شرح وملخص دروس الوحدة الأولى الدورية في خصائص العناصر

تم تحميل هذا الملف من موقع المناهج القطرية

موقع المناهج ⇦ المناهج القطرية ⇦ المستوى العاشر ⇦ كيمياء ⇦ الفصل الأول ⇦ ملفات متنوعة ⇦ الملف

تاريخ إضافة الملف على موقع المناهج: 15-10-2025 19:04:09

المزيد من مادة كيمياء:	ملفات ا كتب للمعلم ا كتب للطالب ا اختبارات الكترونية ا اختبارات ا حلول ا عروض بوربوينت ا أوراق عمل منهج انجليزي ا ملخصات وتقارير ا مذكرات وبنوك ا الامتحان النهائي ا للمدرس
	إعداد: أحمد التوابتي

التواصل الاجتماعي بحسب المستوى العاشر

صفحة المناهج القطرية على فيسبوك					
المواد على تلغرام	التربية الاسلامية	اللغة العربية	اللغة الانجليزية	الرياضيات	

المزيد من الملفات بحسب المستوى العاشر والمادة كيمياء في الفصل الأول

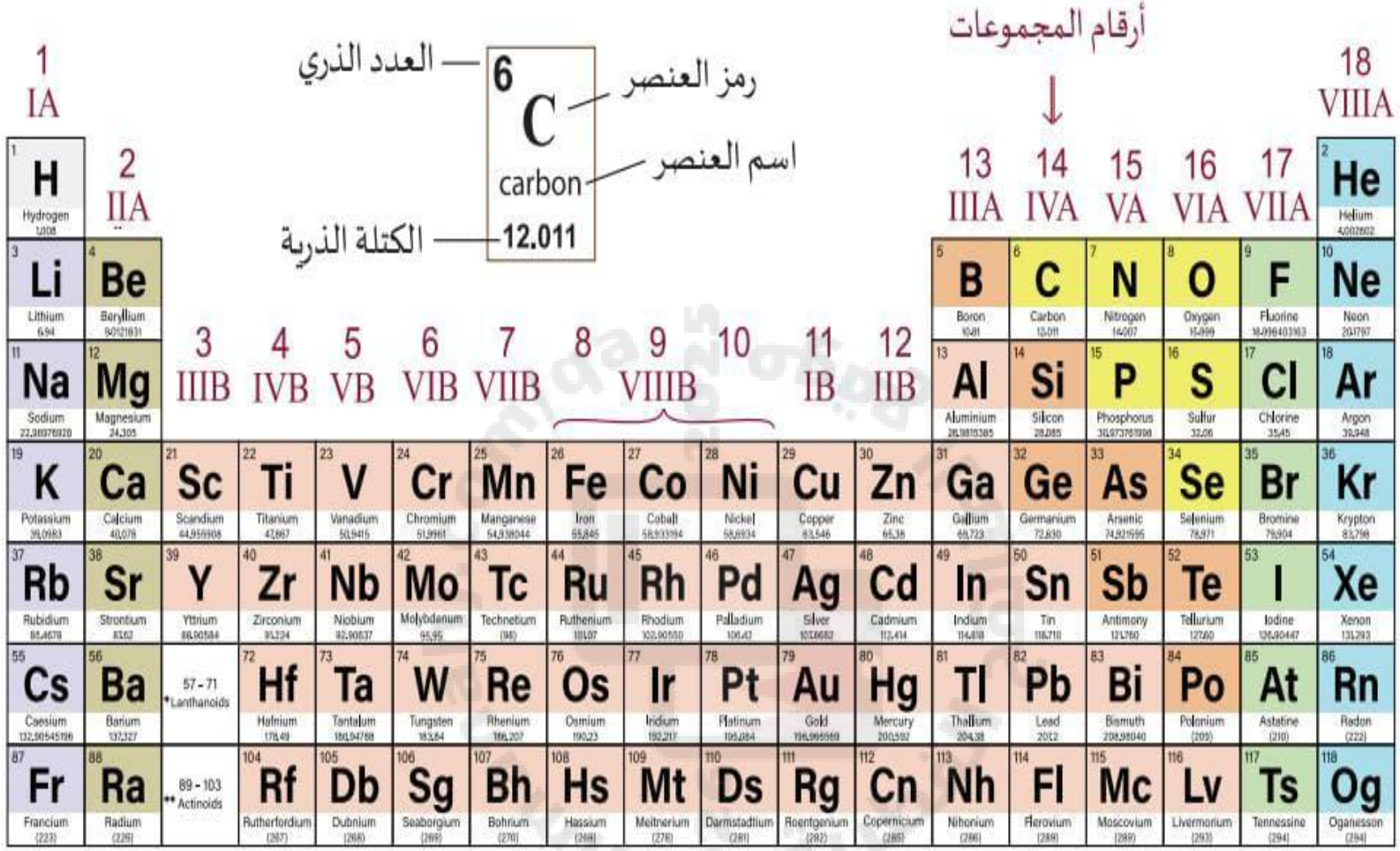
1	شرح وملخص الدرس الثاني تدرج الخواص الدورية للعناصر من الوحدة الأولى
2	شرح وملخص الدرس الأول الجدول الدوري للعناصر من الوحدة الأولى
3	نموذج إجابة كراسة أنشطة الوحدة الأولى الدورية في خصائص العناصر
4	كراسة أنشطة الوحدة الأولى الدورية في خصائص العناصر غير مجابة
5	تدريبات إثرائية لاختبار منتصف الفصل من مدرسة الفرقان

