



Chem Bilal A. Al-Rifaii

الكيميائي بلال عبد الوهب الرفاعي

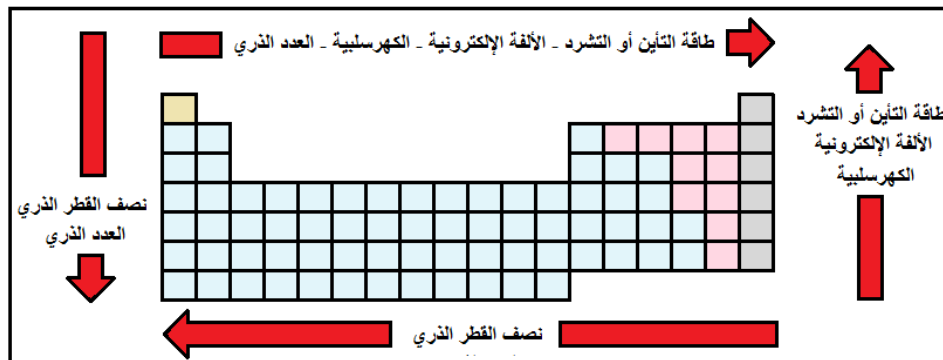
مدرب التقنيات الصباغية في الاتحاد العربي للصناعات النسيجية وغرفتي صناعة دمشق وحلب  
دمشق: هاتف: 011 3440538 ، حلب: 021 2262139 ، جوال: 0944 584316 ، b.rifatex@hotmail.com

### جدول التصنيف الدوري للعناصر

1A																	VIIIA		
1 H هيدروجين 1																	2 He هيليوم /		
3 Li ليثيوم 1	4 Be بيريليوم 2													5 B بور 3	6 C كربون ±4,2	7 N نتروجين ±3,5,4,2	8 O أكسجين ±3,5,4,2	9 F فلور -1	10 Ne نيون /
11 Na صوديوم 1	12 Mg مغنيزيوم 2													13 Al ألومنيوم 3	14 Si سيليسيوم 4	15 P فوسفور ±3,5,4	16 S كبريت ±2,4,6	17 Cl كلور 1,3,5,7	18 Ar أرغون /
19 K بوتاسيوم 1	20 Ca كالسيوم 2	21 Sc سكاتديوم 3	22 Ti تيتانيوم 3,4	23 V فانديوم 5,4,3,2	24 Cr كروم 6,3,2	25 Mn منغنيز 7,6,4,2,3	26 Fe حديد 2,3	27 Co كوبالت 2,3	28 Ni نيكل 2,3	29 Cu نحاس 2,1	30 Zn زنك 2	31 Ga غاليوم 3	32 Ge جرمانيوم 4	33 As زرنيخ ±3,5	34 Se سيلينيوم -1,4,6	35 Br بروم ±1,5	36 Kr كربتون /		
37 Rb ربيديوم 1	38 Sr سترونسيوم 2	39 Y ايتريوم 3	40 Zr زيركونيوم 4	41 Nb نيوبيوم 5,3	42 Mo موليبديوم 6,5,4,3,2	43 Tc تكنيتيوم 7	44 Ru روثينيوم 2,3,4,6,8	45 Rh رايديوم 2,3,4	46 Pd بالاديوم 2,4	47 Ag فضة 1	48 Cd كادميوم 2	49 In انديوم 3	50 Sn قصدير 4,2	51 Sb انتيموان ±3,5	52 Te تيلوريوم -2,4,6	53 I يود ±1,5,7	54 Xe كزينون /		
55 Cs سيزيم 1	56 Ba باريوم 2	57 La* لانثانوم 3	72 Hf هافنيوم 4	73 Ta تانتاليوم 5	74 W تنغستين 6,5,4,3,2	75 Re رينيوم 7,6,4,2,1	76 Os اوسميوم 2,3,4,6,8	77 Ir ايريديوم 2,3,4,6	78 Pt بلاتين 2,4	79 Au ذهب 3,1	80 Hg زئبق 2,1	81 Tl تاليوم 3,1	82 Pb رصاص 4,2	83 Bi بزموت 3,5	84 Po بولونيوم 2,4	85 At استاتين ±1,3,5,7	86 Rn رادون /		
87 Fr فرانسيوم 1	88 Ra راديوم 2	89 Ac** اكتينيوم 3	104 Rf رذرفورديوم 4	105 Db دوبنيوم 5															

