

الجدول الدوري والخواص الدورية للعناصر

The Periodic table and periodic properties

1-المحاولات الأولية للتصنيف First Classifications of elements

يبلغ مجموع العناصر التي اكتشفت في الطبيعة والتي تم اصطناعها حتى اليوم أكثر من مائة وثمان عشرة عنصر، ابتداء بالهيدروجين H وانتهاء أونونوكتيوم Uuo، وتشكل هذه العناصر على اختلاف خواصها الفيزيائية والكيميائية وحدات البناء الأساسية لكافة المركبات الكيميائية المتميزة بتجانسها وثبات تركيبها. ولكي تسهل دراسة العناصر والمقارنة بين خواصها المتعددة ومعرفة مركباتها كان لا بد من تصنيفها في فصائل أو مجموعات تحتوي الواحدة منها على العناصر المتشابهة في خواصها.

لقد قامت في الكيمياء محاولات عدة لتصنيف العناصر الكيميائية أعمدة وأدوار وكان من أبرزها أعمال لافوازييه وبرزيليوس ودوبراينر، ونيولندز، وماير. ثم انتهت هذه المحاولات باكتشاف الجدول الدوري على يد مندلييف في عام 1869. الذي لاحظ وجود الدورية في الخواص الكيميائية للعناصر المرتبة بحسب تزايد أوزانها الذرية:

تزايد الوزن الذري → H He Li Be B C N O F Ne Na Mg وتصبح هذه الدورية أكثر وضوحاً بترتيب العناصر المتشابهة الخواص في أعمدة، ويسمى الخط الأفقي في هذا الترتيب الدور:

العمود

H الدور

He

Li

Be

B

C

N

O

F

Ne

Na

Mg

وقد دعي جدول العناصر الذي يضم هذا التصنيف الجدول الدوري. وعلى هذا، فالجدول الدوري ليس مجرد صورة مبسطة ومصنفة للعناصر بحسب خواصها فقط، بل هو تعبير عن قانون طبيعي ذي قيمة أساسية.

وقد نص القانون الدوري الذي وضعه مندلييف على أن خواص العناصر تابع دوري لأوزانها الذرية؛ ثم تبين فيما بعد أن خواص العناصر تتغير بشكل دوري بحسب العدد الذري؛ لذا، فقد صيغ القانون الدوري على الشكل التالي:

"إن خواص العناصر تابع دوري لأعدادها الذرية".

قسم مندلييف الجدول الدوري إلى اثني عشر صفاً، وثمانية مجموعات، وضع في الأخيرة العناصر المتشابهة في الخواص، على الرغم من ترك بعض الفراغات في أعمدة المجموعات التي تنبأ بملئها بعناصر لم يتم اكتشافها في ذلك الحين كما في الجدول التالي:

الرموز (الأرقام الظاهرة) الأوزان الذرية

	Group I	Group II	Group III	Group IV	Group V	Group VI	Group VII	Group VIII
1	H 1	-	-	-	-	-	-	
2	Li 7	Be 9.4	B 11	C 12	N 14	O 16	F 19	
3	Na 23	Mg 24	Al 27.3	Si 28	P 31	S 32	Cl 35.5	
4	K 39	Ca 40	- 44	Ti 48	V 51	Cr 52	Mn 55	Fe 56, Co 59 Ni 59, Cu 63
5	(Cu 63)	Zn 65	- 68	- 72	As 75	Se 78	Br 80	
6	Rb 85	Sr 87	Yt 88	Zr 90	Nb 94	Mo 96	- 100	Ru 104, Rh 104 Pd 105, Ag 100
7	(Ag 108)	Cd 112	In 113	Sn 118	Sb 122	Te 128	I 127	

8	Cs 133	Ba 137	Di 138	Ce 140	-	-	-	-- --
9	-	-	-	-	-	-	-	
10	-	-	Er 178	La 180	T 182	W 184	-	Os 195, Ir 517 Pt 198, Au199
11	(Au 199)	Hg 200	Tl 204	Pb 207	Bi 208	-		
12	-	-	-	Th 231	-	U 240	-	-- --

فوائد جدول مندلييف:

1- إمكانية التنبؤ بصفات عناصر مفقودة؛ لأن العناصر في عمود ما (مجموعة) يجب أن يكون لها صفات متشابهة، مثل عنصر الجرمانيوم الواقع تحت السيليكون، وفوق القصدير في المجموعة الرابعة الذي أسماه مندلييف إكاسيليكون؛ أي شبيه السيليكون، فقد ظهر مكان خال في هذا الموقع من الجدول، وتنبأ مندلييف أن صفاته يجب أن تكون متوسطة بين صفات السيليكون والقصدير، وقد اكتشف 1886م.

