الوحدة الأولى

التركيب الذرّي

١-١ مكونات الذرة

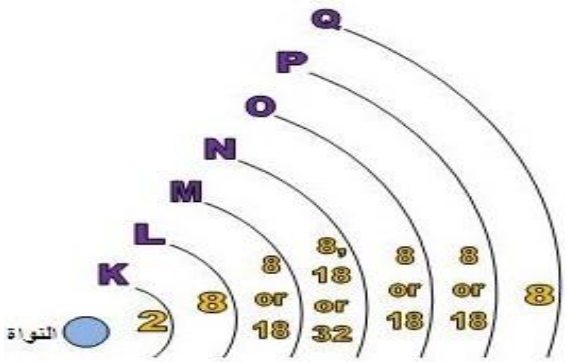
الذرة : أصغر جزء فى العنصر يمكنه أن يشارك فى التفاعلات الكيميائية .

تركيب الذرة :

النواة :	الإلكترونات :
حجمها صغير لكن كتلتها كبيرة في مركز الذرة وتحتوى نوعان من النيوكليونات : (1) بروتونات (موجبة) . (2) نيوترونات (متعادلة) .	تدور حول النواة ولها شحنة (سالبة) وكتلتها صغيرة جدا بالنسبة للنواة .

علل : الذرة متعادلة كهربيا ؟

لأن عدد البروتونات (الموجبة) = عدد الإلكترونات (السالبة) .



مستويات طاقة الكم الرئيسية :

توجد على مسافات محددة من النواة تتوافق مع طاقة الإلكترونات .

أمثلة على التوزيع الإلكترونى :

العنصر	الرمز	التوزيع		
هيدروجين	1 H	1		
هيليوم	2 He	2		
ليثيوم	3 Li	2	1	
بريليوم	4 Be	2	2	
بورون	5 B	2	3	
كربون	6 C	2	4	
نيتروجين	7 N	2	5	
أكسجين	8 O	2	6	
فلور	9 F	2	7	
نيون	10 Ne	2	8	

العنصر	الرمز	التوزيع			
صوديوم	11 Na	2	8	1	
ماغنسيوم	12 Mg	2	8	2	
ألومنيوم	13 Al	2	8	3	
سيلكون	14 Si	2	8	4	
فوسفور	15 P	2	8	5	
كبريت	16 S	2	8	6	
كلور	17 Cl	2	8	7	
أرجون	18 Ar	2	8	8	
بوتاسيوم	19 K	2	8	8	1
كالسيوم	20 Ca	2	8	8	2

العنصر	$^{7}_{3}Li$	$^{23}_{11}Na$	$^{35}_{17}Cl$
العدد الكتلى	7	23	35
العدد الذرى	3	11	17
النيوترونات	7 - 3	23 - 11	35 - 17
	4	12	18

الأيــون

(جسيمات ذات شحنة تكونت نتيجة إكتساب أو فقد الذرات للإلكترونات) .

الأيون السالب	الأيون الموجب
ذرة لافلز إكتسبت إلكترون أو أكثر فيصبح عدد الإلكترونات (-) < البروتونات (+)	ذرة فلز فقدت إلكترون أو أكثر فيصبح عدد الإلكترونات (-) > البروتونات (+)
$17Cl + e^- \longrightarrow Cl^-$ $(2,8,7) \quad (2,8,8)$	$11Na \longrightarrow Na^+ + e^-$ $(2,8,1) \quad (2,8)$
$16S + 2e^- \longrightarrow S^{2-}$ $(2,8,6) \quad (2,8,8)$	$12Mg \longrightarrow Mg^{2+} + 2e^-$ $(2,8,2) \quad (2,8)$
$15P + 3e^- \longrightarrow P^{3-}$ $(2,8,5) \quad (2,8,8)$	$13Al \longrightarrow Al^{3+} + 3e^-$ $(2,8,3) \quad (2,8)$

حساب عدد الإلكترونات في الأيون :

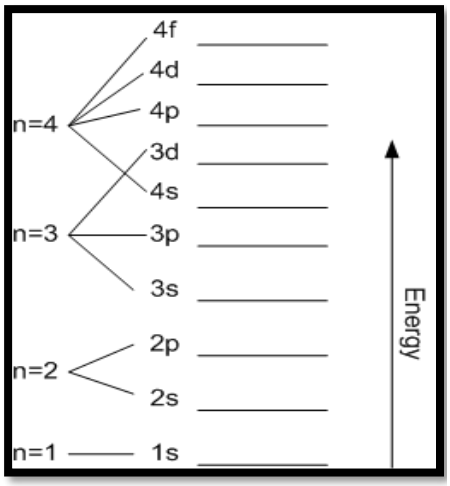
في الأيون الموجب :	في الأيون السالب :
نطرح عدد الشحنات من عدد الإلكترونات في الذرة المتعادلة . (لأن الذرة فقدت إلكترونات)	نجمع عدد الشحنات من عدد الإلكترونات في الذرة المتعادلة . (لأن الذرة إكتسبت إلكترونات)
مثال : $^{40}_{19}K^{+}$	مثال : $^{15}_{7}N^{-3}$
عدد الإلكترونات = 19 – 1 = 18	عدد الإلكترونات = 7 + 3 = 10

