الخواص الدورية للعناصر:- في الجدول الدوري تتغير الكثير من صفات العناصر وبشكل دوري من عنصر إلى آخر عند الانتقال من اليسار إلى اليمين في الدورة الواحدة، وكذلك عند الانتقال من الأعلى إلى الأسفل في الزمرة الواحدة . وتعزى هذه التغيرات إلى اختلافات في البنية الإلكترونية للعناصر، والتي لها أثر واضح في الكثير من الصفات الذرية والتي تتمثل بالخواص الفيزيائية والكيميائية.

اولاً: الخواص الفيزيائية:- وتشمل

أ- الحجم الذري او انصاف الأقطار.

ب- جهد التأين او طاقة التأين.

ج- الالفة الالكترونية او الميل الالكتروني.

د- السالبة الكهربائية او الكهروسالبية.

ثانياً: الخواص الكيميائية:- وتشمل

أ- الخواص الفلزية واللافلزية.

ب- التكافؤ.

ج- الخاصية الحامضية والقاعدية.

يقصد بالخواص الدورية الذرية هو تغير الصفة في اتجاه معين زيادة او نقصانا عبر الدورة الواحدة او عبر المجموعة او الزمرة الواحدة ولا شك ان دورية الخواص تنشأ من تمثل تركيب الكترونات التكافؤ في المجموعة الواحدة وتغيرها نسبياً عبر الدورة الواحدة، وهنالك عدة عوامل عامة يجب التنبه اليها لفهم تغير الخواص:

1- كلما ازداد عدد الكم الرئيسي (n) بعدت الكترونات التكافؤ عن النواة.

2- كلما ازداد العدد الذري ازدادت قوة جذب النواة للالكترونات وذلك بسبب زيادة عدد البروتونات الحاملة للشحنة الموجبة.

3- تعمل الالكترونات الداخلية كحاجب للشحنة الموجبة للنواة بالنسبة للالكترونات الخارجية، وتعتمد قدرة المدار على حجب شحنة النواة على شكل المدار وعدد الالكترونات فيه. ويزداد حجب الالكترونات الداخلية كما في الترتيب التالي ($f < d < P < S$).

4- تنشأ قوة تنافر عند ازدواج الالكترونات في المدارات، وبهذا تصبح عملية نزع الكترون مزدوج اسهل من نزعه ان كان منفرداً.

الحجب Shielding:-

من الملاحظ ان الطاقة اللازمة لانتزاع الكترون من الذرة او ما يدعى بطاقة التأين سوف تزداد وذلك بسبب زيادة العدد الذري وحسب المعادلة التالية $E = \frac{2\pi^2 z^2 e^4 m}{n^2 h^2}$ وان طاقة الالكترون تعتمد على (Z^2/n^2) حيث تمثل (Z) شحنة النواة، اما (n) فيمثل عدد الكم الرئيسي. وان مقدار الزيادة في شحنة النواة اكبر من الزيادة في عدد الكم الرئيسي، وعليه فمن المتوقع الزيادة في مقدار الطاقة اللازمة لانتزاع الالكترون من الذرة وذلك لزيادة العدد الذري.

لكن الواقع غير ذلك والذي يتبين من مقارنة طاقة التأين للهيدروجين (Z = 1) وقيمتها (13.6 e.v) مع طاقة التأين لعنصر الليثيوم (Z = 3) وقيمتها (5.4 e.v) وهذا يعني ان الالكترون الخارجي لذرة الليثيوم لا يقع تحت التأثير المباشر والكلي لشحنة نواة الليثيوم والتي تساوي (+3) بل ان هذا الالكترون يستشعر شحنة نووية مقدارها بين(+1) او (+2). ويفسر ذلك بان الكتروني الغلاف الأول في ذرة الليثيوم $(1S^2)$ يحجبان شحنة النواة عن الكترون الغلاف الثاني $(2S^1)$.

وقد لاحظ العلماء بان الاوربيتالات من نوع (S) ذات نفاذية اكثر من الاوربيتالات من نوع (P و d)، وهذا يؤدي الى ان الالكترونات الموجودة في اوربيتال (S) تمتاز

1- تحس بشحنة نووية اكبر من تلك التي تحس بها الكترونات الاوربتالات (P و d) والتي تنتمي الى نفس الغلاف الالكتروني.