### جدول التصنيف الدوري للعناصر

العدد الذري  
الوزن الذري  
الرمز  
العنصر  
أرقام التكافؤ



## الألفة الإلكترونية Electron affinity

**تعريف:** الألفة الإلكترونية هي كمية الطاقة الممتصة عند إضافة إلكترون لذرة غازية متعادلة لتكوين أيون غازي بشحنة مقدارها (-1)، وتصبح شحنتها سالبة عند انطلاق الطاقة. فهي بالتالي فرق الطاقة بين الحالة الأساسية لذرة (متعادلة) أو جزيء (متعادل) والحالة الأساسية للأيون السالب، أي هي كمية الطاقة اللازمة لتحريرها/أو الحصول عليها لذرة، أو جزيء لاكتساب إلكترون.

**وحدة الألفة:** وحدة الألفة للإلكترونات هي وحدة طاقة وتحتسب بالإلكترون فولت المناسبة لصغر الذرات. وتعتبر عن مقياس قوة ذرة متعادلة أو جزيء متعادل لجذب إلكترون إضافي. وبالعكس: أي فصل إلكترون من ذرة متعادلة أو جزيء (التأين) والطاقة اللازمة لذلك تسمى طاقة تأين. لذا تتغير قيمتها في الجدول الدوري للعناصر.

ولمعظم العناصر ألفة إلكترونية سالبة، والكلور أكثرها ألفة إذ يقوم بهجوم على الإلكترونات ويقتنصها، وتبلغ ألفته الإلكترونية (-3.62) إلكترون فولت، بينما الرادون أضعفها (انظر الجدول الدوري المرفق وبه قيم الألفة الإلكترونية).

ورغم أن الألفة الإلكترونية تتغير بطريقة عشوائية خلال الجدول الدوري، يلاحظ بعض الاتجاهات لها. فبصفة عامة، اللامعادن لها ألفة إلكترونية أكبر من المعادن. كما أن الغازات النبيلة تعتبر استثناء: ولها ألفة إلكترونية موجبة.

**الألفة الإلكترونية للعناصر:** يعرض الجدول التالي الألفة الإلكترونية للعناصر بقيم إلكترون فولت والكيلوجول/مول لكل ذرة.

جدول الألفة الإلكترونية																		الفصيلة الدور
1A	2A	3b	4b	5b	6b	7b	3b	3b	2b	3A	4A	5A	6A	7A	8A			
H															He	1		
-73															21	kJ/mol		
-0.76															+0.22	eV		
Li	Be									B	C	N	O	F	Ne	2		
-60	19									-27	-122	7	-141	-328	29	mol/kJ		
-0.62	+0.020									-0.28	-1.26	+0.07	-1.46	-3.40	+0.30	eV		
Na	Mg									Al	Si	P	S	Cl	Ar	3		
-53	19									-43	-134	-72	-200	-349	35	kJ/mol		
-0.55	+0.20									0.45	1.39	0.75	2.07	-3.62	+0.36	eV		
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr	4
-48	10	-18	-8	-51	-64		-16	-64	-112	-118	47	-29	-116	-78	-195	-325	39	kJ/mol
-0.50	+0.10	-0.19	-0.08	-0.53	-0.66		-0.17	-0.66	-1.16	-1.22	+0.49	-0.30	-1.20	-0.81	-2.02	-3.37	+0.40	eV
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe	5
-47		-30	-41	-86	-72	-53	-101	-110	-54	-126	32	-29	-116	-103	-190	-295	41	kJ/mol
-0.49	+0.05	-0.31	-0.43	-0.89	-0.75	-0.55	-1.05	-1.14	-0.56	-1.31	+0.33	-0.30	-1.20	-1.07	-1.97	-3.06	+0.43	eV
Cs	Ba	Lu	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn	6
-45				-31	-79	-14	-106	-151	-205	-223	61	-20	-35	-91	-183	-270	41	kJ/mol
-0.47	+0.15	-0.34		-0.32	-0.82	-0.15	-1.10	-1.05	-2.13	-2.31	+0.63	-0.21	-0.36	-0.94	-1.90	-2.80	+0.43	eV
Fr	Ra	Lr	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Uub	Uut	Uuq	Uup	Uuh	Uus	Uuo	7
-44																		kJ/mol
-0.46																		eV

