

❖ PERIODIC PROPERTIES

الخواص الدورية

* **Atomic Radius** : There are two common ways in which we can define atomic radius.

***نصف القطر الذري**: توجد طريقتان شائعتان لتعريف نصف القطر الذري، وهما

***The covalent radius, r_{cov}** is defined as the half-distance between the nuclei of two atoms of the same element joined in a single covalent bond. The figure below represents the covalent radii (pm) of a typical group and short period.

***نصف القطر التساهمي، r_{cov}** :- وهو نصف المسافة بين نواتي ذرتين لنفس العنصر مرتطبتين بأصرة تساهمية مفردة. الشكل ادناه يبين انصاف الاقطار بوحدة (بيكوميتر pm)، لزمرة نموذجية او دورة قصيرة. لاحظ ان انصاف الاقطار الذرية **تقل** في الدورة من اليسار الى اليمين) و**تزداد** في الزمرة من (الاعلى للاسفل)

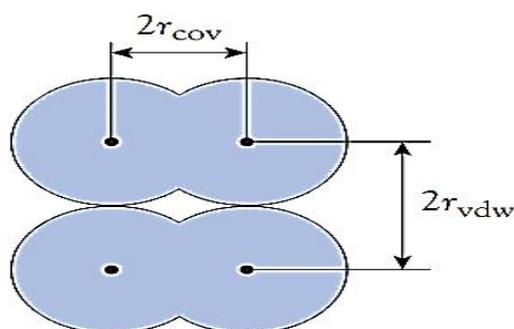
Be 106	B 88	C 77	N 70	O 66	F 64
					Cl 99
					Br 114
					I 133

* **The van der Waals radius, r_{vdw}** is defined as the half-distance between the nuclei of two atoms of neighboring molecules.

***نصف قطر فاندرفالز، r_{vdw}** :- وهو نصف المسافة بين نواتي ذرتين لجزيئتين متجاورتين.

The next figure shows comparison of the covalent radius, r_{cov} , and the van der Waals radius, r_{vdw} .

الشكل التالي يبين مقارنة بين نصف القطر التساهمي (r_{cov}) ونصف قطر فاندرفالز (r_{vdw})



* In a period, left to right: في الدورة الواحدة، من اليسار الى اليمين:

- a- **n** (number of shells) remain constant. (رقم المدار الرئيسي يبقى ثابت)
b- **Z** increases (by one unit). (العدد الذري يزداد بمقدار واحد)
c- **Z*** increases (by 0.65 unit). (الشحنة المؤثرة للنواة تزداد بمقدار [0.65])
d- Atomic radius decreases. (نصف القطر الذري يقل)

* In a group, top to bottom: في الزمرة الواحدة، من الاعلى للاسفل:

- a- **n** increases. (عدد المدارات او الاغلفة يزداد)
b- **Z** increases. (العدد الذري يزداد)
c- No dramatic increase in **Z***, almost remains constant (لا توجد زيادة كبيرة في قيمة الشحنة المؤثرة بل تقريباً تبقى ثابتة)
d- **Atomic radius increases.** (يزداد نصف القطر الذري في الزمرة)

* Lanthanide Contraction: is the gradual decrease in the atomic and ionic size of lanthanides with an increase in atomic number. f-orbitals have poor shielding properties.

* الانكماش اللانثاني: وهو تناقص تدريجي في الحجم الذري او الايوني في اللانثانيدات مع زيادة العدد الذري، حيث ان الالكترونات في الغلاف الثانوي f حجبها للشحنة المؤثرة للنواة قليل مما يجعل الالكترونات التكافؤية تحس بقوة جذب عالية من قبل البروتونات الموجودة في النواة، وعليه تنسحب باتجاه النواة ويتقلص حجمها.

* All **anions** are **larger** than their **parent** atoms, while the **cations** are **smaller**.

* ملاحظة كل الايونات السالبة **اكبر حجماً** من ذراتها المتعادلة (كلما زادت الشحنة السالبة لنفس الايون زاد حجمه)، بينما الايونات الموجبة تكون **اصغر حجماً** من ذراتها المتعادلة (كلما زادت الشحنة الموجبة لنفس الايون قل حجمه).

* The next two tables represent, respectively, the Atomic and Ionic Radii in (**pm**) unit, where **pm = 10⁻¹² m**.

