

الوحدة الرابعة

عائلات العناصر وتصنيفها وفقاً لخواصها الدورية

بعد اكتشاف مزيد من العناصر الكيميائية، حاول العلماء ترتيب هذه العناصر وتصنيفها كمجموعات حسب تشابه هذه العناصر مع بعضها، حتى يسهل دراستها، وفيما يلي المحاولات الأولى لترتيب العناصر.

المحاولات الأولى لترتيب العناصر

برزيليوس

أول من حاول تصنيف العناصر هو العالم برزيليوس، حيث قام بتصنيف العناصر إلى فلزات ولافلزات.

أسباب فشل تصنيف برزيليوس

- اكتشاف عناصر لها خواص فلزية وخواص لافلزية.
- بعض الفلزات لها خواص لافلزية، وبعض اللافلزات لها خواص فلزية.

دوبرينر

قسم العناصر إلى مجموعات، تحتوي كل مجموعة على ثلاثة عناصر متشابهة مع بعضها في الخواص الفيزيائية والكيميائية، سميت هذه المجموعات بـ ثلاثيات دوبرينر. محاولة دوبرينر هي أول محاولة تربط بين خواص العناصر وكتلتها الذرية، حيث أن الكتلة الذرية لكل ثلاثة عناصر إما تكون متساوية تقريباً أو أن الكتلة الذرية للعنصر الأوسط تساوي المتوسط الحسابي بين الكتل الذرية للعنصرين الأول والأخير.

العنصر	الرمز	الكتلة الذرية
الكلور	Cl	35.5
البروم	Br	80
اليود	I	126.9

العنصر	الرمز	الكتلة الذرية
الحديد	Fe	55.8
الكوبلت	Co	58.9
النيكل	Ni	58.7

العنصر	الرمز	الكتلة الذرية
الليثيوم	Li	6.9
الصوديوم	Na	23
البوتاسيوم	K	39.1

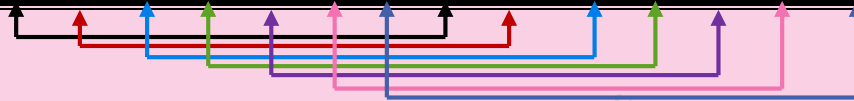
لاحظ في الأمثلة السابقة ثلاث مجموعات نلاحظ في المثال الأول ان الكتلة الذرية للصوديوم تساوي المتوسط الحسابي ما بين الكتلة الذرية لعنصر الليثيوم وعنصر البوتاسيوم، وفي المثال الثاني الكتلة الذرية للكوبلت قيمتها متقاربة مع الكتل الذرية للحديد والنيكل، وفي المثال الأخير الكتلة الذرية للبروم تساوي المتوسط الحسابي بين الكتل الذرية للكلور واليود.

اكتشاف دورية الخواص الفيزيائية والكيميائية

نيولاندز

قام بترتيب العناصر تصاعدياً تبعاً لزيادة كتلتها الذرية في متسلسلة وحصل على نظام تتكرر فيه الخواص الفيزيائية والكيميائية بشكل دوري بعد كل سبعة عناصر. (قانون الثمانيات)
لاحظ نيولاندز ان العناصر السبعة الأولى تختلف فيما بينها في الخواص الفيزيائية والكيميائية إلا أن هذه الخواص بدأت تتكرر بعد العنصر الثامن.

التسلسل	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
رمز العنصر	Li	Be	B	C	N	O	F	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	K	Cu	Cr	Ti
كتلة العنصر	7	9	11	12	14	16	19	23	24	27	28	31	32	35.5	39	40	52	48



العنصر الأول (الليثيوم Li) يشبه العنصر الثامن (الصوديوم Na)

العنصر الثاني (البريليوم Be) يشبه العنصر التاسع (المغنيسيوم Mg) وهكذا

لم يثبت هذا التصنيف لفترة طويلة بسبب:

اكتشاف عناصر جديدة وعدم ترك فراغات للعناصر التي لم تكتشف بعد مثل الغازات الخاملة وعدم دقة الكتل الذرية.