الكيمياء

الصف العاشر

استاذ / أحمد التوابتي
70444721

الجدول الدوري الحديث للعناصر



أستاذ/ أحمد التوابتي
70444721

الدرس الاول

(1-1) الجدول الدوري للعناصر

مقدمة

حاول العلماء قديما ترتيب العناصر وتصنفها لسهولة دراستها ومن أبرز هذه المحاولات:

1- ثلاثيات دوبراينر: العناصر تشكل ثلاثيات بحيث تميلك العنصر الأوسط خصائص متوسطة بين العنصرين الآخرين، ولكن وجد أن العناصر لا تناسب كلها مع الثلاثيات.

2-ثمانيات نيولاندز : عند ترتيب العناصر حسب الزيادة في كتلتها الذرية فإن الخصائص تتكرر بدءاً من كل ثامن عنصر (مثل أيام الاسبوع)

الجدول 1-2 ثلاثيّات دوبراينر.

الثلاثية	العنصر	الكتلة الذرّية
1	ليثيوم (Li)	7
	صوديوم (Na)	23
	بوتاسيوم (K)	39
2	كالسيوم (Ca)	40
	سترونشيوم (Sr)	87.6
	باريوم (Ba)	137.3
3	كلور (Cℓ)	35.5
	بروم (Br)	80
	يود (I)	127

نظرية ثمانيات نيولاندز

الترتيب																							
1	H	1	F	19	Cℓ	35	Co + Ni	59	Br	80
2	Li	7	Na	23	K	39	Cu	64	Rb	85
3	Be	9	Mg	24	Ca	40	Zn	65	Sr	88
4	B	11	Al	27	Cr	52	Y	89	Ce + La	139
5	C	12	Si	28	Ti	48	In	115	Zr	91
6	N	14	P	31	Mn	55	As	210	Nd + Mo	94
7	O	16	S	32	Fe	56	Se	79	Ro + Ru	102

العنصر ↑ ↑ الكتلة الذرّية

الشكل 1-4 ثمانيّات نيولاندز

مثال

الهيدروجين والفلور والكلور لهم خصائص متشابهة.

جدول مندليف

رتب مندليف العناصر المعروفة آنذاك في جدول تبعا للزيادة فى **الكتلة الذرية**.

أستاذ/ أحمد التوابتي

70444721

			Ti = 50	Zr = 90	? = 180
			V = 51	Nb = 94	Ta = 182
			Cr = 52	Mo = 96	W = 186
			Mn = 55	Rh = 104.4	Pt = 197.1
			Fe = 56	Ru = 104.4	Ir = 198
H = 1			Ni, Co = 59	Pd = 106.6	Os = 199
	Be = 9.4	Mg = 24	Cu = 63.4	Ag = 108	Hg = 200
	B = 11	Al = 27.3	Zn = 65.2	Cd = 112	
	C = 12	Si = 28	? = 68	Ur = 116	Au = 197?
	N = 14	P = 31	? = 70	Sn = 118	
	O = 16	S = 32	As = 75 Se = 79.4	Sb = 122 Te = 128?	Bi = 210?
	F = 19	Cl = 35.5	Br = 80	I = 127	
Li = 7	Na = 23	K = 39	Rb = 85.4	Cs = 133	
		Ca = 40	Sr = 87.6	Ba = 137	Tl = 204
		? = 45			Pb = 207
		?Er = 56	Ce = 92		
		?Yt = 60	La = 94		
		?In = 75.6	Di = 95		
			Th = 118?		