### اتجاهات الألفة الإلكترونية:

1- تتأثر الألفة الإلكترونية بنظرية الثمانيات. تميل المجموعة السابعة عشر (الفلور، الكلور، البروم، اليود، الأستاتين) لاكتساب إلكترون وتكون أيونات بشحنة سالبة واحدة. بينما تمتلك الغازات النبيلة في المجموعة الثامنة عشر ثمان إلكترونات في مدارها الأخير، وتتطلب إضافة إلكترون إضافي كمية كبيرة من الطاقة.

2- تبدأ المجموعة الثانية بالبيريليوم، وتبدأ المجموعة الثانية عشر بالزنك، ولهما أيضا ميل إلكتروني موجب لأنها تمتلك مدارات فرعية s أو d ممتلئة.

3- لعناصر المجموعة الخامسة عشر ميل إلكتروني ضعيف كما أن النيوتروجين موجب. بسبب حدوث ثبات نسبي بامتلاء المستويات نصفياً.

4- تزيد الألفة الإلكترونية خلال الصف في الجدول الدوري (إذ يتناقص نصف القطر بسبب زيادة الجذب الناتج من النواة، وزيادة الإلكترونات في المدار الأخير، مما يساعد النواة على الوصول لأقصى درجة ثبات) ويقل بالاتجاه لأسفل (بسبب زيادة نصف القطر وزيادة عدد الإلكترونات) مما يقلل ثبات الذرة، حيث يدفع كل منهما الآخر.

5- لا تقتصر الألفة الإلكترونية على العناصر فقط وإنما تمتد أيضاً للجزيئات. فمثلاً الميل الإلكتروني للبنزين موجب، وللنفثالين قيمته تقترب من الصفر وللأنتراسين موجب. وأوضحت تجارب المحاكاة التي أجريت على الحاسوب أن الألفة الإلكترونية للهيكسا سيانو بنزين تتفوق على الخاصة بالفلور.

**تحويل وحدة إلكترون فولت:** للحصول على الألفة الإلكترونية لذرة واحدة يجب تحويل وحدة كيلوجول/مول، وذلك بمعرفة عدد الذرات في 1 مول  $= (10^{23} \times 6.22)$ ، نقوم إذا بقسمة كيلوجول/مول على  $(10^{23} \times 6.22)$  فنحصل على كيلوجول/ذرة. ونظراً لأن:  $1,602 \cdot 101 \text{ eV} = 1 \text{ kJ}^{2-}$ ، يكون معامل التحويل:

معامل التحويل:  $0,0103657 \text{ eV} \cdot \text{mol} / \text{kJ}$

### الكهرسلبية

### Electronegativity

**تعريف:** الكهربائية السالبة أو الكهرسلبية مقياس لمقدرة الذرة أو الجزيء على جذب الإلكترونات في الروابط الكيميائية. وتعتمد نوعية الرابطة المتكونة اعتماداً كبيراً على الفروق ما بين قيم كهرسلبية الذرات الداخلة في تفاعل ما لتشكيل مركب ما، وتقوم الذرات المتشابهة في الكهربائية السالبة " بسرقة " الإلكترونات من بعضها البعض والذي يرجع لما يسمى (مشاركة) وتكون رابطة مشتركة. ولكن لو كان هذا الفرق كبير سينتقل الإلكترون إلى أحد الذرات وتتكون رابطة أيونية. إضافة إلى ذلك في حالة أن أحد الذرات تقوم بسحب الإلكترونات بقوة أكبر قليلاً من الأخرى فإنه تتكون رابطة مشتركة قطبية. ويتم استخدام مقياسين مشهورين للكهرسلبية، مقياس باولنج، ومقياس مولكين. كما يوجد اقتراح آخر يسمى مقياس ألفريد- روشو.