لوثرماير

قام بترتيب العناصر وفقاً لزيادة كتلتها الذرية فوجد ان الخواص الكيميائية والفيزيائية تتكرر بشكل دوري.

مندليف

قام بترتيب العناصر وفقاً لزيادة كتلتها الذرية فوجد أن الخواص الكيميائية والفيزيائية تتكرر بشكل دوري منتظم. (القانون الدوري لمندليف)

لاحظ مندليف أن العناصر المتشابهة في الخواص تظهر في الجدول على هيئة أعمدة رأسية أسماها مجموعات وصفوف أفقية أسماها دورات.

مميزات جدول مندليف

- 1 - توصل من خلاله إلى القانون الدوري.
- 2 - أفاد في تصحيح الكتل الذرية لبعض العناصر.
- 3 - ترك أماكن فارغة للعناصر التي لم تكن مكتشفة في ذلك الوقت وتنبأ بخواص بعضها.

عيوب جدول مندليف

- ١- افرد دورة كاملة لغاز الهيدروجين بالرغم من تشابهه مع عناصر المجموعة الأولى والسابعة.
- ٢- وضع عناصر كتلتها الذرية كبيرة قبل عناصر كتلتها الذرية صغيرة.
- ٣- وضع النحاس مع مجموعة الفلزات القلوية التي لا تتشابه معه في كثير من الخواص.
- ٤- لم يترك أماكن مناسبة للغازات الخاملة والعناصر الأرضية النادرة.

ملاحظة: لم ينسب الجدول الدوري إلى ليوثر ماير لأن مندليف كان قد توصل إلى نفس الجدول قبله بأشهر وكان جدول مندليف أكثر دقة.

نشاط ١-٤

- اختر الإجابة الصحيحة:

أ - العناصر المتشابهة في الكتل الذرية تكون على هيئة

١	ثلاثيات	٢	مجموعات	٣	ثمانيات	٤	دورات
---	---------	---	---------	---	---------	---	-------

ب - تصنيف ينص على أنه عند ترتيب العناصر، فإن الخواص تتكرر بشكل دوري بعد ٧ عناصر

١	مندليف	٢	موزلي	٣	نيولاندز	٤	دوبرينر
---	--------	---	-------	---	----------	---	---------

ج - في ثمانيات نيولاندز عنصر الـ Be يشابه في خواصه عنصر

١	المغنسيوم	٢	الألمونيوم	٣	الصوديوم	٤	الباريوم
---	-----------	---	------------	---	----------	---	----------

د - لاحظ عند ترتيب العناصر وفقاً لتزايد كتلتها الذرية فإن خواصها الكيميائية والفيزيائية تتكرر

١	موزلي	٢	مندليف	٣	دوبرينر	٤	نيولاندز
---	-------	---	--------	---	---------	---	----------

هـ - فشلت قاعدة الثمانيات بسبب

١	وجود أخطاء لكتل بعض العناصر	٢	لم يتنبأ باكتشاف الغازات الخاملة	٣	لم يتنبأ باكتشاف عناصر جديدة	٤	كل ما سبق
---	-----------------------------	---	----------------------------------	---	------------------------------	---	-----------

و - قام بتصنيف العناصر إلى فلزات ولا فلزات

١	موزلي	٢	دوبرينر	٣	نيولاندز	٤	برزيليوس
---	-------	---	---------	---	----------	---	----------

ز - فشل تصنيف برزيليوس بسبب

١	لم يتنبأ باكتشاف عناصر جديدة	٢	ظهور عناصر لها خواص فلزية ولا فلزية	٣	وجود خطأ لكتل بعض العناصر	٤	كل الإجابات خاطئة
---	------------------------------	---	-------------------------------------	---	---------------------------	---	-------------------

٢ - على ماذا ينص القانون الدوري لمندليف؟

٣ - اذكر مميزات جدول مندليف؟

٤ - اذكر عيوب جدول مندليف؟

٥ - علل:

لم ينسب الجدول الدوري إلى لوثر ماير؟

استخدامات الجدول الدوري

- ١- نحصل منه على معلومات مهمة مثل:
أسماء العناصر - موقعها - كتلتها الذرية - أعدادها الذرية، وموقع الفلزات واللافلزات
- ٢- يوضح أن عناصر المجموعة الواحدة تتشابه في الخواص.
- ٣- يوضح أن الخواص الدورية للعناصر تتكرر عند الانتقال من دورة إلى التي تليها.
- ٤- يدعم المفاهيم النظرية الحديثة التي تم التوصل إليها.