2- تُحجب شحنة النواة الموجبة عن الالكترونات بدرجة أكبر.

ويمكن حساب الشحنة المؤثرة للنواة التي يرمز لها بالرمز (Z^*) التي يحس بها أي الكترون من خلال المعادلة التالية $(Z^* = Z - S)$ حيث تمثل (S) قيمة ثابت الحجب و(Z) يمثل شحنة النواة الحقيقية.

ولفهم قواعد الحجب فان قيمة ثابت الحجب لها علاقة بالحجم الذري والسالبية الكهربائية وطاقة التأين وقد وضع العالم سلاتير (Slater) مجموعة من القواعد الأولية لتقدير مدى الحجب التقريبي للالكترونات. ويمكن تلخيصها كما يلي:-

أ- لحساب ثابت الحجب لالكترون ما في المستوى الثانوي (nS) و (nP) فنتبع الخطوات التالية:

1- يكتب الترتيب الالكتروني للعنصر من اليسار الى اليمين وكالتالي (1S 2S 2P 3S 3P 4S 3d ext.).

2- ان الالكترونات التي تنتمي الى اية مجموعة تقع على يمين المجموعة (nS, nP) (أي تقع في الغلاف (n+1)) او اكثر فانها لا تساهم في قيمة ثابت الحجب.

3- ان كل الكترون ينتمي الى نفس الغلاف الرئيسي (nS, nP) يحجب الالكترون المراد حساب ثابت الحجب له بمقدار (0.35).

4- كل الكترون ينتمي الى غلاف رئيسي (n-1) يحجب الالكترون المراد حساب ثابت الحجب له بمقدار (0.85).

5- كل الكترون ينتمي الى غلاف رئيسي (n-2) او اقل يحجب الالكترون المراد حساب ثابت الحجب له حجباً كاملا أي الى مدى (1).

ب- لحساب ثابت الحجب لالكترون ما يقع في المستوى الثانوي (nd) او (nf) نستخدم القواعد الثلاثة الأولى كما في الحالة الأولى فيما تصبح القاعدتين الرابعة والخامسة قاعدة واحدة جديدة وكالتالي:

4- جميع الالكترونات في المجموعات الواقعة يسار المجموعة (nd او nf) تحجب الالكترون المراد حساب ثابت الحجب له بمقدار يساوي (1).

واليكم بعض الأمثلة عن حساب قيمة الشحنة المؤثرة (Z^*):

مثال ١:-

احسب الشحنة المؤثرة للنواة التي يحس بها الكترون التكافؤ في ذرة الاوكسجين

$_8O$ $1s^2\ 2s^2\ 2p^4$

$(1s)^2\ (2s\ 2p)^6$

$S= (5\times0.35)+ (2x0.85) =3.45$

$Z^* = Z - S$

$Z^* =8 - 3.45 = 4.55$

مثال ٢ :-

احسب الشحنة المؤثرة للنواة التي يحس بها الكترون التكافؤ في ذرة النتروجين

$_{7}N\ 1s^2\ 2s^2\ 2p^3$

$(1s)^2\ (2s\ 2p\ )^5$

$S= (4\times0.35)+ (2x0.85) =3.1$

$Z^* = Z - S$

$Z^* =7- 3.1 = 3.9$

مثال ٣ :-

احسب الشحنة المؤثرة للنواة التي يحس بها الكترون التكافؤ(4s) في ذرة الخارصين

$_{30}Zn\ 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2 3p^6\ 3d^{10} 4s^2 4p^0$

$(1s)^2\ (2s\ 2p\ )^8\ (3s\ 3p)^8\ (3d)^{10}\ (4s\ 4p)^2$

$S= (1\times0.35)+ (18x0.85) + (10 \times 1) =25.65$

$Z^* = Z - S$

$Z^* =30 - 25.65 = 4.35$

الخواص الدورية للعناصر :-

لوحظ ان العديد من العناصر في الجدول الدوري اظهر خواص فيزيائية وكيميائية متماثلة دورية بمعنى انها تتكرر على فواصل معينة وهي تعتبر كتابع للعدد الذري وهنالك من الخواص مما يساعد على فهم السلوك الكيميائي وتبين فوائد الترتيب الدوري وهي:

1- انصاف الأقطار الذرية والايونية

2- الحجم الذري

3- طاقة التأين او جهد التأين

4- السالبية الكهربائية او الكهروسالبية

5- الالفة الالكترونية

1- انصاف الأقطار الذرية والايونية:

ان التطور في مفاهيم ميكانيك الكم أدى الى الاستعاضة عن فكرة نصف قطر الذرة بمفهوم كثافة احتمال وجود الالكترون في السحابة الالكترونية وبالتالي فان تعريف نصف قطر الذرة المنعزلة من الصعب قياسه ولذلك لا تقاس انصاف الأقطار للذرات المنعزلة بل على أساس انها جزء من جزيئية.

ويعرف **نصف القطر الذري** بانه نصف المسافة بي نواتي ذرتين متجاورتين عندما يكون العنصر في الحالة الصلبة. اما تعريف **نصف القطري الذري المشترك او التساهمي** فهو نصف المسافة بين نواتي الذرتين المرتبطتين في جزئ غازي.

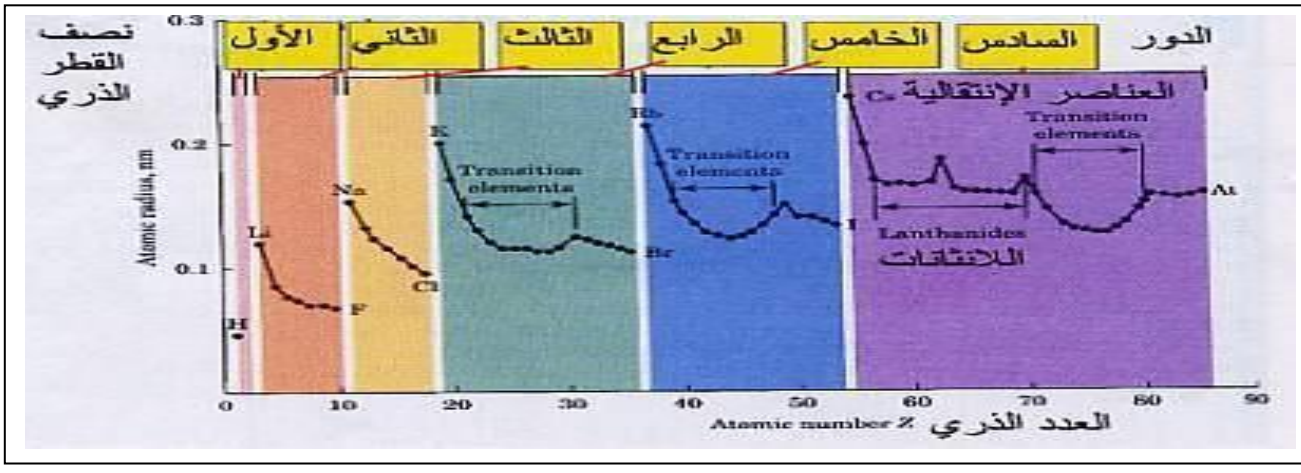
يمكن قياس نصف القطر المشترك لجميع العناصر وذلك بتحويلها إلى الحالة الغازية، كما في الجدول التالي

نصف القطر الذري بدلالة طول الرابطة للجزيئ غازي

الجزيئ	طول الرابطة (A^0)	نصف القطر الذري (A^0)
H_2	0.74	0.37
F_2	1.42	0.71
Cl_2	2.0	1.0
Br_2	2.30	1.15
I_2	2.66	1.33

اما العناصر التي تشكل جزيئات متعددة الروابط مثل الاوكسجين والنتروجين فيمكن استنتاج انصاف الأقطار من أطوال الروابط في مركبات محتوية على ذرات أنصاف أقطارها معروفة. وتجدر الملاحظة إلى أن قيمة نصف قطر الذرة لعنصر ما تتغير نسبياً حسب طبيعة المركب المحتوي على هذا العنصر.