أكمل الجدول الآتى :

الأيون	عدد الإلكترونات	عدد البروتونات	عدد النيوترونات
$^{81}_{35}Br^{-}$	35 + 1 = 36	35	81 – 35 = 46
$^{138}_{58}Ce^{+3}$	58 – 3 = 55	58	138 – 58 = 80

١-٢ مستويات الطاقة الفرعية والأفلاك الذرية

المستويات الأساسية	المستويات الفرعية	الأفلاك الذريـــــــة	إلكترونات المستوى الفرعى	إلكترونات المستوى الرئيسى
1K	1s	↑↓	2	2
2L	2s	↑↓	2	8
	2p	↑↓ ↑↓ ↑↓	6	
3M	3s	↑↓	2	18
	3p	↑↓ ↑↓ ↑↓	6	
	3d	↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓	10	
4N	4s	↑↓	2	32
	4p	↑↓ ↑↓ ↑↓	6	
	4d	↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓	10	
	4f	↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓	14	



تزداد طاقة المستويات الفرعية بزيادة عدد الإلكترونات التي تحتويها .

$$S^2 < P^6 < d^{10} < f^{14}$$

علل : يملئ المستوى الفرعي 4s بالإلكترونات قبل المستوى الفرعي 3d ؟

لأن طاقة المستوى الفرعي 4s أقل من طاقة المستوى الفرعي 3d

الأفلاك الذرية

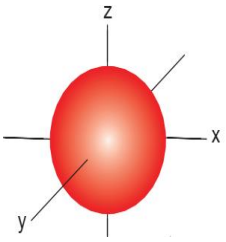
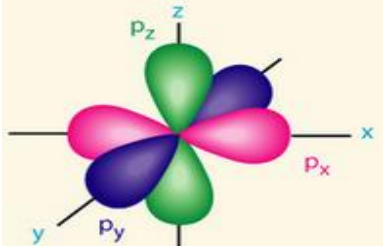
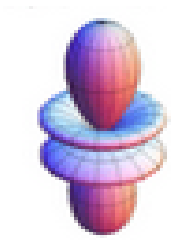
يحتوى كل مستوى فرعي على عدد فردي من المستويات الفرعية .

المستويات الفرعية	عدد الأفلاك : (1) ، (3) ، (5) ، (7)	عدد الإلكترونات
S	↑↓	2
P	↑↓ ↑↓ ↑↓	6
d	↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓	10
f	↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓	14

الفلك الذرى :

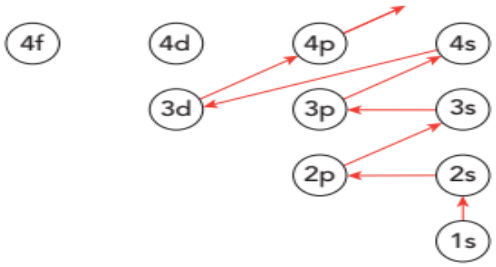
منطقة أو حيز يحيط بالنواة ، ويمكن أن يشغلها إلكترون واحد ↑ أو إلكترونان كحد أقصى ↑↓ أو تكون فارغة

أشكال الأفلاك الذرية

S	P	d	f
كروى الشكل	يشبه ساعة رملية ذات فصين ، وتتعامد الفصوص الثلاثة مع بعضها البعض حول النواة .	يشبه الفلك P مع وجود حلقة حول منتصفه .	أكثر تعقيدا حول النواة
			

ملء مستويات الطاقة والأفلاك :

يتم ملء مستويات الطاقة الفرعية الأقل طاقة بالإلكترونات ثم مستويات الطاقة الفرعية الأعلى طاقة .



$$1s^2 < 2s^2 < 2p^6 < 3s^2 < 3p^6 < 4s^2 < 3d^{10} < 4p^6 < 5s^2 < 4d^{10}$$

١-٣ التوزيع الإلكتروني

العنصر	الرمز	العدد الذرى	التوزيع الإلكترونى
هيدروجين	H	1	$1s^1$
هيليوم	He	2	$1s^2$
ليثيوم	Li	3	$1s^2 , 2s^1$
بيريليوم	Be	4	$1s^2 , 2s^2$
بورون	B	5	$1s^2 , 2s^2 , 2p^1$
نيون	Ne	10	$1s^2 , 2s^2 , 2p^6$
صوديوم	Na	11	$1s^2 , 2s^2 , 2p^6 , 3s^1$
ماغيسيوم	Mg	12	$1s^2 , 2s^2 , 2p^6 , 3s^2$
ألومنيوم	Al	13	$1s^2 , 2s^2 , 2p^6 , 3s^2 , 3p^1$
كلور	Cl	17	$1s^2 , 2s^2 , 2p^6 , 3s^2 , 3p^5$
أرجون	Ar	18	$1s^2 , 2s^2 , 2p^6 , 3s^2 , 3p^6$
بوتاسيوم	K	19	$1s^2 , 2s^2 , 2p^6 , 3s^2 , 3p^6 , 4s^1$
كالسيوم	Ca	20	$1s^2 , 2s^2 , 2p^6 , 3s^2 , 3p^6 , 4s^2$
سكانديوم	Sc	21	$1s^2 , 2s^2 , 2p^6 , 3s^2 , 3p^6 , 4s^2 , 3d^1$