مجموعات الجدول الدوري

يحتوي الجدول الدوري على ١٨ عمود قسمت إلى ١٦ مجموعة ثمان رئيسية تقع في ٨ أعمدة وثمان انتقالية في ١٠ أعمدة، وهذه المجموعات بالترتيب من اليسار إلى اليمين هي:

المجموعة الرئيسية الأولى

تقع في يسار الجدول الدوري وتشغل العمود رقم ١ يرمز لها بالرمز **IA** وتسمى بمجموعة الفلزات القلوية وتشمل ستة عناصر أشهرها الصوديوم والبوتاسيوم.

المجموعة الرئيسية الثانية

تقع في يسار الجدول الدوري وتشغل العمود رقم ٢ يرمز لها بالرمز **IIA** وتسمى بمجموعة الفلزات القلوية الأرضية وتشمل ستة عناصر أشهرها المغنيسيوم والكالسيوم.

المجموعات الانتقالية

تقع في وسط وأسفل الجدول الدوري ويرمز لها بالرمز **B** وعددها ٨ مجموعات في عشرة أعمدة، سيتم دراسة الخواص العامة لها في الصف الثالث الثانوي.

المجموعة الرئيسية الثالثة

تقع في يمين الجدول الدوري وتشغل العمود رقم ١٣ يرمز لها بالرمز **IIIA** وتشمل ستة عناصر أشهرها الألمونيوم.

المجموعة الرئيسية الرابعة

تقع في يمين الجدول الدوري وتشغل العمود رقم ١٤ يرمز لها بالرمز **IVA** وتشمل ستة عناصر أشهرها الكربون.

المجموعة الرئيسية الخامسة

تقع في يمين الجدول الدوري وتشغل العمود رقم ١٥ يرمز لها بالرمز **VA** وتشمل ستة عناصر أشهرها النيتروجين.

المجموعة الرئيسية السادسة

تقع في يمين الجدول الدوري وتشغل العمود رقم ١٦ يرمز لها بالرمز **VIA** وتشمل ستة عناصر أشهرها الأكسجين.

المجموعة الرئيسية السابعة

تقع في يمين الجدول الدوري وتشغل العمود رقم ١٧ يرمز لها بالرمز **VIIA** وتشمل ستة عناصر وتسمى بالهالوجينات.

المجموعة الرئيسية الثامنة

تقع في يمين الجدول الدوري وتشغل العمود رقم ١٨ يرمز لها بالرمز **VIIIA** وتشمل سبعة عناصر وتسمى بالغازات النبيلة.

فئات الجدول الدوري

تنقسم العناصر في الجدول الدوري حسب المستويات التي ينتهي بها التوزيع الإلكتروني إلى أربع فئات هي:

عناصر الفئة (S) تقع في يسار الجدول الدوري وتشمل مجموعتين الرئيسيتين الأولى والثانية.

عناصر الفئة (P) تقع في يمين الجدول الدوري وتشمل ٦ مجموعات من الرئيسة الثالثة إلى الثامنة.

عناصر الفئة (d) تقع في وسط الجدول الدوري وتشمل ٨ مجموعات في عشرة أعمدة.

عناصر الفئة (f) تقع في أسفل الجدول الدوري وتشمل سلسلتين اللانثيدات والاكثيدات.