* الجدول التالية تمثل وعلى التوالي، انصاف الاقطار الذرية والايونية بوحدة البيكوميتير (**pm**)، حيث ان كل (**1pm = 10⁻¹² m**). لاحظو كيف **تقل** الحجم الذرية بالدورة (من اليسار الى اليمين) و**تزداد** بالزمرة (من الاعلى للاسفل).

Li	Be											B	C	N	O	F
157	112											88	77	74	66	64
Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl
191	160											143	118	110	104	99
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br
235	197	164	147	135	129	137	126	125	125	128	137	153	122	121	117	114
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I
250	215	182	160	147	140	135	134	134	137	144	152	167	158	141	137	133
Cs	Ba	Lu	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi		
272	224	172	159	147	141	137	135	136	139	144	155	171	175	182		

Li ⁺	Be ²⁺	B ³⁺				N ³⁻	O ²⁻	F ⁻
59	27	11				146	135	128
Na ⁺	Mg ²⁺	Al ³⁺				P ³⁻	S ²⁻	Cl ⁻
99	49	39				212	184	181
K ⁺	Ca ²⁺	Ga ³⁺				As ³⁻	Se ²⁻	Br ⁻
138	100	62(6)				222	198	196
Rb ⁺	Sr ²⁺	In ³⁺			Sn ²⁺	Sn ⁴⁺	Te ²⁻	I ⁻
152	118	79			83	69	221	220
Cs ⁺	Ba ²⁺	Tl ³⁺						
167	149	88						
		Tl ⁺						
		164						

*لتفسير هذا التغير في الحجم الذري عبر الدورة الواحدة، نأخذ مثال وهو ذرة الليثيوم، والتي لها الترتيب الالكتروني الاتي

3Li : 1S² 2S¹

نلاحظ ان **الالكترونون** الاغلاف الخارجي (outer shell or valance shell) (2S¹)، **يجب** فقط الكترونا الغلاف الداخلي (inner shell or core electrons) (1S²) من **الجذب الكلي للبروتونات الثلاثة** الموجودة في نواة ذرة الليثيوم، حيث ان **قوة** جذب البروتونات الموجبة والموجودة في النواة للالكترونون السالب **تسمى** الشحنة المؤثرة للنواة، **effective nuclear charge**، ويرمز لها (Z*). من هذا المثال صار واضحا ان الالكترونات الداخلية تمنع الالكترونات الخارجية من الشعور بقوة جذب كل البروتونات الموجودة في النواة وهذا المنع هو ما يعرف بثابت الحجب (Screening constant or Shielding constant).

***لنأخذ** مثالا اخر وهو ذرة **البريليوم**، والتي لها الترتيب الالكتروني الاتي 4Be : 1S² 2S²

نلاحظ في مثال البريليوم، ان الالكترون الاخير في هذه الذرة لاتمنعه فقط الالكترونات الداخلية (الالكترونون الغلاف 1S²) عن جذب الشحنة الموجبة للنواة، بل ايضا يمنعه **الالكترونون الموجود معه** بنفس الغلاف، ولكن الحجب الذي يسببه الالكترون المتواجد معه اقل بكثير من الحجب الذي

تسببه الإلكترونات المتواجده في الاغلفة الداخلية، لذلك سيشعر الإلكترون الاخير في البريليوم بقوة جذب اعلى من قبل البروتونات الاربعه المتواجده في النواة، مقارنة بقوة جذب بروتونات الليثيوم الثلاثة لذلك نصف القطر الذري للبريليوم اصغر من نصف القطر الذري لليثيوم.

*ملاحظة: في الدورة الواحدة من اليسار الى اليمين **الحجب يقل** والشحنة المؤثرة تزداد و**الحجم الذري او نصف القطر يقل ايضا**.

Slater's Rules

*قواعد سلاتر لحساب ثابت الحجب والشحنة المؤثرة للنواة

اقترح **سلاتر** مجموعة من القواعد التجريبية لتقدير كمية **الشحنة النووية الفعالة** (Z^*)، وذلك من خلال القانون الاتي

$$Z^* = Z - \sigma$$

حيث ان

σ = ثابت الحجب ، Z = العدد الذري

*القواعد التي وضعها سلاتر هي كما يلي:

1. Write the electron configuration of the atom in the following form: **الخطوة الاولى:** نكتب الترتيب الالكتروني للذرة وكما مبين بالشكل الاتي
(1s) (2s, 2p) (3s, 3p) (3d) (4s, 4p) (4d) (4f) (5s, 5p) (5d) ...