التوزيع الإلكترونى المختصر بدلالة عنصر (الأرجون) :

العنصر	الرمز	العدد الذرى	التوزيع الإلكترونى
تيتانيوم	Ti	22	$[Ar]^{18} , 4s^2 , 3d^2$
حديد	Fe	26	$[Ar]^{18} , 4s^2 , 3d^6$
خارصين	Zn	30	$[Ar]^{18} , 4s^2 , 3d^{10}$
كربتون	Kr	36	$[Ar]^{18} , 4s^2 , 3d^{10} , 4p^6$

علل : يشذ التوزيع الإلكترونى للكروم والنحاس ؟

لأن الأفلاك الذرية تكون أكثر إستقرارا وأقل طاقة عندما تكون ممتلئة أو نصف ممتلئة بالإلكترونات .

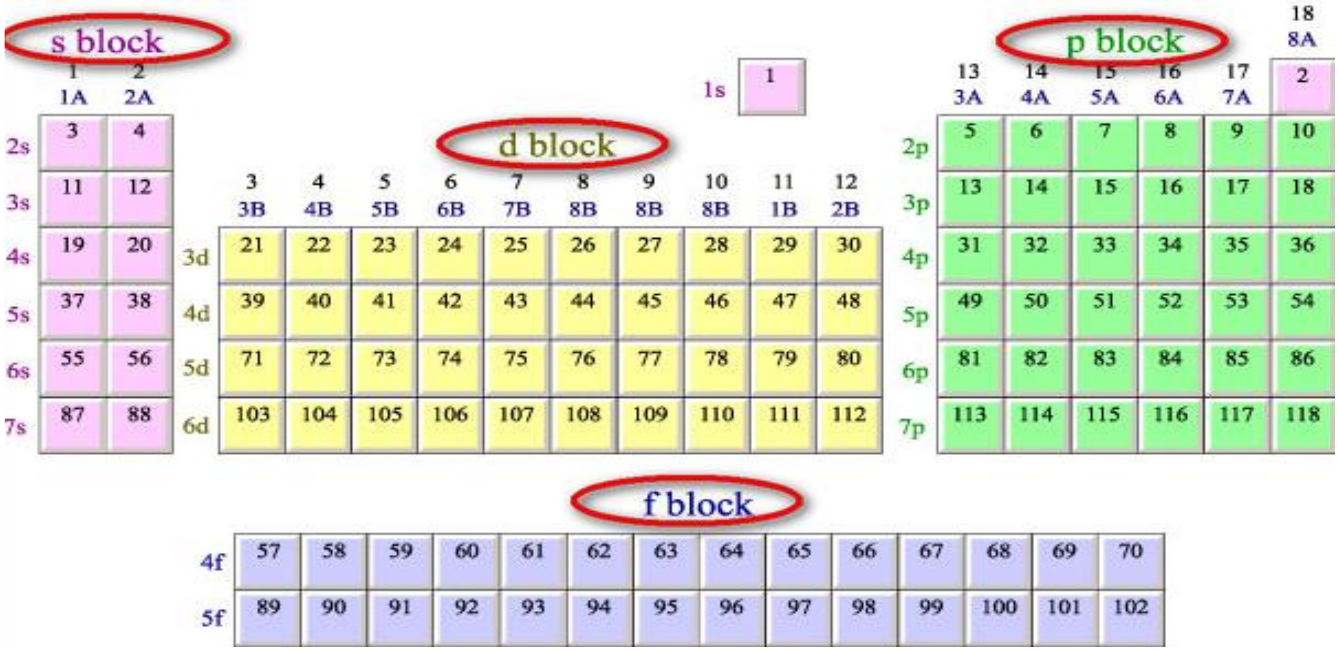
	الكروم (24) :	النحاس (29) :
التوزيع الإلكترونى المتوقع (×) :	$[Ar]^{18} , 4s^2 , 3d^4$	$[Ar]^{18} , 4s^2 , 3d^9$
التوزيع الإلكترونى المستقر (√) :	$[Ar]^{18} , 4s^1 , 3d^5$	$[Ar]^{18} , 4s^1 , 3d^{10}$

التوزيع الإلكترونى و الجدول الدورى :

الدورة :	يحددها رقم مستوى الطاقة الرئيسى الأعلى .
المجموعة :	يحددها عدد إلكترونات مستوى الطاقة الخارجي .