الشكل 1-5 جدول مندليف الدوري الأوّل.

الجدول 1-1 نموذج لنسخة معدّلة من جدول مندليف الدوري.

الصف	المجموعة I	المجموعة II	المجموعة III	المجموعة IV	المجموعة V	المجموعة VI	المجموعة VII	المجموعة VIII
1	H = 1							
2	Li = 7						F = 19	
3			Al = 27.3			S = 32		
4		Ca = 40		Ti = 48			Mn = 55	Fe = 56 Co = 59 Ni = 59 Cu = 63
5		Zn = 65			As = 75		Br = 80	

ما المقصود بدورية صفات العناصر (الدورية)

خصائص العناصرتتكرر بشكل دورى من صف الآخر

تدريب

- ما الأساس العلمى الذى رتب على اساسه العالم مندليف جدوله الدورى؟
- فسر لم تكن الغازات النبيلة معلومة عند تصنيف جدول مندليف ؟

أستاذ/ أحمد التوابتي

70444721

✓ مقارنة بين نقاط القوة (مميزات) ونقاط الضعف (عيوب) جدول مندليف:

	نقاط القوة (الميرات)		نقاط الضعف (العيوب)
1	صحح الكتلة الذرية لبعض العناصر	1	رتيب العناص علي اساس الكتلة الذرية
2	ترك أماكن فارغة العناصر توقع اكتشافها وحدد كتلتها وخواصها مثل الجرمانيوم	2	وضع أكثر من عنصر في مربع واحد
3	اكتشف نمط يتكرر بزيادة الكتلة الذرية	3	لم يذكر العناصر النبيلة ولا النظائر

النظائر

ذرات لنفس العنصر لها نفس عدد البروتونات ولكن اختلف فى عدد البروتونات.

	$_{6}C^{12}$ كربون 12	$_{6}C^{13}$ كربون 13	$_{6}C^{14}$ كربون 14	$_{1}H^{1}$ بروتيوم	$_{2}H^{2}_{2}$ ديوتيريوم	$_{3}H^{3}$ تريتيوم
البروتونات						
النيوترونات						
العدد الكتلي						