2- ترتيب العناصر بحسب الأوزان الذرية وبناء على الخواص الفيزيائية والكيميائية المتشابهة لعناصر المجموعة الواحدة. وعلى الرغم من اكتشاف مندلييف للقانون الدوري، فإن طبيعة الدورية وسببها العميق بقيا غامضين إلى حين اكتشاف بنية الذرات.

وفي عام 1912 قام العالم موربي بدراسة أطياف الأشعة السينية للعناصر المختلفة، فوجد أن العناصر تتالي في الجدول الدوري تبعاً لزيادة أعدادها الذرية، وليس أوزانها الذرية، ويقصد بالعدد الذري لعنصر ما عدد البروتونات الموجودة في نواة هذا العنصر، وهو يساوي عدد الإلكترونات الموجودة في ذرته المعتدلة كهربائياً. وهكذا تتالت اكتشافات العناصر، وعدل جدول مندلييف ليصبح حاوياً على جميع العناصر المعروفة اليوم، والبالغ عددها مائة وخمسة عناصر، تتالي فيه وفق أعدادها الذرية المتزايدة.



جامعة
المنارة
MANARA UNIVERSITY

2-الجدول الدوري الحديث The Modern Periodic table

لقد تم الحصول على الترتيب الصحيح للعناصر عند وضعها في الجدول الدوري بموجب تزايد العدد الذري بدلا من تزايد الوزن الذري بحسب مندليف، وهذا يقودنا إلى النص الحديث للقانون الدوري:

عند ترتيب العناصر بحسب ازدياد العدد الذري يحصل نتيجة ذلك تكرار دوري للصفات الفيزيائية والكيميائية.

جدول مندليف الحديث يتألف من سبع أدوار , يبدأ كل دور (عدا الدور الأول) بعنصر قلوي وينتهي (عدا الدور السابع) بعنصر حامل.

فالدور الأول قصير جدا ويشمل عنصرين الهيدروجين والهيليوم فقط.

وأما الدوران الثاني والثالث فهما دوران قصيران يشمل كل منهما على ثمانية عناصر.

والدور الرابع والخامس هما دوران طويلان يحوي كل منهما ثمانية عشر عنصرا.

ويحوي الدور السادس اثنين وثلاثين عنصرا، ويمتاز عن الدور الرابع والخامس باحتوائه على زمرة اللانثانيوم La، المؤلفة من أربعة عشر عنصرا والتي يفرد لها مكان خاص في أسفل الجدول.

وأما الدور السابع والأخير فيشمل على ثمان عشر عنصرا، وتشكل أربعة عشرة منها زمرة الأكتينيوم Ac التي تتوضع تحت زمرة اللانثانيوم

Group →	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
↓ Period																		
1	1 H																	2 He
2	3 Li	4 Be											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne
3	11 Na	12 Mg											13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar
4	19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr
5	37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe
6	55 Cs	56 Ba		72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn
7	87 Fr	88 Ra		104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Ds	111 Rg	112 Cn	113 Uut	114 Uuq	115 Uup	116 Uuh	117 Uus	118 Uuo
Lanthanides	57 La	58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu			
Actinides	89 Ac	90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Lr			

وتحتوي المجموعات العناصر المتشابهة بالخواص:

1- تسمى المجموعات من (IA) حتى (VIII A) المجموعات الرئيسية؛ لأن ملء الإلكترونات الأخيرة يتم في المدارات s و p لعناصر هذه المجموعة.

2- تسمى المجموعات من (BI) حتى (VIIB) ، والمجموعة (VIIB) بالمجموعات الانتقالية ؛ لأن ملء الإلكترونات الأخيرة يتم في المدارات d لعناصر هذه المجموعات.

ويوجد بعض أوجه الشبه بين صفات عناصر المجموعات A وB، إلا أن ذلك في الأغلب ما يكون ضعيفاً، كما وتتميز المجموعات بأسماء معينة:

1- يطلق على عناصر المجموعة (IA) المعادن (فلزات) القلوية؛ لأن بعض مركباتها كاوية.

2- يطلق على عناصر المجموعة (IIA) معادن القلوية الترابية؛ لأنها توجد في الخامات المعدنية، كما أن بعض مركباتها كاوية أيضاً.

3- يطلق على عناصر المجموعة (VIIA) اسم الهالوجينات (مكونات الأملاح).

4- يطلق على عناصر المجموعة (VIII A أو 0) اسم الغازات النبيلة ، وذلك لقدرتها المحدودة جداً على التفاعل الكيميائي؛ لأن طبقتها الخارجية مكتملة، وتحتوي ثمانية إلكترونات، وتركيبها الإلكتروني متمثل $nS^2 nP^6$.