2. All electrons in orbitals of greater principal quantum number (*at n+1*) contribute zero.

الخطوة الثانية: نحدد الإلكترون المعني (**ضمن الغلاف n**)، وكل الإلكترونات التي على يمين الإلكترون المعني (التي تنتمي لعدد الكم $(n+1)$) تساهم بمقدار صفر. هذا يعني ان الإلكترونات التي تشغل الاغلفة الابعد لغلاف الإلكترون المعني سوف لا تساهم في حجب الشحنة المؤثرة للنواة.

3- For ns or np valence electrons:

الخطوة الثالثة: اذا انتهى الترتيب الالكتروني بالاغلفة ns او np ،

a- Electrons in the **same ns, np** group (same principal quantum number) contributes **(0.35)**.

أ- الإلكترونات التي بنفس الغلاف (ns, np) تساهم بالحجب بنسبة **(0.35)**

b- Electrons in the **(n-1)** principal group contribute **(0.85)**.

ب- الإلكترونات التي ضمن الغلاف الرئيسي **(n-1)** تساهم بالحجب بنسبة **(0.85)**

c- Electrons in the (n-2) or lower groups contribute (1.00).

ج- الإلكترونات التي ضمن الغلاف الرئيسي (n-2) أو أكثر تساهم بالحجب بنسبة (1.00)

4- For nd and nf valence electrons:

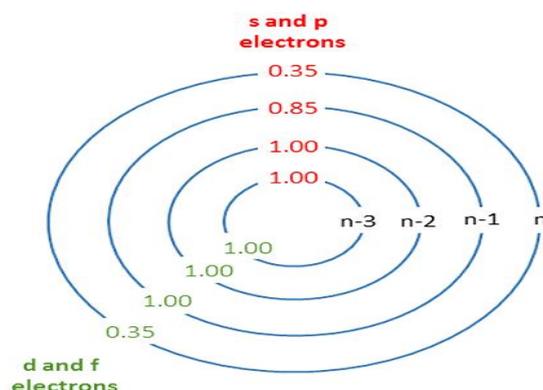
الخطوة الرابعة: إذا انتهى الترتيب الإلكتروني بالاغلفة nd أو nf ،

a- Electrons in the same nd and nf group contribute (0.35).

أ- الإلكترونات التي بنفس الغلاف (nf و nd) تساهم بالحجب بنسبة (0.35)

b- Electrons in the groups to the left contribute (1.00).

ب- الإلكترونات التي على يسار الغلاف (nf و nd) تساهم بالحجب بنسبة (1.00)



* Example: Calculate the effective nuclear charge (Z^*) of the following

a- 2p electron in the ${}_8\text{O}$ atom.

$$\text{Ans. } {}_8\text{O} : (1s^2) (2s^2 2p^4) = \underline{(1s)^2} \quad (2s 2p)^6$$

$$\sigma = (2 \times 0.85) + (5 \times 0.35) = 3.45$$

$$\text{Hence, } \mathbf{Z^* = Z - \sigma = 8 - 3.45 = 4.55}$$

b- 3d electron in the ${}_{28}\text{Ni}$ atom.

$$\text{Ans. } {}_{28}\text{Ni} = (1s^2) (2s^2 2p^6) (3s^2 3p^6) \underline{(4s^2)} \underline{(3d^8)}$$

$$= \underline{(1s)^2} \quad \underline{(2s 2p)^8} \quad \underline{(3s 3p)^8} \quad \underline{(3d)^8} \quad \underline{(4s)^2}$$

$$\sigma = [18 * (1)] + [7 * (0.35)] = 20.45$$

$$\mathbf{Z^* = Z - \sigma = 28 - 20.45 = 7.55}$$

c- 4s electron in the ${}_{28}\text{Ni}$ atom.

$$\text{Ans. } {}_{28}\text{Ni} = (1s^2) (2s^2 2p^6) (3s^2 3p^6) \underline{(4s^2)} (3d^8)$$

$$= \underline{(1s 2s 2p)^{10}} \quad \underline{(3s 3p 3d)^{16}} \quad \underline{(4s)^2}$$

$$\sigma = [10 * (1)] + [16 * (0.85)] + [1 * (0.35)] = 23.95$$

$$\mathbf{Z^* = Z - \sigma = 28 - 23.95 = 4.05}$$

d- 4f electron in the ${}_{73}\text{Ta}$ atom.