**مقياس باولنج:** تم اقتراح مقياس باولنج من قبل العالم لينوس باولنج عام 1932. ويكون في هذا المقياس عنصر الفلور هو الأعلى كهرسلبية حيث تبلغ 3.98، بينما أقل العناصر سالبية كهربية هو الفرانسيوم وله قيمة تبلغ 0.7، والعناصر الباقية تتراوح قيمها بين هاتين القيمتين. ويكون الهيدروجين له قيمة سالبية كهربية تساوي 2.1 أو 2.2. وكقاعدة عامة يحدد نوع الرابطة بحسب الجدول التالي:

نوع الرابطة	أيونية	مشتركة قطبية	مشتركة غير قطبية	مشتركة صافية
فرق الكهرسلبية	أكبر أو يساوي (1.7)	1.7-0.4	أصغر من (0.4)	يساوي (0)

**مقياس مولكين:** تم اقتراح هذا المقياس من قبل روبرت مولكين عام 1934، ويتم احتساب القيم وفقها بالأخذ بمتوسط كمون التشرّد والألفة الإلكترونية، وعلى هذا يتم التعبير عن الكهرسلبية مباشرة بوحدات الطاقة، وعادة ما تكون بالإلكترون فولت كونها وحدة صغيرة تناسب التعامل مع الذرات.

**اتجاه تغير قيم الكهرسلبية:** لكل عنصر كيميائي كهرسلبية مميزة تتراوح بين (0-4) على مقياس باولنج. ويحتل الفلور القيمة الأعلى كهرسلبية والفرانسيوم القيمة الأخفض. وتتغير قيم الكهرسلبية على الشكل:  
في المجموعة: كلما اتجهنا من أعلى إلى أسفل قلت الكهرسلبية وزاد الحجم الذري؛ لذلك تتنافر الكترونات مستوى الطاقة الأخير لضعف النواة على جذبها نحوها. وعلى هذا فإن أكثر العناصر كهرسلبية هي العناصر الموجودة في أعلى الجدول، وأقلها كهرسلبية أسفل الجدول.

في الدور: كلما اتجهنا من اليسار إلى اليمين زادت الكهرسلبية وقل الحجم الذري؛ لذلك تقدر النواة على جذب الكترونات غلاف التكافؤ نحوها. وعلى هذا فان أكثر العناصر سالبية كهربية هي العناصر الموجودة في يمين الجدول، وأقلها كهرسلبية أيسر الجدول.