IA	IIA	IIIB	IVB	VB	VIB	VIIA	VIIIA	IB	IIB	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA												
1 H Hydrogen 1.00794	2 He Helium 4.002602																										
3 Li Lithium 6.941	4 Be Beryllium 9.012182																										
11 Na Sodium 22.98976928	12 Mg Magnesium 24.304																										
19 K Potassium 39.0983	20 Ca Calcium 40.078	21 Sc Scandium 44.955912	22 Ti Titanium 47.88	23 V Vanadium 50.9415	24 Cr Chromium 51.9961	25 Mn Manganese 54.938045	26 Fe Iron 55.845	27 Co Cobalt 58.933195	28 Ni Nickel 58.6934	29 Cu Copper 63.546	30 Zn Zinc 65.408	31 Ga Gallium 69.723	32 Ge Germanium 72.64	33 As Arsenic 74.9216	34 Se Selenium 78.96	35 Br Bromine 79.904	36 Kr Krypton 83.798										
37 Rb Rubidium 85.4678	38 Sr Strontium 87.62	39 Y Yttrium 88.90584	40 Zr Zirconium 91.224	41 Nb Niobium 92.90638	42 Mo Molybdenum 95.94	43 Tc Technetium 98	44 Ru Ruthenium 101.07	45 Rh Rhodium 102.9055	46 Pd Palladium 106.42	47 Ag Silver 107.8682	48 Cd Cadmium 112.411	49 In Indium 114.818	50 Sn Tin 118.710	51 Sb Antimony 121.757	52 Te Tellurium 127.6	53 I Iodine 126.90545	54 Xe Xenon 131.29										
55 Cs Cesium 132.90545196	56 Ba Barium 137.327	57 La Lanthanum 138.9048	72 Hf Hafnium 178.49	73 Ta Tantalum 180.94788	74 W Tungsten 183.84	75 Re Rhenium 186.207	76 Os Osmium 190.23	77 Ir Iridium 192.222	78 Pt Platinum 195.084	79 Au Gold 196.966569	80 Hg Mercury 200.59	81 Tl Thallium 204.3833	82 Pb Lead 207.2	83 Bi Bismuth 208.980389	84 Po Polonium (209)	85 At Astatine (210)	86 Rn Radon (222)										
87 Fr Francium (223)	88 Ra Radium (226)	89 Ac Actinium (227)	104 Rf Rutherfordium (261)	105 Db Dubnium (262)	106 Sg Seaborgium (266)	107 Bh Bohrium (264)	108 Hs Hassium (265)	109 Mt Meitnerium (268)	110 Ds Darmstadtium (271)	111 Rg Roentgenium (272)	112 Uub Ununbium (285)	113 Uut Ununtrium (288)	114 Uuq Ununquadium (289)	115 Uup Ununpentium (288)	116 Uuh Ununhexium (289)	117 Uus Ununseptium (289)	118 Uuo Ununoctium (289)										
58 Ce Cerium 140.12	59 Pr Praseodymium 140.90766	60 Nd Neodymium 144.24	61 Pm Promethium (145)	62 Sm Samarium 150.36	63 Eu Europium 151.964	64 Gd Gadolinium 157.25	65 Tb Terbium 158.92534	66 Dy Dysprosium 162.5003	67 Ho Holmium 164.93032	68 Er Erbium 167.259	69 Tm Thulium 168.93048	70 Yb Ytterbium 173.054	71 Lu Lutetium 174.967	90 Th Thorium 232.0377	91 Pa Protactinium 231.036889	92 U Uranium 238.02891	93 Np Neptunium (237)	94 Pu Plutonium (244)	95 Am Americium (243)	96 Cm Curium (247)	97 Bk Berkelium (247)	98 Cf Californium (251)	99 Es Einsteinium (252)	100 Fm Fermium (257)	101 Md Mendelevium (258)	102 No Nobelium (259)	103 Lr Lawrencium (262)

دورات الجدول الدوري

رتبت العناصر في الجدول الدوري الحديث وفقا لتزايد أعدادها الذرية من اليسار إلى اليمين، احتوى الجدول على سبعة صفوف أفقية سميت الدورات وتنقسم إلى دورات قصيرة وعددها ٣ (الأولى والثانية والثالثة)، وطويلة وعددها ٤ (الرابعة والخامسة والسادسة والسابعة).

ملاحظة رقم المستوي الأخير الذي يشغل بالإلكترونات عند التوزيع الإلكتروني للعنصر يساوي الدورة التي ينتمي إليها العنصر.