1-2- العناصر الانتقالية الداخلية.

وضعت بصفين طويلين تحت الجزء الرئيس من الجدول الدوري بهدف الاقتصاد من الحيز الذي يحتله الجدول، وأطلق عليها اسم العناصر الانتقالية الداخلية؛ لأن الإلكترونات تشغل مدارات 4f في الصف الأول، ومدارات 5f في الصف الثاني.

الأدوار

يحتوي الجدول الدوري الحديث على سبعة أدوار، وكل دور يبدأ بعنصر قلوي (عدا الدور الأول)، الذي ينتهي بعنصر نادر. تترتب هذه العناصر وفق تزايد عددها الذري Z، الذي يتناسب مع التركيب الإلكتروني لها، فيزداد Z رقماً واحداً أو إلكترونات واحداً عند الانتقال في الدور الواحد من عنصر إلى عنصر يليه.

الدور الأول: يحتوي على عنصري الهيدروجين والهيليوم فقط.

يحتوي الهيدروجين إلكترونًا واحدًا في المدار 1S، أما الهيليوم فيضم إلكترونين في المدار نفسه، ويشبع بذلك المدار الأول 1S، وهذا يوافق الدور الأول، وهو لا يستطيع أن يضم أكثر من عنصرين؛ لأن الطبقة الرئيسة الأولى لا تستطيع احتواء أكثر من إلكترونين.

الدور الثاني: يبدأ هذا الدور بملء الطبقة الرئيسة الثانية لأول عنصر فيه الليثيوم الذي يمتلك ثلاثة إلكترونات، ويقع أحد هذه الإلكترونات في المدار 2S، ثم يليه عنصر البيريليوم الذي يمتلك أربعة إلكترونات، اثنان منها في المدار 2S. ثم تبدأ مدارات 2P بالامتلاء، فنحصل بناء عليها على العناصر من البور حتى النيون، الذي يضم عشرة إلكترونات موزعة كما يأتي: $1S^2 2S^2 2P^6$ (النيون)، فيكون الدور قد انتهى بامتلاء الطبقة الرئيسة الثانية، فالدور الثاني إذاً يحتوي على ثمانية عناصر.

الدور الثالث: يبدأ هذا الدور بعنصر الصوديوم ($Z = 11$)، وبملء الطبقة الرئيسة الثالثة، وذلك بملء مدار 3S أولاً، ثم مدار 3P إلى أن ينتهي الدور الثالث بعنصر الأرغون ذي التركيب الإلكتروني $[Ne] 3S^2 3P^6$ ؛ إذ يحتوي أيضاً على ثمانية عناصر.

الدور الرابع: يبدأ هذا الدور بعنصر البوتاسيوم ($Z = 19$) وبملء ال مدار 4S الذي يكتمل بالإلكترونين في عنصر الكالسيوم ($Z = 20$)، ثم تبدأ مدارات 3d بالامتلاء بدءاً من عنصر السكندسيوم ($Z = 21$) حتى عنصر التوتياء ($Z = 30$) وبلي ذلك ملء المدارات 4P بالإلكترونات بدءاً من عنصر الغاليوم ($Z = 31$)، وانتهاء بعنصر الكريبتون ($Z = 36$) ذي التركيب الإلكتروني $Kr = [Ar] 3d^{10} 4S^2 4P^6$ ؛ أي أن الدور الرابع يحتوي ثمانية عشر عنصراً.

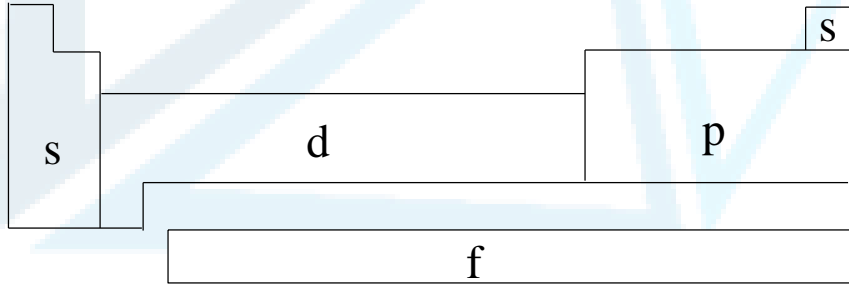
الدور الخامس: توزع الإلكترونات على عناصر هذا الدور بشكل مشابه لعناصر الدور الرابع، فتملاً أولاً مدارات 5S، تليها 4d، ومن ثم مدارات 5P. يبدأ هذا الدور بعنصر الروبيديوم

($Z = 37$)، وينتهي بعنصر الكزنيون ($Z = 54$) ذي التركيب الإلكتروني $[Kr] 4d^{10} 5S^2 5P^6$ ، وبذلك يكون مؤلفاً من ثمانية عشر عنصراً أيضاً.