الجدول الدوري وقيم الكهرسلبية بمقياس باولنج																			
→																			
	1A	2A	3b	4b	5b	6b	7b	3b	3b	2b	3A	4A	5A	6A	7A	8A	الفصيلة الدور		
	<b>H</b>															<b>He</b>	<b>1</b>		
	2.20																<b>eV</b>		
	<b>Li</b>	<b>Be</b>									<b>B</b>	<b>C</b>	<b>N</b>	<b>O</b>	<b>F</b>	<b>Ne</b>	<b>2</b>		
	0.98	1.57									2.04	2.55	3.04	3.44	3.98		<b>eV</b>		
	<b>Na</b>	<b>Mg</b>									<b>Al</b>	<b>Si</b>	<b>P</b>	<b>S</b>	<b>Cl</b>	<b>Ar</b>	<b>3</b>		
	0.93	1.31									1.61	1.90	2.19	2.58	3.16		<b>eV</b>		
	<b>K</b>	<b>Ca</b>	<b>Sc</b>	<b>Ti</b>	<b>V</b>	<b>Cr</b>	<b>Mn</b>	<b>Fe</b>	<b>Co</b>	<b>Ni</b>	<b>Cu</b>	<b>Zn</b>	<b>Ga</b>	<b>Ge</b>	<b>As</b>	<b>Se</b>	<b>Br</b>	<b>Kr</b>	<b>4</b>
	0.82	1.00	1.36	1.54	1.63	1.66	1.55	1.83	1.88	1.91	1.90	1.65	1.81	2.01	2.18	2.55	2.96	3.00	<b>eV</b>
	<b>Rb</b>	<b>Sr</b>	<b>Y</b>	<b>Zr</b>	<b>Nb</b>	<b>Mo</b>	<b>Tc</b>	<b>Ru</b>	<b>Rh</b>	<b>Pd</b>	<b>Ag</b>	<b>Cd</b>	<b>In</b>	<b>Sn</b>	<b>Sb</b>	<b>Te</b>	<b>I</b>	<b>Xe</b>	<b>5</b>
	0.82	0.95	1.22	1.33	1.60	2.16	1.90	2.20	2.28	2.20	1.93	1.69	1.78	1.96	2.05	2.1	2.66	2.6	<b>eV</b>
	<b>Cs</b>	<b>Ba</b>	<b>Lu</b>	<b>Hf</b>	<b>Ta</b>	<b>W</b>	<b>Re</b>	<b>Os</b>	<b>Ir</b>	<b>Pt</b>	<b>Au</b>	<b>Hg</b>	<b>Tl</b>	<b>Pb</b>	<b>Bi</b>	<b>Po</b>	<b>At</b>	<b>Rn</b>	<b>6</b>
	0.79	0.89	1.27	1.30	1.50	2.36	1.90	2.20	2.20	2.28	2.54	2.00	1.62	2.33	2.02	2.00	2.20		<b>eV</b>
	<b>Fr</b>	<b>Ra</b>	<b>Lr</b>	<b>Rf</b>	<b>Db</b>	<b>Sg</b>	<b>Bh</b>	<b>Hs</b>	<b>Mt</b>	<b>Ds</b>	<b>Rg</b>	<b>Uub</b>	<b>Uut</b>	<b>Uuq</b>	<b>Uup</b>	<b>Uuh</b>	<b>Uus</b>	<b>Uuo</b>	<b>7</b>
	0.70	0.90																	<b>eV</b>

### طاقة التشرذ أو التأين

### Ionization Energy IE

**تعريف:** طاقة تأين ذرة هي الطاقة اللازمة لنزع إلكترون منها. وطاقة التأين ذات أهمية كبيرة في الكيمياء الفيزيائية كونها مقياس لقوة ترابط الإلكترون بالذرة. فإذا كان الترابط بين الإلكترون ونواة الذرة كبيراً زادت الطاقة التي يجب أن نمد بها الإلكترون لمغادرة الذرة والانفصال عنها.

ويمكننا القول أن طاقة التأين هي الطاقة اللازمة لنزع إلكترون واحد من ذرة عنصر لتصبح أيوناً. وتدلنا قيمة هذه الطاقة على صعوبة نزع الإلكترون من الذرة، فكلما كانت كبيرة كان تأين العنصر صعباً. وغالباً ما يحدث النزع على عدة مراحل متتالية وتسمى الطاقة لنزع الإلكترون الأول "طاقة التأين الأولى"، وعندما ننزع إلكترونات ثانياً من الذرة فيلزم لذلك "طاقة التأين الثانية"، وهكذا بالنسبة إلى الإلكترونات التالية لها. وغالباً ما تحدث هذه العملية بتسليط أشعة ضوئية ذات تردد معين على العنصر في حالته الغازية فيمتصها الإلكترون ويُنزع من الذرة. وتختلف ترددات الضوء اللازمة لانتزاع إلكترون من ذرة العنصر باختلاف العنصر. فطاقة التأين تعتمد أولاً على نوع العنصر، كما تعتمد على: هل هو الإلكترون الأول أم الإلكترون الثاني أم الثالث؟ ومن الطبيعي أنه كلما كان حجم العنصر صغيراً كانت جاذبية النواة للإلكترون الخارجي قوية ويصعب بذلك نزعها. ولهذا السبب نجد أن طاقة التأين تزداد للعناصر من اليسار إلى اليمين في الدورة الواحدة في الجدول الدوري وتتناقص من أعلى إلى أسفل في المجموعة.