الدورة الأولى (القصيرة الأولى) تحتوي على عنصرين فقط هما الهيدروجين H^1 والهيليوم He^4

الدورة الثانية (القصيرة الثانية) تحتوي على ثمانية عناصر، تبدأ بعنصر الليثيوم Li^3 وتنتهي بعنصر النيون Ne^{10} .

الدورة الثالثة (القصيرة الثالثة) تحتوي على ثمانية عناصر، تبدأ بعنصر الصوديوم Na^{11} وتنتهي بعنصر الأرجون Ar^{18}

الدورة الرابعة (الطويلة الأولى) تحتوي على ١٨ عنصر، تبدأ بعنصر البوتاسيوم K^{19} وتنتهي بعنصر الكريبتون Kr^{36}

الدورة الخامسة (الطويلة الثانية) تحتوي على ١٨ عنصر، تبدأ بعنصر الروبيديوم Rb^{37} وتنتهي بعنصر الزينون Xe^{54}

الدورة السادسة (الطويلة الثالثة) تحتوي على ٣٢ عنصر، تبدأ بعنصر السيزيوم Cs^{55} وتنتهي بعنصر الرادون Rn^{86}

الدورة السابعة (الطويلة الرابعة) تحتوي على ٣٢ عنصر، تبدأ بعنصر الفرنسيوم Fr^{87} وتنتهي بعنصر الأوغانيسون Og^{118}

تحديد موقع العنصر الرئيسي من خلال التوزيع الإلكتروني

هذه الطريقة تفيد في تحديد موقع أي عنصر من العناصر الموجودة في المجموعات الرئيسية:

- ١- يتم كتابة التوزيع الإلكتروني لذرة العنصر.
- ٢- الرقم الذي يسبق آخر مستوى فرعي في التوزيع يمثل رقم الدورة التي ينتمي إليها العنصر.
- ٣- مجموع عدد الإلكترونات التي توجد في المستوى الرئيسي الأخير تمثل رقم المجموعة التي ينتمي إليها العنصر.

ملاحظة:

إذا كان التوزيع الإلكتروني ينتهي بالمستوى الفرعي S فإن عدد الإلكترونات فيه تساوي رقم المجموعة.
أما إذا كان التوزيع الإلكتروني ينتهي بالمستوى الفرعي P فإن رقم المجموعة يساوي عدد الإلكترونات الموجودة فيه مضاف إليها ٢.

أمثلة

الدورة الثالثة لأن رقم المستوى الأخير 3



المجموعة الأولى لأن عدد الإلكترونات في المستوى الأخير 1

الدورة الرابعة لأن رقم المستوى الأخير 4



المجموعة الثالثة، مجموع عدد الإلكترونات في المستوى الأخير ٢+١

الدورة الرابعة لأن رقم المستوى الأخير 4



المجموعة الثانية، مجموع عدد الإلكترونات في المستوى الأخير ٢

الدورة الرابعة لأن رقم المستوى الأخير 4



المجموعة السابعة، مجموع عدد الإلكترونات في المستوى الأخير ٢+٥

الدورة الخامسة لأن رقم المستوى الأخير 5



المجموعة الثانية، مجموع عدد الإلكترونات في المستوى الأخير ٢

الدورة الثالثة لأن رقم المستوى الأخير 3



المجموعة الثامنة، مجموع عدد الإلكترونات في المستوى الأخير ٢+٦

نشاط ٤-٢

١ - اختر الإجابة الصحيحة:

أ - بناءً على خواصها الفلزية واللافلزية يمكن تصنيف عناصر الجدول الدوري إلى

١	مجموعتين	٢	أربع مجموعات	٣	ثلاث مجموعات	٤	مجموعة واحدة
---	----------	---	--------------	---	--------------	---	--------------

ب - تم وضعها خارج الجدول الدوري كي لا يصبح طويلاً

١	العناصر المثالية	٢	اللانثيدات والاكنتيدات	٣	عناصر المجموعة IIB	٤	ليس مما سبق
---	------------------	---	------------------------	---	--------------------	---	-------------