$$\begin{aligned}\text{Ans. } {}_{73}\text{Ta} &= [\text{Xe}]_{54} 4f^{14} 6s^2 5d^3 \\ &= [\text{Xe}]_{54} 4f^{14} (6s)^2 (5d)^3 \\ \sigma &= [54 * (1)] + [13 * (0.35)] = 58.55 \\ Z^* &= Z - \sigma = 73 - 58.55 = 14.45\end{aligned}$$

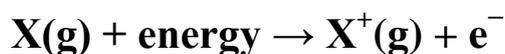
e- The last electron in ${}_{29}\text{Cu}$ atom.

$$\begin{aligned}\text{Ans. } {}_{29}\text{Cu} &= (1s^2) (2s^2 2p^6) (3s^2 3p^6) (4s^1) (3d^{10}) \\ &= (1s2s 2p)^{10} (3s 3p3d)^{18} (4s)^1 \\ \sigma &= [10 * (1)] + [18 * (0.85)] + [0 * (0.35)] = 25.30 \\ Z^* &= Z - \sigma = 29 - 25.30 = 3.70\end{aligned}$$

*تبيين مما سبق ان في الدورة الواحدة من اليسار الى اليمين، تزداد الشحنة المؤثرة للنواة ، ويقل الحجب والحجم.

***Ionization Energy (IE):-** also known as the *ionization potential*, Is the energy required to remove an electron from a gaseous atom to form a gaseous cation. The losing of an electron is an *Endothermic* process (require energy).

***طاقة التأين (IE):** وتعرف ايضا بجهد التأين (Ionization Potential)، وهي الطاقة اللازمة لازالة الكترون من ذرة غازية لتكوين ايون غازي موجب. ان عملية فقدان الالكترن هي عملية ماصة للحرارة (Endothermic process) اي تحتاج طاقة.



***اتضح** لنا من خلال دراسة الشحنة المؤثرة للنواة، ان الكترونات الغلاف الخارجي مرتبطة بقوة جذب بروتونات نواة الذرة الموجبة، وعليه للتغلب على طاقة الجذب هذه لابد من تزويد الالكترن بالطاقة.

***دائما** طاقة التأين الاولى (الطاقة اللازمة لازالة اول الكترون تكافؤي) تحتاج طاقه اقل من طاقة التأين الثانية (الطاقة اللازمة لازالة ثاني الكترون تكافؤي)، وهكذا، والسبب يعود الى ان ثاني الكتروني تكافؤي يعاني من قوة جذب (Z^*) اعلى من تلك التي يعانيها الالكترن التاكافؤي الاول.

طاقة التأين تزداد في الدورة (من اليسار الى اليمين) بسبب زيادة الشحنة المؤثرة للنواة (Z^) وتقل في الزمرة (من الاعلى للأسفل). وكما موضح في الجدول ادناه:

	1	2	13	14	15	16	17	18
	H 13.59	تزداد طاقة التأين في الدورة الواحدة من اليسار الى اليمين						He 24.58
تقل طاقة التأين في الزمرة الواحدة من الاعلى للاسفل	Li 5.39	Be 9.32	B 8.30	C 11.26	N 14.53	O 13.61	F 17.42	Ne 21.58
	Na 5.14	Mg 7.64	Al 5.98	Si 8.15	P 10.48	S 10.36	Cl 13.01	Ar 15.75
	K 4.38	Ca 6.11	Ga 6.00	Ge 7.88	As 9.81	Se 9.75	Br 11.84	Kr 14.00
	Rb 4.18	Sr 5.69	In 5.78	Sn 7.34	Sb 8.64	Te 9.01	I 10.45	Xe 12.13
	Cs 3.89	Ba 5.21	Tl 6.10	Pb 7.41	Bi 7.29	Po 8.43	At	Rn 10.75

***يلاحظ** انه طاقة التأين للاوكسجين اقل منها للنايتروجين رغم وجود زيادة في طاقة التأين عند الانتقال في الدورة الواحدة من اليسار الى اليمين، والسبب في ذلك يعود الى ان اوربيتال ($2p^3$) في النايتروجين فيه ثلاث الكترونات موزعه بشكل مفرد (الاوربيتال نصف مشبع ويكون اكثر استقرارا)، اما في حالة الاوكسجين ($2p^4$) فأن وجود الاكترون الرابع سيضاف الى اوربيتال نصف مشبع وهذا ما يقلل الاستقرارية ويقلل من الطاقة اللازمة لانزعاج الاكترون.