الدور السادس: يبدأ هذا الدور بعنصر السيزيوم ($Z = 55$)، وبملء المدار 6S الذي يكتمل بالإلكترونين في عنصر الباريوم ($Z = 56$)، ثم يبدأ امتلاء المدار 5d بالإلكترون واحد كما في عنصر اللانتانسيوم ($Z = 57$)، وبعد ذلك تبدأ الإلكترونات بالدخول في المدارات 4f التي تتسع لأربعة عشر إلكترونًا توافق أربعة عشر عنصراً تشكل سلسلة اللانتانيدات، ومن ثم تعود الإلكترونات لتملاً المدارات 5d اعتباراً من عنصر الهافينيوم ($Z = 72$) حتى عنصر

الزئبق ($Z = 80$)؛ إذ تبدأ بعده مدارات 6P بالامتلاء اعتباراً من عنصر التاليوم ($Z = 81$)، وانتهاء بعنصر الرادون ($Z = 86$) ذي التركيب الإلكتروني $[Xe]4f^{14}5d^{10}6s^26p^6$.

الدور السابع: توزع الإلكترونات على عناصر هذا الدور بشكل مشابه لعناصر الدور السادس، فتملاً أولاً مدارات 7S كما في عنصر الراديوم ($Z = 88$)، ثم يبدأ امتلاء المدار 6d بالكثرون واحد كما في عنصر الأكتينيوم ($Z = 89$)، وبعد ذلك تبدأ الإلكترونات بالدخول في المدارات 5f التي تتسع لأربعة عشر إلكترونات توافق أربعة عشر عنصراً تشكل سلسلة الأكتينيدات، ومن ثم تعود الإلكترونات لتملاً المدارات 6d اعتباراً من عنصر روزرفوديوم ($Z = 104$) الشبيه بعنصر الهافينيوم والمحضر صناعياً كعنصر المنديفيوم ($Z = 101$) الذي يسمي بهذا الاسم تخليداً للعالم مندليف. ويستمر امتلاء المدارات 6d في العنصر ($Z = 105$) ذي التركيب الإلكتروني $[Rn]5f^{14}6d^37s^2$ ، والمحضر صناعياً أيضاً.



مواقع المدارات الإلكترونية في الجدول الدوري الطويل

3- تصنيف العناصر:

1-3- المعادن (الفلزات) Metals: تنتشر بشكل واسع، وتملك

الخواص الفيزيائية: موصلة جيدة للحرارة والكهرباء، درجة انصهارها عالية، يمكن سحبها لأسلاك، يمكن طرقها لألواح، تملك بريق، جميعها صلبة ماعدا الزئبق سائل.

الخواص الكيميائية: تفقد الإلكترونات بسهولة، تتآكل بسرعة (الحديد يصدأ).

تقع العناصر على يسار وأسفله الجدول الدوري.

2-3-اللامعادن (الالفلزات) Nonmetals:

الخواص الفيزيائية (الطبيعية): صفاتها عكس المعادن، لا تلمع وبدون بريق، رديئة التوصيل للحرارة والكهرباء، هشّة في الحالة الصلبة تهشم بسهولة، لا تسحب لأسلاك، لا تطرق لألواح، كثافتها قليلة، درجة انصهارها منخفضة.

الخواص الكيماوية :- تميل لاكتساب إلكترونات.

وحيث أن المعادن تميل لفقدان الإلكترونات واللامعادن تميل لاكتساب الإلكترونات. لهذا المعادن واللامعادن يميلان لتكوين مركبات منهما. وهذه المركبات يطلق عليها مركبات أيونية (متأينة) ionic compounds. وعندما يتحد اثنان أو أكثر من اللامعادن تكون مركبات متحدة الذرات a covalent compound.

تقع اللامعادن يمين وأعلى الجدول الدوري.

3-3-أشباه المعادن Metalloids:

لها صفات متوسطة بين المعادن واللامعادن، ويستفاد منها بوصفها شبه موصلة للكهرباء، وتقع على الحدود الفاصلة بين المعادن واللامعادن، ومن أمثلها: الجرمانيوم، والزرنيخ.

خواصها الفيزيائية (الطبيعية): - صلبة - لامعة أو غير لامعة، يمكن سحبها لأسلاك، يمكن طرقيها لألواح.

- توصل الحرارة والكهرباء لكن ليس بكفاءة المعادن.

حالة خاصة: إن الهيدروجين هو العنصر الوحيد الذي لا يتوافق وهذا التصنيف، فهو يمتلك صفات لامعدنية فقط تحت الظروف العادية، ولكن تحت ضغوط مرتفعة يكون للهيدروجين صفات معدنية مشابهة للعناصر الأخرى في مجموعته (المجموعة IA).