**القيم والاتجاهات:** تزداد طاقة التأين عموماً في الدور من اليسار إلى اليمين بسبب ازدياد العدد الذري وبالتالي ازدياد الشحنة النووية الفعالة (الشحنة النووية الفعالة = شحنة النواة - معامل الحجب). وازدياد عدد البروتونات في النواة مما يؤدي لازدياد جذب الإلكترونات في الذرة ومن ضمنها السويات الخارجية. لذلك تزداد الطاقة اللازمة لنزع إلكترون من الذرة، وبالتالي تزداد طاقة التأين. كما تتناسب طاقة التأين عكساً مع نصف القطر الذري، فكلما ازداد نصف القطر الذري زاد بُعد إلكترونات السويات الخارجية عن النواة وقل جذب النواة لها، فيسهل نزعها من الذرة وبالتالي تتناقص طاقة التأين. وعندما نقوم بنزع الإلكترون الخارجي الأول من الذرة، ونبدأ في نزع الإلكترون الذي يليه من مداره الذري نجد زيادة كبيرة في طاقة التأين. هذا لأنه بعد انتزاع الإلكترون الأول وانتقالنا لنزع الإلكترون الثاني يكون الإلكترون الثاني أقرب

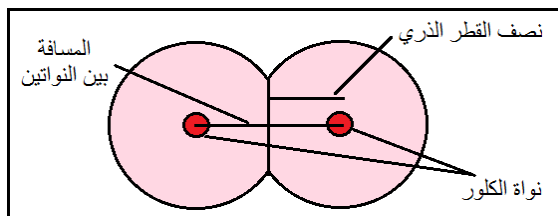
للنواة، فتزداد الطاقة اللازمة لانتزاعه. تكون الإلكترونات الموجودة في مدارات قريبة من النواة مرتبطة بها بقوة جذب كهروستاتيكية أكبر، وعلى هذا تتطلب طاقة أكبر لانتزاعها. ويبين الجدول التالي بعض قيم طاقة التأين في الجدول الدوري :

بعض قيم طاقة التأين في الجدول الدوري: (كيلو جول/مول)

→							
1A	2A	3A	4A	5A	6A	7A	8A
H							He
1312							2372
Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
520	899	801	1086	1402	1314	1681	2081
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
496	739	576	786	1012	1000	1251	1521
K	Ca	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
519	590	579	762	947	941	1140	1351
Rb	Sr	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
403	549	558	709	834	869	1008	1170
Cs	Ba	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
376	503	589	716	703	812	926	1037

نلاحظ قفزات كبيرة في طاقة التأين المولية عند تجاوز بنية غاز خامل، وعلى سبيل المثال نرى أن الطائفتين الأولتين لتأين (1) مول من المغنيزيوم (نزع إلكترونين من المدار s3) تكونان أقل بكثير من الطاقة اللازمة لانتزاع إلكترون ثالث (من المدار p2) الذي له بنية النيون في بنية  $Mg^{++}$ .  
التغير الدوري لطاقة تأين عناصر دور واحد: يبدأ كل دور بقيمة صغيرة عند أحد العناصر القلوية وتتزايد حتى تصل إلى أقصى قيمة عند الوصول للغاز الخامل.