* **يلاحظ** ان طاقة التأين والشحنة المؤثرة للنواة (Z^*) تزداد في الدورة (من اليسار الى اليمين) وهذا يعني ان هناك علاقة طردية بينهما، وفي ذات الوقت هناك علاقة عكسية بين مربع رقم الدورة (n) وطاقة التأين، وهذا ما يفسر حصول انخفاض في طاقة التأين في الزمرة الواحدة عند النزول من الاعلى للأسفل، والعلاقة ادناه تبين العلاقة بين طاقة التأين ($I.E$) والشحنة المؤثرة (Z^*) ورقم الدورة (او عدد الكم الرئيسي) (n):

$$IE \propto \frac{(Z^*)^2}{n^2}$$

$$I.E = 13.6 \text{ e.v} * \frac{(Z^*)^2}{n^2}$$

Z^* = Effective nuclear charge.

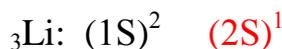
n = principle quantum number.

13.6 e.v = The ionization energy of the H atom.

* ان القيمة (-13.6 e.v) تمثل طاقة الكترون رة الهيدروجين، وعليه لازالة الاكترون من ذرة الهيدروجين لابد من تعريضها لفرق جهد (طاقة) مقداره (13.6 e.v).

Ex: Calculate the first ionization energy or (potential) of ${}_3\text{Li}$

Ans: First we must calculate Effective nuclear charge (Z^*)



$$\sigma = [2 \times (0.85)] + [0 \times (0.35)] = 1.7$$

$$Z^* = Z - \sigma = 3 - 1.7 = 1.3$$

$$\text{So I.E} = 13.6 \text{ e.v} * [(Z^*)^2 / n^2]$$

$$= 13.6 \text{ e.v} * [(1.3)^2 / (2)^2]$$

$$= 13.6 \text{ e.v} * [0.4225]$$

$$= 5.746 \text{ e.v}$$

ولتحويل الطاقة من وحدة (e.v) الى (KJ/mol) نضرب بالقيمة ب (96.485)

$$\text{So, I.E of } {}_3\text{Li in KJ/ mol} = 5.746 * 96.485$$

$$= 554.4 \text{ KJ/ mol}$$

*الجدول ادناه يبين بعض قيم طاقة التأين لمجموعة من عناصر الجدول الدوري بوحدة (e.v).

Atom	Ionization energy (eV)			Electron affinity E_{ea} (eV)
	I_1	I_2	I_3	
1 H $1s^1$	13.60			+0.754
2 He $1s^2$	24.59	54.51		-0.5
3 Li $[\text{He}]2s^1$	5.320	75.63	122.4	+0.618
4 Be $[\text{He}]2s^2$	9.321	18.21	153.85	≤ 0
5 B $[\text{He}]2s^2 2p^1$	8.297	25.15	37.93	+0.277
6 C $[\text{He}]2s^2 2p^2$	11.257	24.38	47.88	+1.263
7 N $[\text{He}]2s^2 2p^3$	14.53	29.60	47.44	-0.07
8 O $[\text{He}]2s^2 2p^4$	13.62	35.11	54.93	+1.461
9 F $[\text{He}]2s^2 2p^5$	17.42	34.97	62.70	+3.399
10 Ne $[\text{He}]2s^2 2p^6$	21.56	40.96	63.45	-1.2
11 Na $[\text{Ne}]3s^1$	5.138	47.28	71.63	+0.548
12 Mg $[\text{Ne}]3s^2$	7.642	15.03	80.14	≤ 0
13 Al $[\text{Ne}]3s^2 3p^1$	5.984	18.83	28.44	+0.441
14 Si $[\text{Ne}]3s^2 3p^2$	8.151	16.34	33.49	+1.385
15 P $[\text{Ne}]3s^2 3p^3$	10.485	19.72	30.18	+0.747
16 S $[\text{Ne}]3s^2 3p^4$	10.360	23.33	34.83	+2.077
17 Cl $[\text{Ne}]3s^2 3p^5$	12.966	23.80	39.65	+3.617
18 Ar $[\text{Ne}]3s^2 3p^6$	15.76	27.62	40.71	-1.0
19 K $[\text{Ar}]4s^1$	4.340	31.62	45.71	+0.502
20 Ca $[\text{Ar}]4s^2$	6.111	11.87	50.89	+0.02

***Electron Affinity (EA):** is defined as the amount of energy *released* when an electron is attached to a neutral atom in the gaseous state to form a negative ion.. The gaining of an electron is an *exothermic* process (releasing energy).