4-الخواص الدورية للعناصر في الجدول الدوري Periodic Properties of elements

لقد وجدنا فيما سبق أن الخواص الفيزيائية والكيماوية للعناصر هي تابع دوري لأعدادها الذرية، ويمكن تفسير بعض هذه الخواص بالاعتماد على البنية الإلكترونية لذرات هذه العناصر. لذا فإننا سندرس فيما يلي هذه الخواص وكيفية تغيرها في الجدول الدوري، مع إجراء مقارنة بين عناصر الجدول من معادن ولا معادن (فلزات ولا فلزات)

1-4-الحجوم الذرية The atomically Volume.

يعرف الحجم الذري الغرامي لعنصر ما بأنه الحجم الذي تشغله ذرة غرامية واحدة من هذا العنصر وهو في حالته الصلبة، وهو يساوي حاصل قسمة الوزن الذري على الكثافة؛ ولذلك تكون تغيرات الحجوم الذرية معاكسة لتغيرات الكثافة.

ومن الطرائق المتبعة لقياس الحجوم الذرية للعناصر تلك التي تعتمد على تحديد:

1- نصف القطر الذري: ويقصد به نصف أصغر مسافة تفصل بين نواتين ذريتين متجاورتين من ذرات العنصر في حالتها البلورية.

2-- نصف القطر الذري المشترك: ويقصد به نصف المسافة الفاصلة بين نواتي ذرتين متماثلتين من ذرات العنصر داخل الجزيء، شريطة أن تكون الروابط بين الذرات أحادية، وبمعنى آخر فإن نصف القطر الذري المشترك هو عبارة عن نصف طول الرابطة الأحادية المشتركة التي تربط بين ذرتين متماثلتين من ذرات العنصر.

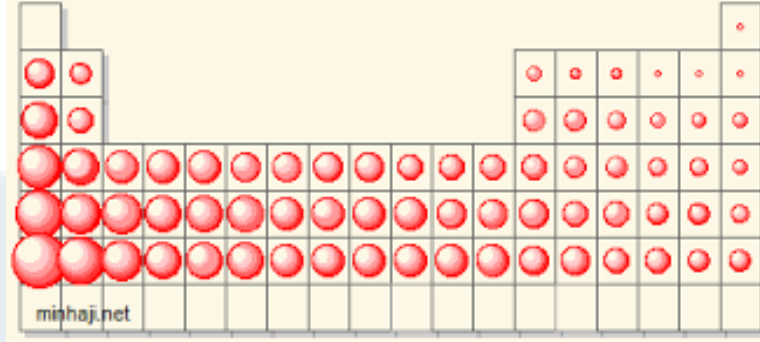
3- نصف القطر الشاردي: ويقصد به نصف البعد بين نواتي شارديتين متعاكستي الشحنة الكهربائية للعنصر داخل مركباته الشاردية الصلبة.

وبما أن السحابة الالكترونية المحيطة بنواة الذرة ليس لها حدود واضحة، فإن مفهوم حجم الذرة لا يعتبر دقيقاً. ولكن باستعمال الأشعة السينية وجد أن ذرات العناصر تكون في حالتها البلورية على شكل كرات متراصة، وأنه يمكن تحديد المسافة الفاصلة بين مراكز الذرات داخل بلورات المادة البسيطة، وبالتالي أنصاف أقطار هذه الذرات وحجومها، وفي الشكل الآتي تظهر ذرات بعض العناصر على شكل كرات مختلفة الحجم.

وتعطى قيم أنصاف الأقطار الذرية و الشاردية لهذه العناصر بواحدة تدعى:

البيكومتر Pm ($1Pm=10^{-12} m$).

بيكو متر Picometre هي وحدة لقياس الطول في النظام المتري وتعادل واحد من ترليون من المتر. يطلق اسم الميكرومتر على مليون ضعف البيكو متر، لذلك كان يسمى البيكو متر سابقاً ميكرومكرون.



يظهر من الشكل أن الأدوار الأفقية في الجدول الدوري تبدأ دوماً بالعناصر الأكبر حجماً، ويتناقص هذا الحجم عند الانتقال في الدور من اليسار إلى اليمين حتى يصبح أصغرياً في العناصر الكائنة في وسط الدور، ثم يتزايد في الاتجاه نفسه حتى نهاية الدور. وهذا ينطبق أيضاً على أنصاف الأقطار الذرية والشاردية.