### نصف القطر الذري Atomic radius



**تعريف:** هو عبارة عن نصف المسافة بين نواتين لعنصر باعتبار أن ذرته دائرية تماماً، ويستخدم لوصف حجم الذرة. ويقاس بوحدة البيكو متر أو الأنغستروم.  
كما يطلق نصف القطر المشترك على نصف القطر الذري (عندما تكون الروابط مشتركة)، ونصف القطر المعدني في حالة العناصر المعدنية، ويُعرّف عملياً نصف القطر الذري على أنه نصف مسافة التوازن بين ذرتين متجاورتين، (واللتان ترتبطان معا برابطة مشتركة، أو يتواجدا بقرب بعضهما البعض في حالة الشبكة البلورية لأي عنصر.  
ويكون نصف القطر المشترك نصف المسافة بين نواتي نفس الذرات المترابطة مع بعضها البعض. ويكون نصف القطر المشترك للعناصر التي لا ترتبط ذراتها مع بعضها البعض يمكن تقديرها بالربط بينها وبين نصف القطر في جزيئات أخرى، ويمكننا اعتبار نصف القطر الفلزي على أنه نصف المسافة بين أقرب ذرتين متجاورتين في الشكل البلوري.  
ويزيد نصف القطر الذري في الجدول الدوري بإضافة مدارات إلكترونات، ويتراجع من اليمين إلى اليسار بزيادة شحنة النواة (أو عدد البروتونات).

ونرى في الجدول التالي بعض قيم أنصاف الأقطار الذرية لبعض عناصر الجدول الدوري مقدره بالأنغستروم أو البيكو متر:

تغير قيم نصف القطر الذري في الجدول الدوري: (أنغستروم أو بيكو متر)

	1A	2A	3A	4A	5A	6A	7A	8A
H								He
37								31
Li	Be	B	C	N	O	F	Ne	
152	112	85	77	75	73	72	71	
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar	
186	160	143	118	110	103	100	98	
K	Ca	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr	
227	197	135	122	120	119	114	112	
Rb	Sr	In	Sn	Sb	Te	I	Xe	
248	215	167	140	140	142	133	131	
Cs	Ba	Ti	Pb	Bi	Po	At	Rn	
265	222	170	146	150	168	140	140	

### أنواع الروابط

- 1- الرابطة الأيونية: هي تجاذب كهربائي بين أيون موجب وأيون سالب كما هي حال: (NaCl).
- 2- الرابطة المشتركة: هي القوة الرابطة بين ذرتين لاشتراكهما بزواج إلكتروني واحد أو أكثر، كما هي حال (N<sub>2</sub>, O<sub>2</sub>).
- 3- الرابطة المشتركة القطبية: تنشأ القطبية بين ذرتين مختلفتي الكهرسلبية، فينجذب الزوج الإلكتروني المشترك نحو الذرة الأكثر كهرسلبية، كما هي حال (HF).
- 4- الرابطة التساندية: تنشأ بين ذرتين تقدم إحداها زوجاً إلكترونياً يستند لمدارٍ فارغٍ لذرةٍ أخرى تحتاج لزواج إلكتروني وصولاً للتركيب الإلكتروني المستقر، كما هي حال أيونات الهيدرونيوم (H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>).
- 5- الرابطة المعدنية: تتشكل بين ذرتين معدنيتين أو أكثر، وهي رابطة إلكترونية يكونها زوج إلكتروني مشترك غير ثابت يتكون أنياً بين ذرتين معدنيتين لكن سرعان ما يبتعد مكونه ليكون كل منهما زوجاً إلكترونياً مشتركاً مع إلكترون من ذرةٍ مجاورة، وهكذا يمكننا اعتبار المعدن شبكة من الأيونات الموجبة المغمورة في بحرٍ من الإلكترونات الحرة.
- 6- الرابطة الهيدروجينية: تتشكل عندما تقع ذرة الهيدروجين بين ذرتين شديدي الكهرسلبية، مثل (N, O, F)، وتكون مرتبطة مع إحدى الذرتين برابطة مشتركة قطبية، وترتبط مع الذرة الأخرى برابطة هيدروجينية.
- 7- قوة فاندرفالس: هي قوى تؤثر بين الجزيئات والذرات دون أن يحدث انتقال للإلكترونات بين الذرات، وهي ذات طبيعة كهربائية، فهي محصلة التجاذب الكهربائي القائم ما بين نواة جزيء ما وإلكترونات جزيء آخر، والتدافع الكهربائي القائم ما بين نواتي هذين الجزيئين وكذلك ما بين إلكتروناتهما، وتكون محصلة قوة جذب محدودة لا يظهر تأثيرها إلا عندما تكون الجزيئات قريبة من بعضها بعضاً.