***الالفة الالكترونية (EA):** وهي الطاقة المتحررة عند ارتباط الكترولون بذرة متعادلة وهي بحالتها الغازية لتكوين ايون سالب. ان الحصول على او اضافة الكترولون هي عملية باعثة للحرارة (exothermic process)، اي تتحرر الطاقة.



*ان الطاقة المتحررة عند اضافة الكترولون الى ذرة متعادلة، هو مقياس لقوة ارتباط هذا الالكترولون بالذرة. فكلما كانت الطاقة المتحررة كبيرة، هذا يعني ان الالكترولون المضاف يرتبط بقوة كبيرة، وبما ان نصف القطر الذري يقل في دوره فهذا يعني ان الالكترولون المضاف سيكون اقرب الى النواة (اي سيرتبط بقوة) كلما انتقلنا في الدورة من اليسار الى اليمين، ولذلك تزداد الالفة الالكترونية في الدورة من اليسار الى اليمين وتقل في الزمرة من الاعلى للأسفل.

*الالفة الالكترونية تزداد في الدورة الواحدة (من اليسار الى اليمين) وتقل في الزمرة الواحدة (من الاعلى للأسفل).

*ملاحظة: الالفة الالكترونية للفلزات واطئة ولغير الفلزات عالية.

*ملاحظة: الهالوجينات (زمرة 17) لها الافة الكترولونية عالية، وذلك لرغبتها القوية لأكتساب الكترولون لأشباع غلافها الخارجي (اي حتى يمتلئ بثمانية الكترولونات) ويصبح اكثر استقرارا.

*الجدول التالي يبين قيم الالفة الالكترونية للعناصر الممثلة بوحدة الكيلو جول/مول.

H							He
72							-48
Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
60	≤ 0	27	122	-8	141	328	-116
					-780		
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
53	≤ 0	43	134	72	200	349	-96
					-492		
K	Ca	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
48	2	29	116	78	195	325	-96
Rb	Sr	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
47	5	29	116	103	190	295	-77

***Electronegativity**;- Pauling defined electronegativity as the power of an atom in a molecule to attract a shared pair of electrons (or electron density) to itself.

*السالبية الكهربائية: باولنك عرف السالبية الكهربائية بأنها قدرة ذرة في جزيئة على جذب زوج من الالكترونات المشاركة (او الكثافة الالكترونية) اليها.

*Other definition; تعريف اخر للسالبية الكهربائية

** **Electronegativity** is a measure of an atom's ability to attract electrons from a neighboring atom to which it is bonded.

** **السالبية الكهربائية** هي مقياس لقدرة ذرة في جزيئة على جذب الالكترونات من ذرة مجاورة مرتبطة بها.

*ملاحظة: كل الخصائص الدورية هي خاصة بالذرات ما عدى السالبية فهي خاصة بالجزيئات.

ملاحظة: كلما كانت قيمة الشحنة المؤثرة للنواة (Z^) عالية، لذرة ضمن جزيئة كلما اظهرت هذه الذرة رغبة في جذب الالكترونات نحوها. وعليه فأن السالبية الكهربائية تزداد في الدورة الواحدة (من اليسار الى اليمين) وتقل في الزمرة (من الاعلى للاسفل).

*الجدول ادناه يبين قيم السالبية الكهربائية لمجموعة من العناصر الممثلة.

H			
2.1			
C	N	O	F
2.5	3.0	3.5	4.0
Si	P	S	Cl
1.8	2.1	2.5	3.0
Ge	As	Se	Br
1.8	2.0	2.4	2.8

*ملاحظة: في معظم الحالات قد تعطي الطرائق المعتمدة في احتساب السالبية الكهربائية (رغم اختلافها) قيم متشابهة، ما عدا قيم العناصر الانتقالية. الجدول التالي (للاطلاع) يبين اسماء العلماء والطرائق التي اعتمدها في حساب السالبية الكهربائية.

Electronegativity Scales

Principal Authors	Method of Calculation or Description
Pauling	Bond energies
Mulliken	Average of electron affinity and ionization energy
Allred & Rochow	Electrostatic attraction proportional to Z^*/r^2
Sanderson	Electron densities of atoms
Pearson	Average of electron affinity and ionization energy
Allen	Average energy of valence shell electrons, configuration energies
Jaffé	Orbital electronegativities