	الفوسفور (15) :	المنجنيز (25) :
التوزيع الإلكترونى :	$1s^2 , 2s^2 , 2p^6 , 3s^2 , 3p^3$	$[Ar]^{18} , 4s^2 , 3d^5$
مستوى الطاقة الرئيسى الأعلى :	الثالث	الرابع
إلكترونات مستوى الطاقة الخارجي :	$(3s^2 + 3p^3) = 5$	$(4s^2 + 3d^5) = 7$
موقع العنصر :	الدورة : (الثالثة) المجموعة : (الخامسة)	الدورة : (الرابعة) المجموعة : (السابعة)

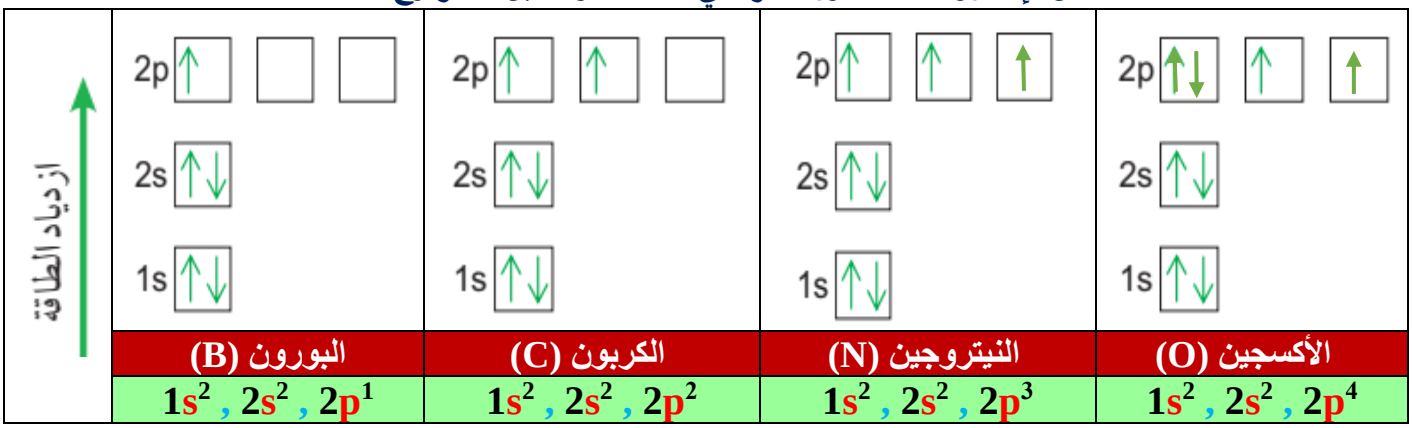
المستويات الفرعية والجدول الدوري



الفئة (f)	الفئة (d)	الفئة (p)	الفئة (s)
تقع أسفل الجدول .	تقع في منتصف الجدول .	تقع في يمين الجدول .	تقع في يسار الجدول .
تشمل مجموعتي اللانثينيدات والأكتينيدات . (عناصر إنتقالية داخلية)	تشمل المجموعات من (3) إلى (12) . (عناصر إنتقالية رئيسية)	تشمل المجموعات من (13) إلى (18) . (III إلى VIII، باستثناء He)	تشمل المجموعتين : (I) و (II) .

ملء الأفلاك الذرية :

- يتم ترتيب المربعات (الأفلاك) وفقا لإزدياد الطاقة من الأسفل إلى الأعلى .
- تفضل الإلكترونات أن تدور منفردة في الأفلاك أولا قبل أن تزدوج .



الأكسجين (O)	النيتروجين (N)	الكربون (C)	البورون (B)
$1s^2 , 2s^2 , 2p^4$	$1s^2 , 2s^2 , 2p^3$	$1s^2 , 2s^2 , 2p^2$	$1s^2 , 2s^2 , 2p^1$

تنافر زوج الإلكترونات المغزلي :

عندما يتواجد إلكترونان في فلك واحد فإنهما يدوران مغزليا حول محوريهما في إتجاهين متعاكسين ،
فيولدان حولهما مجالين مغناطيسيين مختلفين ،
فينشأ بين المجالين قوة تجاذب لتقليل قوة التنافر بين الإلكترونين .

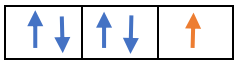
موقع كنز العلوم kanz3.com

الجذر الحر : هو جسيم يحتوى على إلكترون واحد أو أكثر من الإلكترونات غير المتزاوجة

مثال : ذرة الكلور (Cl)

بها فلكان يحتويان على إلكترونات متزاوجة ، أما الفلك الثالث فيحتوى على إلكترون واحد حر .