أستاذ/ أحمد التوابتي

70444721

تدريبات على النظائر

فسر نظائر العنصر الواحد تتشابه فى الخواص الكيميائية وتختلف فى الخواص الفيزيائية؟

اكمل الجدول التالى

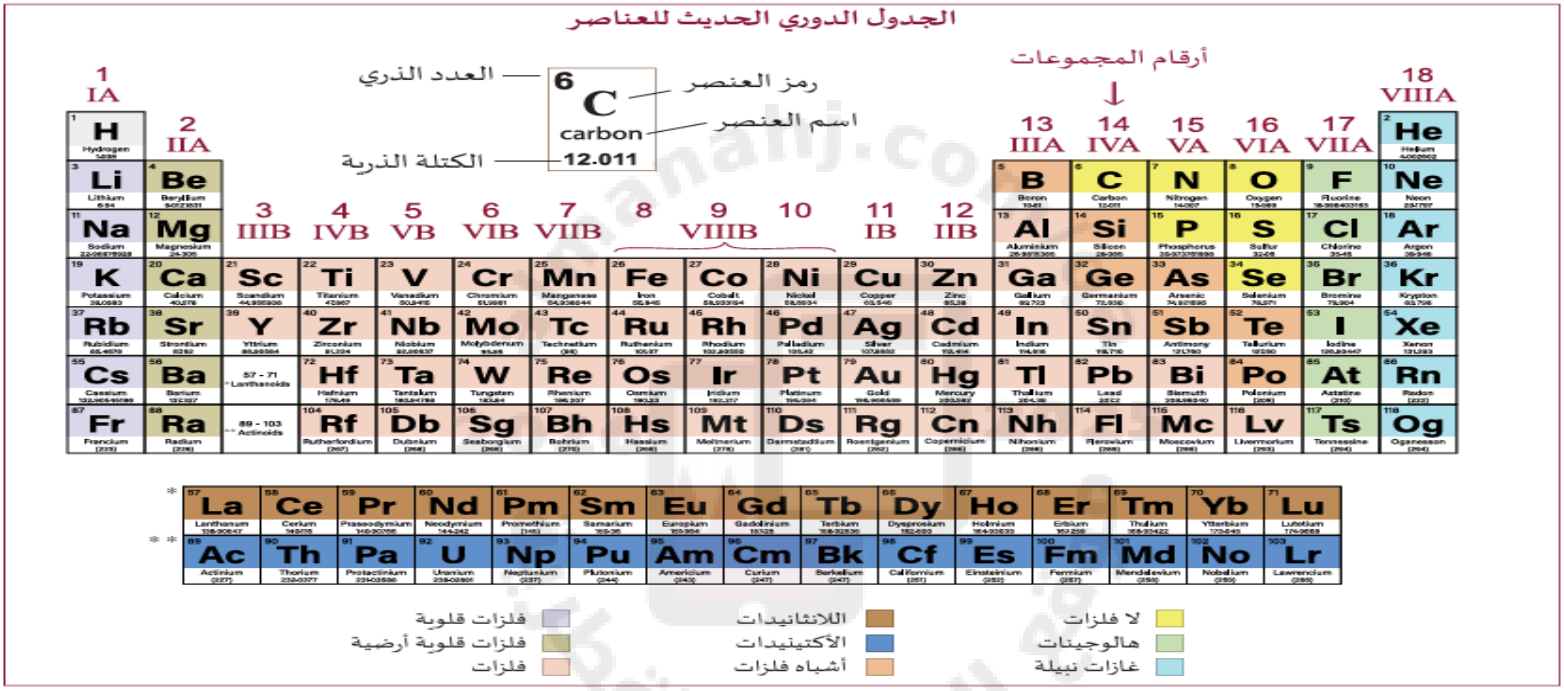
النظر	العدد الذري	العدد الكتلي	عدد البروتونات	عدد الالكترونات	عدد النيوترونات
$^{35}CL_{17}$					
$^{37}CL_{17}$					
$^{14}N_{7}$					
$^{15}N_{7}$					
$^{20}Ne_{10}$					
$^{21}Ne_{10}$					
$^{16}O_{8}$					
$^{18}O_{8}$					

أستاذ/ أحمد التوابتي

70444721

الجدول الدوري الحديث

- ✓ الاساس العلمي الذى استخدما لترتيب العناصر فى الجدول الدوري الحديث هو الزيادة فى العدد الذرى.
- ✓ كان موزلى أول من رتب العناصر على اساس الزيادة فى العدد الذرى بعد اكتشافه أن لكل عنصر شحنة تزيد عن العنصر السابق له بمقدار شحنة واحدة.

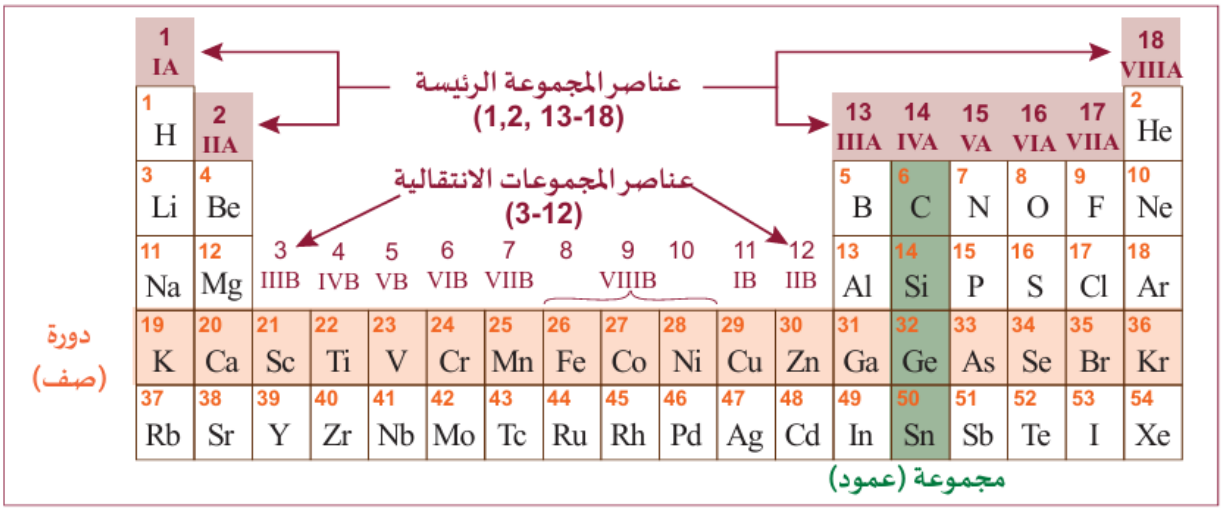


الشكل 1-7 جدول دوري حديث.