ويعزى تراجع أنصاف الأقطار الذرية عند الانتقال في الدور الواحد من اليسار إلى اليمين إلى تزايد الشحنة النووية الفعالة لذرات العناصر في هذا الاتجاه، حيث تزداد شحنة النواة ويزداد جذبها للإلكترونات الطبقة السطحية، مما يؤدي إلى تقلص هذه الطبقة وتناقص نصف قطرها.

ويظهر أيضاً من الشكل أن أنصاف الأقطار الذرية والشاردية تزداد في المجموعة الواحدة من الأعلى إلى الأسفل بشكل واضح، رغم تزايد شحنة النواة في الاتجاه ذاته.

ويمكن تفسير ذلك بأن ازدياد عدد الطبقات الإلكترونية، وهو العامل المؤدي إلى ازدياد أنصاف الأقطار الذرية، عند الانتقال من أعلى الفصيلة إلى أسفلها، من حيث تأثيره على العامل المعاكس المتمثل بزيادة شحنة النواة. والجدير بالذكر أن نصف القطر الشاردي يتناقص في سلسلة من الشوارد المتماثلة في تركيبها الإلكتروني (لها نفس العدد من الإلكترونات) بازدياد العدد الذري للعنصر الموافق للشاردة.

1-4-1 الناقلية الكهربائية

تقسم العناصر وفقاً لخواصها الكهربائية إلى معادن وأشباه معادن ولا معادن.

تمتاز المعادن بأنها نواقل جيدة للكهرباء، وهي تتناقص ببطء مع ارتفاع درجة الحرارة.

وأما أشباه المعادن فتعتبر رديئة النقل للكهرباء، وتعد اللامعادن عوازل كهربائية، لأنها ناقلتها الكهربائية صغيرة جداً، ولا يمكن كشفها أو قياسها.

تحتل المعادن القسم الأيسر من الجدول الدوري واللامعادن القسم الأيمن وتفصل بينهما أشباه المعادن، مشكلة صفا قطريا، كما في الجدول التالي:

Metal		Metalloid		Nonmetal													
H					He												
Li	Be		B	C	N	O	F	Ne									
Na	Mg		Al	Si	P	S	Cl	Ar									
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
Cs	Ba	La-Lu	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
Fr	Ra	Ac-Lr															
La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu			
Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr			

2-4- دورية نقاط الانصهار والغليان Periodicity of melting and boiling points

الذرات المرتبطة مع بعضها ارتباطا ضعيفا تقع نقاطها في الحدود الدنيا. وتتمثل هذه العناصر بالغازات، والقوى ما بين الغازات الخاملة، بخاصة، ضعيفة جدا. لذا يتوقع ان تكون هذه الغازات تملك نقاط انصهار وغليان دنيا. ومن جهة ثانية، فالعناصر ذات بني المشتركة العملاقة مثل الكربون، أو البني المعدنية الانتقالية فتتملك درجات انصهار وغليان مرتفعة

ترتبط ذرات المعادن القلوية بعضها مع بعض بقوى ضعيفة جدا. وهذا يتفق مع ليونتها إذ يمكن قطع عينات من البوتاسيوم أو الصوديوم (المجموعة أ) بالسكين. وللمعادن الانتقالية نقاط انصهار وغليان مرتفعة ويستفاد من متانتها في صناعة مواد البناء.

3-4- طاقة التأين (كمون التشرد) (I) Ionization Potential.

التأين لذرة هي الطاقة اللازمة لنزع إلكترون منها. وطاقة التأين ذات أهمية كبيرة في الكيمياء الفيزيائية نظرا لأنها مقياس لقوة ترابط إلكترون بالذرة.

إذا كان الترابط بين الإلكترون ونواة الذرة كبيراً زادت الطاقة التي يجب أن نمد بها الإلكترون لمغادرة الذرة والانفصال عنها.

ويمكننا القول ان **طاقة التأين** هي الطاقة اللازمة لنزع إلكترون واحد من ذرة عنصر ليصبح أيون. وقيمة هذه الطاقة تدلنا على صعوبة نزع الإلكترون من الذرة، فكلما كانت كبيرة كان تأين العنصر صعباً. وفي أغلب الأحيان يحدث النزع على عدة خطوات متتالية وتسمى الطاقة لنزع الإلكترون الأول "طاقة التأين الأولى I_1 "، وعندما ننتزع إلكترونات ثانياً من الذرة فيلزم لذلك "طاقة التأين الثانية I_2 "، وهكذا بالنسبة إلى الإلكترونات التالية لها. وغالباً ما تحدث هذه العملية بتسليط أشعة ضوئية ذات تردد معين على العنصر في حالته الغازية فيمتصها الإلكترون وينتزع من الذرة.

ومن الطبيعي أنه كلما كان حجم العنصر صغيراً كانت جاذبية النواة للإلكترون الخارجي قوية ويصعب بذلك نزعه.