$1s^2 , 2s^2 , 2p^6 , 3s^2 , 3p^5$



يظهر الإلكترون في الجذر الحر على هيئة نقطة (•) كالآتى $Cl\bullet$

ويمكن لمجموعات من الذرات أن تكوّن جذوراً حرة، مثل الجذر الحر $H_3C\bullet$ الذي يمتلك ذرة كربون تحتوي على إلكترون واحد حر.

التوزيع الإلكتروني للأيونات

S^{-2}	Na^+
يتكون عندما تكتسب ذرة الكبريت إلكترونان .	يتكون عندما تفقد ذرة الصوديوم إلكترون واحد .
$S : 1s^2 , 2s^2 , 2p^6 , 3s^2 , 3p^4$	$Na : 1s^2 , 2s^2 , 2p^6 , 3s^1$
$S^{-2} : 1s^2 , 2s^2 , 2p^6 , 3s^2 , 3p^6$ يشبه ذرة (الأرجون)	$Na^+ : 1s^2 , 2s^2 , 2p^6$ يشبه ذرة (النيون)

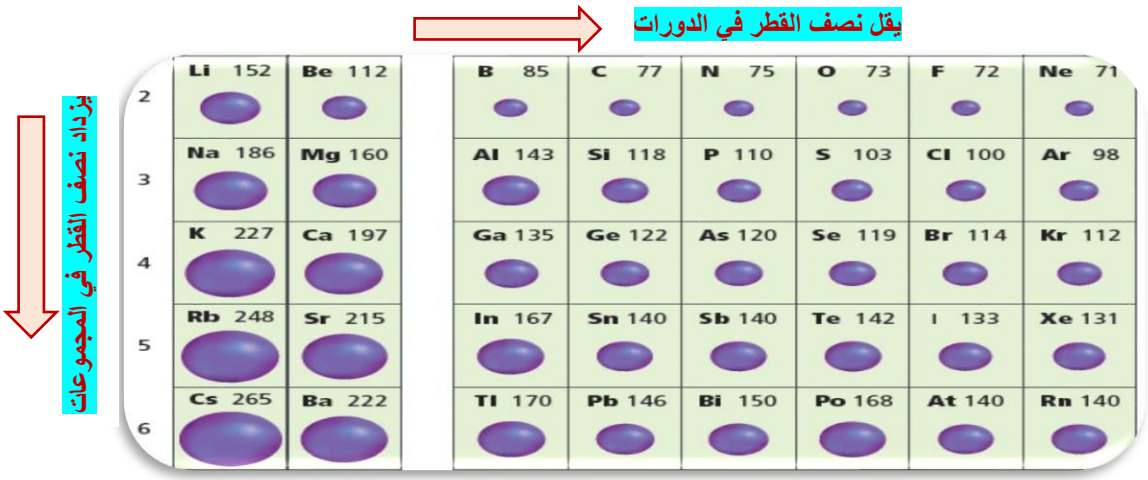
ولكن عندما تفقد عناصر الفئة d الإلكترونات لتكوين أيونات، يتمّ نزع إلكترونات 4s أولاً.

الذرة	الأيون
$_{22}Ti : [Ar]^{18} , 4s^2 , 3d^2$	$_{22}Ti^{+2} : [Ar]^{18} , 4s^0 , 3d^2$
$_{24}Cr : [Ar]^{18} , 4s^1 , 3d^5$	$_{24}Cr^{+3} : [Ar]^{18} , 4s^0 , 3d^3$
$_{26}Fe : [Ar]^{18} , 4s^2 , 3d^6$	$_{26}Fe^{+3} : [Ar]^{18} , 4s^0 , 3d^5$

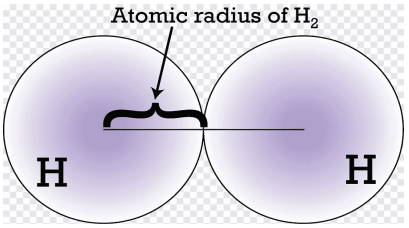
٤-١ تدرج الخصائص ودوريتها في الجدول الدوري

نصف القطر الذري

علل : يزداد نصف القطر الذرى في المجموعة من الأعلى إلى الأسفل ؟	علل : يقل نصف القطر الذرى عبر الدورة من اليسار إلى اليمين ؟
لزيادة مستويات الطاقة الرئيسية التي تحجب إلكتروناتها تأثير جذب الشحنة النووية على إلكترونات مستوى الطاقة الخارجي .	لأن عدد البروتونات يزداد بمقدار واحد ، فتزداد الشحنة النووية ، فيزداد جذبها لإلكترونات المستوى الخارجي .



نصف القطر الذرى	الشحنة النووية	الحجب
نصف المسافة بين مركزى نواتى ذرتين متماثلتين مترابطتين معا تساهميا .	مقدار الشحنة الموجبة في النواة التي يخضع لها إلكترون معين في ذرة أو أيون .	قدرة الإلكترونات الداخلية على تقليل تأثير الشحنة النووية على الإلكترونات الخارجية .