خصائص الجدول الدورى الحديث	
عدد الأعمدة الرأسية (المجموعات)	18
عدد الصفوف الأفقية (الدورات)	7
عدد العناصر	118

أستاذ/ أحمد التوابتي

70444721



الشكل 1-8 تصنيف المجموعات في الجدول الدوري الحديث.

المجموعة عمود رأس من العناصر المتشابهة في الخواص الفيزيائية والكيميائية

الدورة صف أفقي من العناصر

جدول مندليف	الجدول الدورى الحديث
رتبت العناصر تبعا للزيادة في الكتلة الذرية	رتبت العناصر بتعا الزيادة في العدد الذري
63 عنصر	118 عنصر
8 أعمدة و 12 صف	18 عمود و7 صفوف
به فراغات عديدة	ليس به فراغات
بعض العناصر وضعت في نفس العمود على الرغم من اختلاف خواصها	وضعت العناصر المتشابعة في الخواص في نفس العمود
لم ياخذ في الاعتبار النظائر والتركيب الذرى الحديث	تم أخذ النظائر والتركيب الذرى الحديث في الحسبان

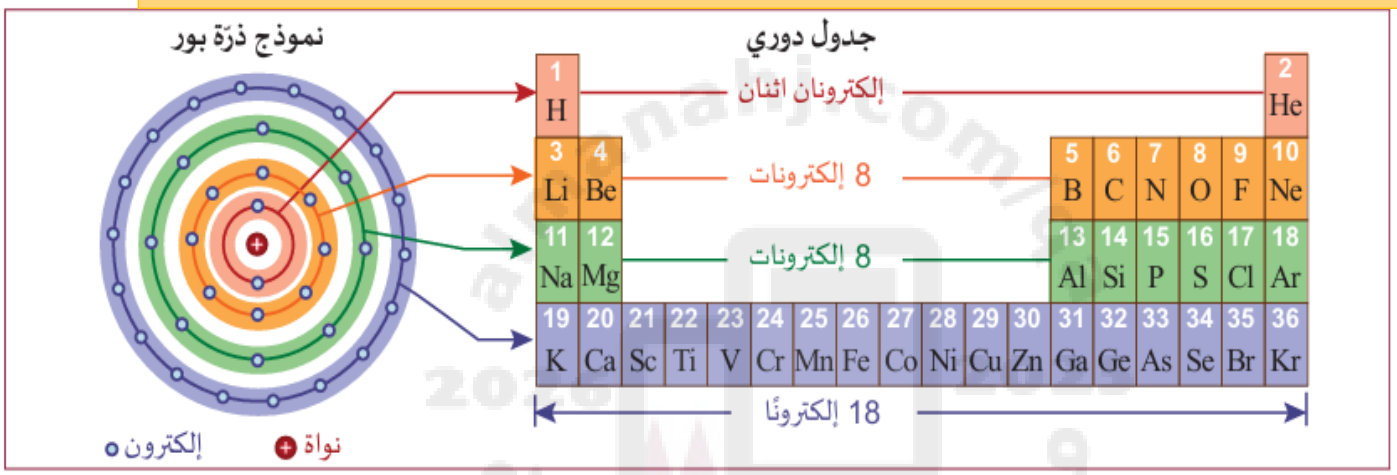
أستاذ/ أحمد التوابتي

70444721

نموذج ذرة بور

في عام 1913 اقترح العالم بور نموذجا للذرة تدور فيه الإلكترونات في مدارات حول النواة الموجبة - مثل دوران الكواكب حول الشمس

كل مدار فى ذرة بور يحتوى على عدد من الالكترونات يساوي عدد العناصر فى كل صف مقابل له في الجدول الدورى



الشكل 1-9 نموذج بور للذرّة، وهو يبيّن أكبر عدد من الإلكترونات التي يمكن أن يتضمّنها كل مدار للذرّة؛ ويبيّن بالتالي عدد العناصر في كل من الدورات الأربع الأولى في الجدول الدوري الحديث.