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. وذلك بسبب زيادة العدد الذري وزيادة عدد البروتونات في النواة يؤدي إلى زيادة جذب الإلكترونات في الذرة ومن ضمنها المستويات الخارجية. لذلك فتزداد الطاقة اللازمة لنزع إلكترون من الذرة، أي تزداد طاقة التأين.

كما أن طاقة التأين تتناسب عكسياً مع نصف القطر الذري فكلما ازداد نصف القطر الذري زاد بُعد إلكترونات المستويات الخارجية عن النواة وقل جذب النواة لها، فيسهل نزعها من الذرة، أي تقل طاقة التأين.

4-4- الإلفة الإلكترونية Electronic affinity

تميل ذرات بعض العناصر، وبشكل خاص اللامعدنية منها، إلى اكتساب إلكترونات إضافية، وتشكل شوارد سالبة، وهذا ما يعبر عنه بالإلفة الإلكترونية.

تعرف الإلفة الإلكترونية بأنها الطاقة المتحررة عن انضمام إلكترون واحد إلى ذرة غازية معتدلة لتشكيل شاردة غازية سالبة ويرمز لها بـ EA،

إن قيم الإلفة الإلكترونية صعبة القياس بدقة تامة، وهي معروفة فقط من أجل عدد محدد من العناصر وتقدر بواحدات طاقات التشرّد نفسها، بالكيلو جول/مول أو بالالكترتون فولط/ذرة،

فإن الألفة الإلكترونية تزداد في الأدوار الأفقية، بدون استثناء، من اليسار إلى اليمين بازدياد الأعداد الذرية، وتكون قيمها أعظم ما يمكن في الهالوجينات، حيث إن كل ذرة من ذرات هذه العناصر (الهالوجينات) تحوي سبعة إلكترونات في مدارها السطحي، وتميل بشدة لاكتساب إلكترون إضافي للوصول إلى البنية الثماني الثابت (بنية الغاز الخامل).

أن الألفة الإلكترونية تتناقص في المجموعة الواحدة من الأعلى إلى الأسفل، وتأخذ قيم سالبة من أجل العناصر التي تتميز ذراتها بالثبات والاستقرار،

ويرجع تناقص الألفة الإلكترونية في المجموعة الواحدة بازدياد العدد الذري إلى ازدياد حجم الذرة، واحتجاب إلكترونات الطبقة السطحية عن النواة بحجب متتالية من الطبقات الإلكترونية الأمر الذي يسبب زيادة التنافر بين الإلكترونات السطحية والإلكترون المضاف.

5-4- دورية الكهرسلبية Periodicity of electronegativity

الكهرسلبية أو السالبية الكهربائية هي مقياس لمقدرة الذرة في الجزئ التساهمي على جذب الإلكترونات في الروابط الكيميائية. وتعتمد نوعية الرابطة المتكونة اعتمادا كبيرا على الفرق في الكهرسلبية بين الذرات الداخلة فيها.

وتقوم الذرات المتشابهة في الكهرسلبية " بسرقة " الإلكترونات من بعضها البعض والذي يرجع لما يسمى " مشاركة " وتكون رابطة تساهمية. ولكن لو كان هذا الفرق كبير سينتقل الإلكترون إلى أحد الذرات وتكون رابطة أيونية (شاردية). إضافة إلى ذلك في حالة أن أحد الذرات تقوم بسحب الإلكترونات بقوة أكبر قليلا من الأخرى فإنه تتكون رابطة تساهمية قطبية.

كل عنصر يميل لسحب الإلكترونات أكثر من ميله لفقدتها في تفاعلاته الكيميائية يقال عنه (العنصر الكهرسلي)؛ على عكس العنصر الذي يميل لفقد الإلكترونات؛ إذ يطلق عليه اسم (العنصر الكهرجابي)؛ أي أن الكهرجابية هي عكس الكهرسلبية.

أجريت دراسات عديدة لقياس كهرسلبية العناصر، وكان من أهمها مقياس موليكين، وبولينغ، ومقياس العالمين ألرد، ورشو.

مقياس باولينغ:

تم اقتراح مقياس باولنغ بواسطة العالم لينوس باولينج عام 1932. وفي هذا المقياس يكون عنصر الفلور هو أعلى العناصر في السالبة الكهربائية حيث تبلغ 3.98، بينما أقل العناصر سالبة كهربية هو السيزيوم لأن الفرنسيوم مشع وله قيمة تبلغ 0.7، والعناصر الباقية تتراوح قيمها بين هاتين القيمتين. ويكون الهيدروجين له قيمة كهرسلبية تساوي 2.1 أو 2.2.