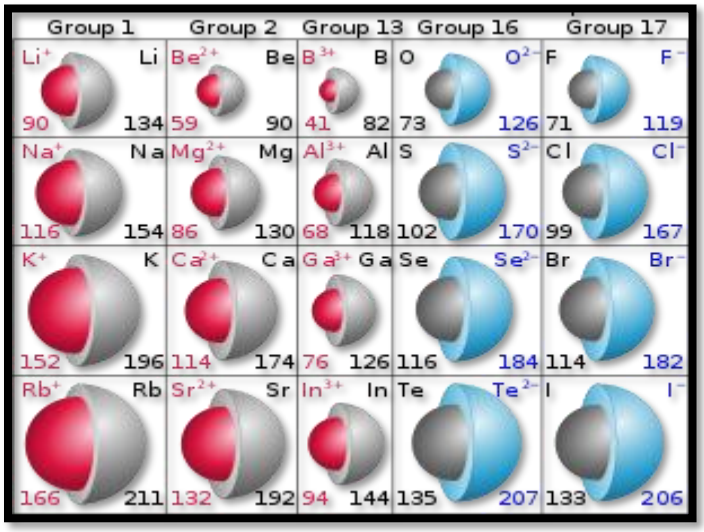


نصف القطر الأيوني

هو نصف قطر أيون في بنية بلورية ، وهو يساوى نصف المسافة بين نواتى أيونين متجاورين .

علل : نصف قطر الأيون السالب أكبر من نصف قطر ذرته الأصلية ؟

لأن ذرات اللافلزات تكتسب إلكترونات فى المستوى الخارجي ، فيصبح عدد الإلكترونات (أكبر) من عدد البروتونات ، فيزداد تنافر وتباعد الإلكترونات ويضعف جذب النواة ويزداد نصف القطر.



علل : نصف قطر الأيون الموجب أصغر من نصف قطر ذرته الأصلية ؟

لأن ذرات الفلزات تفقد إلكترونات من المستوى الخارجى ، فيصبح عدد الإلكترونات (أقل) من عدد البروتونات ، فيزداد جذب النواة ويقل نصف القطر .

١-٥ طاقة التأين، (IE)

الطاقة اللازمة لنزع مول واحد (أو أكثر) من الإلكترونات من مول واحد من ذرات عنصر ما في حالته الغازية لتكوين مول واحد من الأيونات الغازية الموجبة .

(IE_1) طاقة التأين الأولى	الطاقة اللازمة لنزع مول واحد من الإلكترونات من مول واحد من ذرات عنصر ما في حالته الغازية لتكوين مول واحد من الأيونات الغازية ذات شحنة مقدارها (+1) .	$IE_1 = 590$ kJ/mol	$Ca(g) \rightarrow Ca^+(g) + e^-$
(IE_2) طاقة التأين الثانية	الطاقة اللازمة لنزع إلكترون ثان من كل أيون موجود في مول واحد من الأيونات الغازية ذات الشحنة (+1) .	$IE_2 = 1150$ kJ/mol	$Ca^+(g) \rightarrow Ca^{2+}(g) + e^-$
(IE_3) طاقة التأين الثالثة	الطاقة اللازمة لنزع إلكترون ثالث من كل أيون موجود في مول واحد من الأيونات الغازية ذات الشحنة (+2) .	$IE_3 = 4940$ kJ/mol	$Ca^{2+}(g) \rightarrow Ca^{3+}(g) + e^-$

طاقات التأين المتتالية :	الطاقات اللازمة لنزع الإلكترونات الواحد تلو الآخر من كل ذرة في مول واحد من ذرات عنصر ما في حالته الغازية .

العوامل المؤثرة على طاقة التأين :

(1) حجم الشحنة النووية :	(2) بعد الإلكترونات الخارجية عن النواة :	(3) تأثير الحجب من الإلكترونات الداخلية :	(4) تنافر زوج الإلكترونات المغزلي :
كلما زاد العدد الذرى زادت شحنة النواة الموجبة ، فيزيد جذبها للإلكترونات (فتزيد) طاقة التأين .	كلما كانت الإلكترونات بعيدة يضعف جذب النواة لها (فتقل) طاقة التأين .	كلما زاد عدد مستويات الطاقة الداخلية التى تحجب تأثير النواة على الإلكترونات الخارجية ، فيضعف جذبها (فتقل) طاقة التأين .	تنافر الإلكترونات الموجودة في الفلك الذرى نفسه أكبر من تنافر الإلكترونات المنفردة في أفلاك منفصلة ، فيسهل نزع الإلكترونات (فتقل) طاقة التاين .

علل : تزداد قيم طاقات التأين المتتالية لكل عنصر ؟

لأن محصلة الشحنة الموجبة على الأيون تصبح أكبر مع نزع كل إلكترون ، فيزيد جذب النواة للإلكترونات المتبقية فتزداد طاقة التأين .

