابطة التي يكون على احد طرفيها شحنة موجبة صغيرة (δ^+) وعلى الطرف الآخر شحنة سالبة صغيرة (δ^-) فتتكون الرابطة القطبية (Polar covalent bond). والشكل المبسط التالي يوضح الارتباط بين الذرات.



نجد انه في الاصرة التساهمية والخاصة بجزيئة الهيدروجين هي غير قطبية والسبب في ذلك هو تماثل

الذرات، وعند اختلاف الذرات كما في جزيئة (CH₃Cl) نجد ان اختلاف قطبية ذرتي الكربون والكلور يؤدي الى ظهور شحنتين مختلفتين جزئيتان على كل ذرة وتعتمد على أي من الذرتين له القابلية على اكتساب الالكترونات كالكلور وبالتالي ستظهر شحنة موجبة جزئية على ذرة الكربون وهي أيضا من أنواع الاواصر التساهمية. اما عندما تكون قيم الكهروسالبية مختلفة كثيرا بين الذرتين كما في (NaCl) فالأصرة تكون ايونية.

وهناك قاعدة عامة تكون الرابطة بين ذرتين رابطة أيونية عندما يكون الفرق في الكهروسالبية بينهما أكبر أو مساويا (1.7). وعندما يكون الفرق في الكهروسالبية أقل (1.7) فتعتبر الرابطة قطبية ، وعندما يكون الفرق أقل من (0.4) تعتبر الرابطة مشتركة او تساهمية، وعندما يكون الفرق مساويا للصفر فإن الرابطة تكون رابطة مشتركة او تساهمية نقية كما في جزيئة (H₂). ويتضح ذلك من القيم التالية



في كثير من الجزيئات تتكون ثنائية الأقطاب بسبب عدم توزيع الشحنات السالبة والموجبة توزيعاً متساوياً فيها الزوج من أمثلة تلك الجزيئات كلورو الميثان (CH₃Cl) ان الرابطة (C-Cl) نجد ان الزوج الالكتروني المشكل للرابطة يكون منزاحاً باتجاه الكلور مما يكسب الكلور شحنة سالبة صغيرة (δ⁻) ويكتسب الكربون شحنة موجبة صغيرة (δ⁺) أي أن الجزيء ثنائي الأقطاب ويتولد عنه عزم ثنائي القطب. تنتج عن القطبية الكيميائية ظواهر عديدة وتؤثر القطبية الكهربائية على العديد من الخصائص الفيزيائية للجزيئات مثل نقطتي الغليان والانصهار وغيرها.

تزداد قيم السالبة الكهربائية من اليسار الى اليمين في الدورة الواحدة مع زيادة العدد الذري عبر الجدول الدوري بشكل عام وذلك بسبب نقصان نصف القطر مما يؤدي الى زيادة قوة جذب النواة للالكترونات المرتبطة.

تقل قيم السالبة الكهربائية من الأعلى الى الأسفل في الزمرة الواحدة مع زيادة العدد الذري عبر الجدول الدوري بشكل عام وذلك بسبب زيادة نصف القطر مما يؤدي الى قلة قوة جذب النواة للالكترونات المرتبطة.

خلاصة القول في الخواص الدورية للعناصر بشكل عام يمكننا اختصار الخواص الدورية للعناصر عبر الدورة الواحدة او الزمرة الواحدة بشكل عام في الجدول الاتي:

ت	الخاصية	الدورة	الزمرة (المجموعة)
1	نصف القطر الذري نصف القطر الايوني	يقل	يزداد
2	طاقة التأين (جهد التأين)	تزداد	تقل
3	اللفة الالكترونية	تزداد	تقل
4	السالبة الكهربائية	تزداد	تقل