ج - المجموعة IA تسمى

١	فلزات	٢	لا فلزات	٣	عناصر انتقالية	٤	فلزات قلوية
---	-------	---	----------	---	----------------	---	-------------

د - المجموعة الرئيسية الأولى يوجد فيها إلكترون واحد في مستوى الطاقة الفرعي

١	S	٢	P	٣	d	٤	f
---	---	---	---	---	---	---	---

هـ - المجموعة الرئيسية الرابعة تشمل

١	العمود الرابع عشر	٢	العمود الخامس عشر	٣	العمود السادس عشر	٤	العمود السابع عشر
---	-------------------	---	-------------------	---	-------------------	---	-------------------

و - العناصر الموجودة تحت المستوى S و P تسمى

١	فلزات القلويات	٢	القلويات الأرضية	٣	العناصر المثالية	٤	العناصر الانتقالية
---	----------------	---	------------------	---	------------------	---	--------------------

ز - يحتوي الجدول الدوري على

١	٧ و ٨	٢	٧ و ٨	٣	٧ و ٧	٤	كل الإجابات خاطئة
---	-------	---	-------	---	-------	---	-------------------

ح - العنصر الذي توزيعه الإلكتروني $1S^2 2S^2 2P^1$ يقع في

١	الدورة الأولى، المجموعة الثانية	٢	الدورة الثانية، المجموعة الأولى	٣	الدورة الثالثة، المجموعة الثانية	٤	الدورة الثانية، المجموعة الثالثة
---	------------------------------------	---	------------------------------------	---	-------------------------------------	---	-------------------------------------

ط - العنصر **س** ينتهي توزيعه الإلكتروني بـ $4S^1$ والعنصر **ص** ينتهي توزيعه الإلكتروني بـ $4S^2$ ولهذا يمكن القول

١	العنصران يقعان في الدورة الثالثة والعنصر ص يسبق س	٢	العنصران يقعان في الدورة الرابعة والعنصر ص يسبق س	٣	العنصران يقعان في الدورة الثالثة والعنصر ص يسبق س	٤	العنصران يقعان في الدورة الرابعة والعنصر ص يسبق س
---	--	---	---	---	---	---	---

ي - تسمى عناصر المجموعة IIA

١	فلزات القلويات	٢	القلويات الأرضية	٣	العناصر الانتقالية	٤	العناصر المثالية
---	----------------	---	------------------	---	--------------------	---	------------------

ك - العناصر الإنتقالية الداخلية تقع تحت المستوى

١	S	٢	P	٣	d	٤	f
---	---	---	---	---	---	---	---

ل - العنصر الذي عدده الذري ١٧ يقع في

١	الدورة الثالثة	٢	المجموعة VIIA	٣	الدورة الرابعة	٤	١ و ٢
---	----------------	---	---------------	---	----------------	---	-------

م - العنصر الذي ينتهي توزيعه الإلكتروني بـ $3P^4$ ينتمي إلى

١	الدورة الرابعة	٢	الدورة الثالثة	٣	المجموعة الرابعة	٤	المجموعة الثالثة
---	----------------	---	----------------	---	------------------	---	------------------

٢ - على ماذا ينص القانون الدوري الحديث؟

٣ - اذكر استخدامات الجدول الدوري الحديث؟

٤ - اذكر ملامح الجدول الدوري الحديث؟

تدرج بعض الخواص الفيزيائية والكيميائية للعناصر في الجدول الدوري

نصف القطر الذري

كان يعرف نصف القطر الذري بأنه المسافة بين النواة وابتعد إلكترون في المستوى الخارجي (حسب نظرية بوهر)، وبعد ظهور نظرية شرودنجر التي أوضحت أنه يصعب تحديد موقع الإلكترون، لأن حركة الإلكترون حسب هذه النظرية تشكل سحابة إلكترونية، وبما أنه لا يمكن أن توجد الذرات منفردة وإنما مرتبطة بذرات أخرى فقد أصبح تعريف نصف القطر الذري بأنه: نصف المسافة بين مركزي ذرتين متماثلتين في جزيء ثنائي الذرة.