علل : يوجد فرق كبير بين طاقة التأين الخامسة والسادسة للنيتروجين ؟

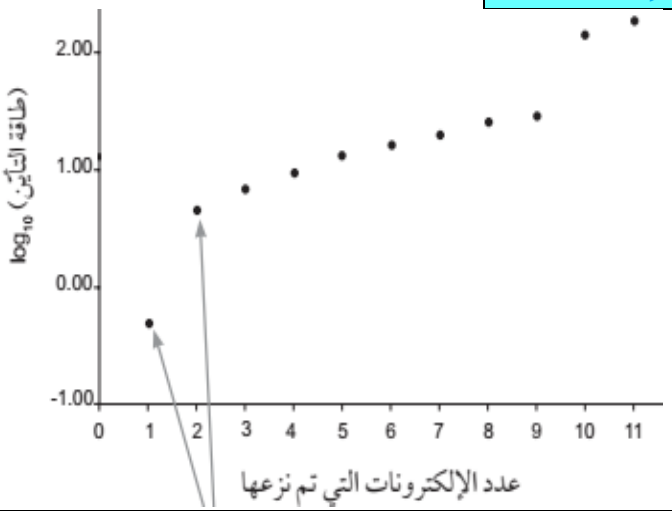
العنصر	IE_1	IE_2	IE_3	IE_4	IE_5	IE_6
N	1400	2860	4580	7480	9450	53300

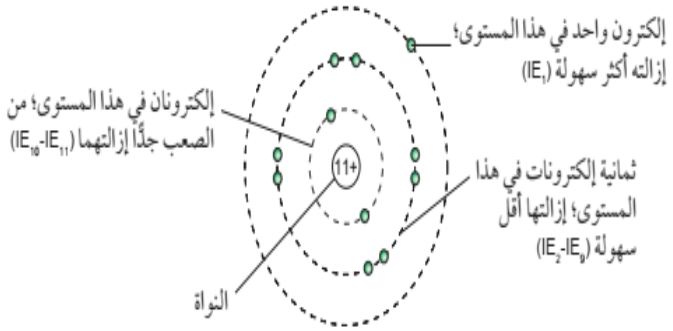
لأن التوزيع الإلكتروني للنيتروجين هو : $1s^2 , 2s^2 , 2p^3$

وبعد نزع خمسة إلكترونات من مستوى الطاقة الرئيسى الثانى ، يتبقى إلكترونان في المستوى الأول القريب من النواة مما يتطلب طاقة تأين كبيرة جدا للتغلب على قوة جذب النواة .

تفسير طاقات التأين المتتالية للصوديوم :

Na : $1s^2 , 2s^2 , 2p^6 , 3s^1$





علل : طاقة التأين الأولى صغيرة ؟	علل : طاقة التأين الثانية أكبر من طاقة التأين الأولى ؟
لأن الإلكترون بعيد جدا عن النواة ومحجوب بشكل كامل عن الشحنة النووية من قبل مستويات الطاقة الرئيسية الداخلية .	لأن الإلكترون الثانى يتم نزعه من مستوى الطاقة الأقرب للنواة فيحتاج طاقة أكبر للتغلب على قوة جذب النواة .

علل : حدوث تغير تدريجى فى طاقات التأين عند نزع الإلكترونات من الثانى إلى التاسع ؟	علل : يلزم طاقتى تأين مرتفعتين عند نزع الإلكترونين العاشر والحادي العاشر ؟
لأن هذه الإلكترونات الثمانية جميعها موجودة فى مستوى الطاقة الرئيسى الثانى ، فتكون متقاربة فى الطاقة .	لأنهما قريبان جدا من النواة ، فتزيد قوة جذب النواة لهما بدرجة كبيرة جدا ، بالإضافة لعدم وجود إلكترونات داخلية تحجب النواة عنهما .

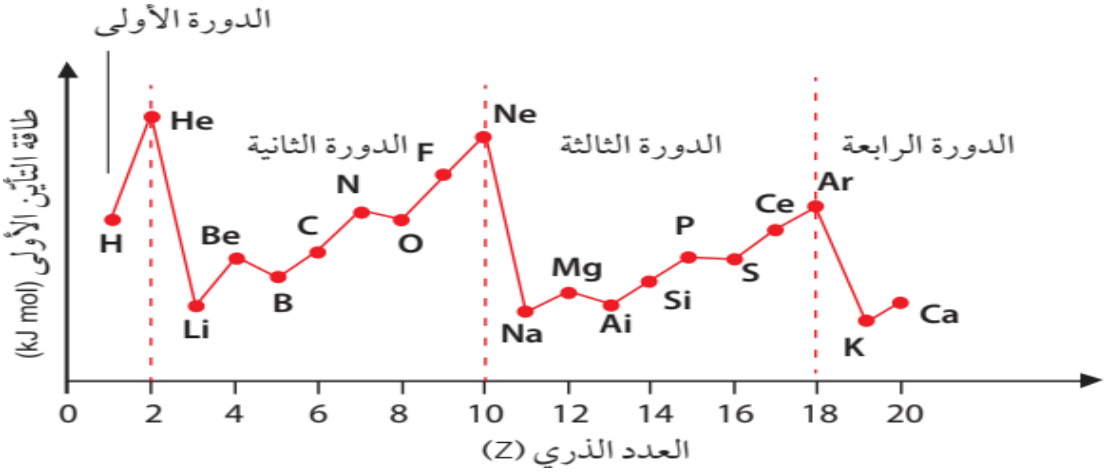
مثال : من خلال قيم طاقات التأين في الجدول ، حدد رقم مجموعة العنصر في الجدول الدورى .