ويمكن استنتاج أنصاف أقطار ذرات العناصر ثنائية أو ثلاثية الروابط من مركباتها.



ففي الدورة الواحدة تتناقص أنصاف أقطار الذرات بازدياد أعدادها الذرية، أي لدى المرور من يسار الجدول الى يمينه وبذلك يكون لذرات المعادن القلوية أكبر هذه القيم، بينما تأخذ ذرات الهالوجينات أصغرها. والجدول التالي يوضح بالقيم انصاف الأقطار الذرية للسلسلة الثانية في الجدول الدوري

الذرة	الرمز	شحنة النواة	البنية الإلكترونية	نصف القطر (nm)
الليثيوم	Li	+3	$(He)2s^1$	0.123
البريليوم	Be	+4	$(He)2s^2$	0.089
البور	B	+5	$(He)2s^22p^1$	0.080
الكربون	C	+6	$(He)2s^22p^2$	0.077
الآزوت	N	+7	$(He)2s^22p^3$	0.074
الأكسجين	O	+8	$(He)2s^22p^4$	0.074
الفلور	F	+9	$(He)2s22p^5$	0.072

أما في الزمرة الواحدة، فإن أنصاف أقطار الذرات تتزايد بازدياد العدد الذري، أي لدى المرور من أعلى الزمرة الى اسفلها وكما يتضح لكم في الجدول الخاص بالزمرة الأولى والتي يرمز لها (1A) او الفلزات القلوية.

الذرة	الرمز	شحنة النواة	البنية الإلكترونية	نصف القطر (nm)
الليثيوم	Li	+3	$(He)2s^1$	0.123
الصوديوم	Na	+11	$(Ne)3s^1$	0.157
البوتاسيوم	K	+19	$(Ar)4s^1$	0.203
الروبيديوم	Rb	+37	$(Kr)5s^1$	0.216
السيزيوم	Cs	+55	$(Xe)6s^1$	0.236

ويمكن تفسير تقلص نصف القطر الذري في الدورة الواحدة بازدياد شحنة النواة الى ازدياد ارتباط الإلكترونات بالنواة وعندما تمتلئ الطبقة الالكترونية (في حال الغازات الخاملة) يكبر نصف القطر الذري.

ان التناقص في أنصاف أقطار ذرات عناصر الدورة الواحدة ما عدا ذرات العنصر الغازي المثالي مع ازدياد العدد الذري، وذلك بسبب زيادة قوى التجاذب بين النواة الموجبة وإلكترونات الغلاف الرئيسي الأخير مما يؤدي إلى انكماش حجم الذرة وبالتالي صغر نصف قطرها. وحجم الذرة يتناسب طردياً مع نصف القطر. أما خروج ذرة العنصر الغاز المثالي عن هذه القاعدة فيمكن تفسيره على أساس ازدياد قوى التنافر

(Repulsion Forces) بين الكترونات الغلاف الرئيسي الخارجي المشبع في مثل هذه الذرات مما يسبب تباعد الالكترونات في هذا الغلاف وبالتالي ازدياد حجم ونصف قطر الذرة.

ويمكن تفسير تزايده في الزمرة الواحدة بوجود طبقة إلكترونية جديدة أبعد تحجب تأثير النواة عن الكترونات الغلاف الخارجي.

اما نصف القطر الايوني فهو يعتمد على نوعية الايون المتكون فالايون الموجب هو عنصر فاقد لالكترون واحد او اكثر ويمتاز نصف قطره بانه اصغر من نصف قطر ذرته والسبب في ذلك هو ازدياد تأثير قوى جذب النواة على إلكترونات الغلاف الخارجي مع نقصان عدد الالكترونات.

اما الايون السالب فهو عنصر اكتسب الكترون او اكثر ونصف قطره اكبر من نصف قطر ذرته، فيزداد نصف قطر الأيون السالب بازدياد عدد الشحنات السالبة عليه. والسبب في ذلك يعود إلى تناقص تأثير شحنة النواة الموجبة على إلكترونات الغلاف الخارجي كلما ازداد عدد الالكترونات.