يزداد نصف القطر في المجموعة من الأعلى إلى الأسفل ويقل في الدورة من اليسار إلى اليمين

علل يزداد نصف القطر الذري في المجموعة من الأعلى إلى الأسفل.

بسبب دخول الإلكترون الأخير للذرة في مستوى طاقة جديد وبالتالي يبتعد الإلكترون من جذب النواة فتزداد المسافة بين النواة والمستوى الخارجي.

علل يقل نصف القطر الذري في الدورة من اليسار إلى اليمين.

في الدورة الواحدة كل العناصر تنتهي بنفس المستوى، وبزيادة العدد الذري تزداد عدد البروتونات (الشحنة الموجبة) فتزداد عدد الإلكترونات (الشحنة السالبة) في المستوى الأخير فيؤدي ذلك إلى زيادة قوة التجاذب بين النواة وبين المستوى الأخير فتتكشف الذرة ويصغر نصف القطر.

طاقة التأين

هي الطاقة اللازمة لفصل الإلكترون الموجود في المستوى الأخير لذرة العنصر المفردة وهي في الحالة الغازية.

تقل طاقة التأين في المجموعة من الأعلى إلى الأسفل بزيادة العدد الذري وتزيد في الدورة من اليسار إلى اليمين بزيادة العدد الذري.

علل تقل طاقة التأين في المجموعة من الأعلى إلى الأسفل بزيادة العدد الذري.

بسبب زيادة نصف القطر الذري وبعد إلكترون المستوى الأخير عن النواة وبالتالي ضعف قوة التجاذب بين النواة وإلكترون المستوى الأخير.

علل تزداد طاقة التأين في الدورة من اليسار إلى اليمين بزيادة العدد الذري.

بزيادة العدد الذري تزداد عدد الإلكترونات في المستوى الأخير فتزداد قوة التجاذب بين النواة وبين الكترونات المستوى الأخير فتزيد طاقة التأين.

كلما قلت طاقة التأين كلما زاد نشاط العنصر في التفاعلات الكيميائية.
إذا كانت الذرة تمتلك أكثر من إلكترون في المستوى الخارجي فإن لها أكثر من طاقة تأين.

الميل الإلكتروني

هو مقدار الطاقة المنطلقة من الذرة المفردة وهي في حالتها الغازية عندما تكتسب إلكترون أو أكثر لتكوين الأيون السالب.

يقبل الميل الإلكتروني في المجموعة من الأعلى إلى الأسفل ويزيد في الدورة من اليسار إلى اليمين.

علل يقل الميل الإلكتروني في المجموعة من الأعلى إلى الأسفل.

بسبب زيادة المسافة بين النواة وابعاد مستوى مما يجعل إلكترونات المستوى الأخير بعيدة عن النواة فتضعف قدرة الذرة على جذب إلكترون جديد.

علل يزداد الميل الإلكتروني في الدورة من اليسار إلى اليمين.

لصغر نصف القطر الذري وبالتالي قرب المستوى الأخير من النواة مما يسهل على النواة جذب إلكترون جديد.

السالبية الكهربائية

هي مقدرة الذرة على جذب الكترونات الرابطة الكيميائية التي تربطها بذرة أخرى.

تقل السالبية الكهربائية في المجموعة من الأعلى إلى الأسفل وتزداد في الدورة من اليسار إلى اليمين،

من المقاييس التي تستخدم لقياس السالبية الكهربائية مقياس باولنج.

الخواص الفلزية واللافلزية

في الدورة تزداد الخاصية اللافلزية وتقل الخاصية الفلزية من اليسار إلى اليمين.
في المجموعة تقل الخاصية اللافلزية وتزداد الخاصية الفلزية من الأعلى إلى الأسفل.

اهم الفروق بين الفلزات واللافلزات

اللافلزات	الفلزات
<p>ليس لها بريق معدني. هشة. رديئة التوصيل للحرارة والكهرباء. درجات انصهارها وغلبيتها منخفضة. تميل إلى اكتساب الإلكترونات.</p>	<p>لها بريق معدني. قابلة للطرق والسحب. جيدة التوصيل للحرارة والكهرباء. درجات انصهارها وغلبيتها عالية. تميل إلى فقد الإلكترونات.</p>

التكافؤ

هو عدد الإلكترونات التي تفقدها الذرة أو تكتسبها للوصول إلى حالة الاستقرار (قاعدة الثمانية).