عدد الإلكترونات التي تم نزعها	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
طاقة التأيّن (kJ/mol)	1000	2260	3390	4540	7010	8500	27100	31670	36580	43140

((الحـــــــل))

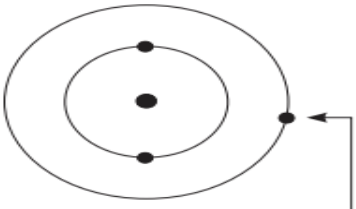
نلاحظ الفرق الكبير في قيم طاقتى التأين عن نزع الإلكترون السادس والسابع ، لذلك مستوى الطاقة الرئيسى الخارجى لهذا العنصر به (ستة) إلكترونات ، فيقع العنصر فى المجموعة (16) (VI) .

التدرج عبر الدورة الواحدة



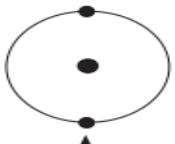
علل : تزداد قيمة طاقة التأين الأولى في الدورة الواحدة من اليسار إلى اليمين ؟	علل : حدوث إنخفاض سريع لطاقة التأين بين العنصر الأخير في كل دورة والعنصر الأول في الدورة التي تليها ؟
لإزدياد الشحنة النووية بزيادة العدد الذرى مع بقاء الحجب ثابتا بإلكترونات المستويات الداخلية ، فتزيد قوة جذب النواة وتزيد طاقة التأين .	لأن بداية كل دورة يملئ مستوى طاقة جديد ، فيزداد البعد عن النواة ويزداد حجب النواة بإلكترونات المستويات الداخلية ، فيضعف جذب النواة للإلكترون الخارجي وتقل طاقة التأين .

ليثيوم



ازدادت المسافة بين هذا الإلكترون الخارجي لليثيوم والنواة. وهو محجوب عنها بوساطة إلكترونات المستوى الداخلي، لذا يمتلك طاقة تأيّن أولى أقل

هيليوم

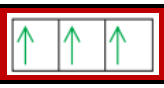
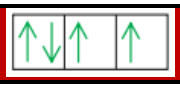


هذا الإلكترون قريب من النواة. ولا يوجد تأثير حجب عليه من قبل إلكترونات داخلية، لذا يمتلك طاقة تأيّن أولى مرتفعة نسبيًا.

علل : يوجد إنخفاض طفيف في قيمة طاقة التأين الأولى بين (البريليوم) و (البورون) ؟

البريليوم : $_4Be : 1s^2 , 2s^2$	البورون : $_5B : 1s^2 , 2s^2 , 2p^1$
يوجد إلكترونان في المستوى الفرعى $2s^2$ الممتلئ بالإلكترونات ، فيكون مستقرا . (فتكون له طاقة تأين كبيرة)	يوجد إلكترون إضافى في المستوى الفرعى $2p^1$ الأبعد عن النواة نسبيا مع وجود حجب للنواة بفعل المستويان $1s^2 , 2s^2$ فتقل قوة جذب النواة للإلكترون الخارجي $2p^1$ وتقل طاقة التأين .

علل : يوجد إنخفاض طفيف في قيمة طاقة التأين الأولى بين (النيتروجين) و (الأكسجين) ؟

النيتروجين  $_7N : 1s^2 , 2s^2 , 2p^3$	الأكسجين  $_8O : 1s^2 , 2s^2 , 2p^4$
يمتلك النيتروجين إلكترونات مفردة في الفلك $2p^3$ فتكون مستقرة . (وتزيد طاقة التأين)	الإلكترون الإضافى يقترن مع إلكترون مفرد في فلك $2p^4$ الأول ليشكل زوجا مغزليا متنافرا ، فتقل الطاقة اللازمة لنزع الإلكترون . (وتقل طاقة التأين)

علل : تقل طاقة التأين من الأعلى إلى الأسفل في المجموعة الواحدة ؟

(1) لزيادة عدد مستويات الطاقة الرئيسية ، فتزيد المسافة بين الإلكترونات الخارجية والنواة ، فتقل قوة جذب النواة لها .
(2) لزيادة تأثير حجب إلكترونات المستويات الداخلية الممتلئة على الإلكترونات الخارجيــة ، فتقل قوة جذب النواة لها .

تمت بحمد الله
مع أطيب الأمنيات بالنجاح والتفوق

إعداد :
أ / محمد الحســـــينى
93936601