وكقاعدة عامة يكون نوع الرابطة بين ذرتين رابطة أيونية (شاردية) في حالة أن يكون الفرق في الكهرسلبية بينهما أكبر من أو مساويا 1.7.

وعندما يكون الفرق في الكهرسلبية بين 0.4-1.7 فتعتبر رابطة تساهمية قطبية، وعندما يكون الفرق أقل من 0.4 تعتبر الرابطة تساهمية غير قطبية، وعندما يكون الفرق مساويا للصفر فإن الرابطة تكون رابطة تساهمية نقية، كما في الجزيئات مثل O_2 ، F_2 ، Cl_2 .

مقياس مولكين

يتم حساب الأرقام في مقياس مولكين بعمل متوسط لجهد التأين والألفة الإلكترونية. وعلى هذا يتم التعبير عن الكهرسلبية مباشرة بوحدات الطاقة، وعادة ما تكون بالإلكترون فولت حيث أنها وحدة صغيرة مناسبة للتعامل مع الذرات. وتم اقتراحها في عام 1934 عن طريق روبرت إس مولكين.

اتجاه الكهرسلبية

1- في المجموعة: كلما اتجهنا من أعلى إلى أسفل قلت الكهرسلبية وزاد الحجم الذري؛ لذلك تتناقص الكهروسلبية مستوي الطاقة الأخير لضعف النواة على جذبها نحوها. وعلى هذا فإن أكثر العناصر كهرسلبية هي العناصر الموجودة في أعلى الجدول، وأقلها كهرسلبية أسفل الجدول.

2- في الدورة: كلما اتجهنا من اليسار إلى اليمين زادت الكهرسلبية وقل الحجم الذري؛ لذلك تقدر النواة على جذب الكهروسلبية غلاف التكافؤ نحوها. وعلى هذا فإن أكثر العناصر كهرسلبية هي العناصر الموجودة في يمين الجدول، وأقلها كهرسلبية أيسر الجدول:

H 2.1																	B 2.0	C 2.5	N 3.1	O 3.5	F 4.1													
Li 1.0	Be 1.5																	Al 1.5	Si 1.8	P 2.1	S 2.5	Cl 2.9												
Na 1.0	Mg 1.3																	K 0.9	Ca 1.1	Sc 1.2	Ti 1.3	V 1.5	Cr 1.6	Mn 1.6	Fe 1.7	Co 1.7	Ni 1.8	Cu 1.8	Zn 1.7	Ga 1.8	Ge 2.0	As 2.2	Se 2.4	Br 2.8
Rb 0.9	Sr 1.0	Y 1.1	Zr 1.2	Nb 1.3	Mo 1.3	Tc 1.4	Ru 1.4	Rh 1.5	Pd 1.4	Ag 1.4	Cd 1.5	In 1.5	Sn 1.7	Sb 1.8	Te 2.0	I 2.2																		
Cs 0.9	Ba 0.9	La 1.1	Hf 1.2	Ta 1.4	W 1.4	Re 1.5	Os 1.5	Ir 1.6	Pt 1.5	Au 1.4	Hg 1.5	Tl 1.5	Pb 1.6	Bi 1.7	Po 1.8	At 2.0																		
Fr 0.9	Ra 0.9	Ac 1.0	Lanthanides: 1.0 - 1.2 Actinides: 1.0 - 1.2																															

مقياس أورد ورشو.

لقد نجح العالمان أورد ورشو مؤخراً في بناء مقياس شامل لعناصر الجدول الدوري، وذلك باعتمادهم تعريفاً جديداً للكهرسلبية ينص على ما يأتي:

الكهرسلبية هي القوة الجاذبة بين ذرة وإلكترون، يقدر البعد بينهما بنصف قطر هذه الذرة.

التكافؤ

يعرف تكافؤ عنصر ما بأنه عدد ذرات الهيدروجين التي تتحد بذرة واحدة من هذا العنصر، أو عدد ذرات الأكسجين التي تتحد مع ذرتين من العنصر.

ونلاحظ أن تكافؤات عناصر الفصائل الرئيسية في الجدول الدوري تتطابق تماماً مع رقم الفصيلة (n) بالنسبة للأكسجين، وأما تكافؤاتها بالنسبة للهيدروجين فتتطابق مع رقم الفصيلة من الفصيلة الأولى وحتى الرابعة، ثم تتناقص وحدة من وحدات التكافؤ كلما انتقلنا من فصيلة إلى الفصيلة التي تليها حتى يصبح صفراً في الفصيلة الأخيرة (فصيلة الغازات الخاملة)، أي أن تكافؤ عناصر الفصائل الثلاث الرئيسية VA، VIA و VIIA بالنسبة للهيدروجين يساوي $8 - n$ حيث n رقم الفصيلة.