تعريف آخر للتكافؤ: هو عدد الإلكترونات المفردة الموجودة في المستوى الفرعي الأخير للذرة.

يقارن مدى قدرة الذرة على فقد أو اكتساب الكترونات، على عدد الإلكترونات الموجودة في المستوى الأخير.

فإذا كان عدد الإلكترونات أقل من 4 الكترونات فإن الذرة تميل إلى فقد الكترونات المستوى الأخير.

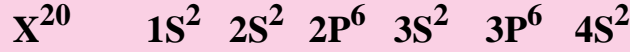
أما إذا كان عدد الإلكترونات أكثر من 4 الكترونات فإن الذرة تميل إلى اكتساب الكترونات إلى المستوى الأخير.

الجدول التالي يوضح علاقة المجموعات الرئيسية بالتكافؤ

التكافؤ	المجموعة الرئيسية
1+	الأولى
2+	الثانية
3+	الثالثة
2+ ، 4+	الرابعة
3-	الخامسة
2-	السادسة
1-	السابعة

علاقة التكافؤ بالتوزيع الإلكتروني

من خلال التوزيع الإلكتروني نستطيع معرفة عدد الإلكترونات الموجودة في المستوى الأخير فنستنتج ما إذا كانت الذرة لها قدرة على فقد أو اكتساب الكترونات وكم عددها.
مثال



ينتهي التوزيع الإلكتروني في المستوى الرابع، عدد الإلكترونات فيه تساوي ٢ (يفقد إلكترونات)، عدد الإلكترونات التي يفقدها ٢ فيكون تكافؤه ثنائي.
مثال آخر



ينتهي التوزيع الإلكتروني في المستوى الرابع، عدد الإلكترونات فيه تساوي ٧ (يكتسب إلكترونات)، عدد الإلكترونات التي يكتسبها ١ فيكون تكافؤه أحادي.

نشاط ٣-٤

١ - اختر الإجابة الصحيحة:

أ - الطاقة اللازمة لفصل الإلكترون الموجود في المستوى الخارجي لذرة مفردة

١	السالبية الكهربائية	٢	طاقة الأكسدة	٣	طاقة الاختزال	٤	طاقة التأين
---	---------------------	---	--------------	---	---------------	---	-------------

ب - نوع الإلكترونات التي تحدد الخواص الكيميائية لكل عنصر هي

١	الالكترونات التكافؤ	٢	الالكترونات التكافؤ المساهمة	٣	الإلكترونات السالبة	٤	الالكترونات التكافؤ غير المساهمة
---	---------------------	---	------------------------------	---	---------------------	---	----------------------------------

ج - أي من الذرات التالية تمتلك أقل طاقة تأين

١	Cl	٢	P	٣	C	٤	Na
---	----	---	---	---	---	---	----

د - أي من الذرات التالية تمتلك أعلى سالبية كهربائية

١	Na	٢	N	٣	O	٤	F
---	----	---	---	---	---	---	---

هـ - العناصر التي لها طاقة تأين وسالبية كهربائية وميل إلكتروني منخفض هي

١	الفلزات	٢	اللافلزات	٣	أشباه الفلزات	٤	كل ما سبق
---	---------	---	-----------	---	---------------	---	-----------

٢ - علل:

أ - يزداد نصف القطر الذري في المجموعات من الأعلى إلى الأسفل ويقل في الدورات من اليسار إلى اليمين.

ب - تقل طاقة التأين في المجموعات من الأعلى إلى الأسفل وتزداد في الدورات من اليسار إلى اليمين.

ج - العناصر التي لها طاقة تأين قليلة تكون نشطة كيميائياً.

٣ - عرف:

أ - طاقة التأين ب - السالبية الكهربائية ج - نصف القطر الذري

د - الميل الإلكتروني هـ - التكافؤ

٤ - قارن بين الفلزات واللافلزات من حيث الخواص العامة.