- **توزيع بور الإلكتروني:**

قواعد توزيع الإلكترونات في مستويات الطاقة:

1- تملأ الالكترونات مستويات الطاقة الأقرب للنواة أولا:
(بسبب التجاذب بين الالكترونات و النواة الموجبه)
2- المستوى الاول : يتسع ل الكترونين
3- المستوى الثاني : لثمانية الكترونات
4- المستوى لثالث : لـ 8 أو(18 فى الذرات التى لها عدد ذرى كبير)
5- المستوى الرابع : لـ 18 أو(32 فى الذرات التى لها عدد ذرى كبير)

أستاذ/ أحمد التوابتي
70444721

تدريب أكمل الجدول الأتى:

العنصر	التوزيع الالكتروني	رقم الدورة	رقم المجموعة	فلز / لا فلز
Li_3				
N_7				
Na_{11}				
AL_{13}				
K_{19}				
Ca_{20}				

عناصر المجموعة السابعة عشرة (V I I A):

تسمي بالهالوجينات وتوجد في الطبيعة في صورة جزيئات ثنائية الذرة

- ✓ الفلور F_2 :غاز اصفر فاتح
- ✓ الكلور CL_2 : غاز أصفر مخضر
- ✓ البروم Br_2: سائل بني محمر
- ✓ اليود I_2: صلب - أرجواني

لا توجد الهالوجينات علي هيئة عناصر نقية لأنها نشطة كيميائيا فهي تميل لاكتساب الكترون لتكمل المستوى الأخير

اهمية الهالوجينات

- الكلور :1 – ملح الطعام (الذي يحافظ علي توصيل الاشارات الكهربية في الخلايا العصبية)

2- حمض الهيدروكلوريك : يساعد في هضم الطعام بالمعدة

3- يستخدم الكلور في تعقيم ماء الشرب وبرك السباحة : لانه يقتل البكتريا والميكروبات

أستاذ/ أحمد التوابتي

70444721

تنقسم العناصر فى الجدول الدورى إلى فلزات ولا فلزات واشياء فلزات:

الفلزات	اللافلزات
صلبة ما عدا الزئبق (سائل)	معظمها سائل وغاز وبعضها صلب
لها بريق ولمعان	الصلب غير لامع
قابلة للطرق والسحب	هشة غير قابلة للطرق والسحب
وجيدة التوصيل للحرارة والكهرباء	رديئة التوصيل
تكون مركبات ايونية مع اللافلزات	تكون مركبات تساهمية
درجة انصهارها مرتفعة	درجة انصهارها منخفضة
تقل الخصائص الفلزية بالاتجاه من اليسار لليمين في الدورة وتزداد من اعلي لاسفل في المجموعة	تزداد الخصائص اللافلزية من اليسار لليمين في الدورة ونقل من اعلي لاسفل في المجموعة

اشباه الفلزات

تمتلك خصائص من الفلزات واللافلزات مثل البورون والسليكون والجرمانيوم .

يستخدم السليكون والجرمانيوم في اشباه الموصلات:

بسبب القدرة علي التحكم في موصلتيها الكهربية.

أستاذ/ أحمد التوابتي

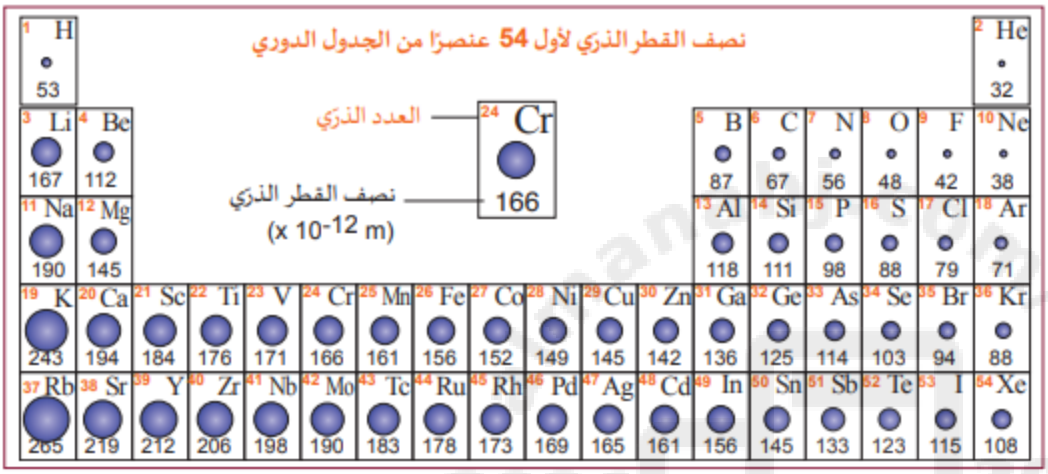
70444721

الدرس الثاني (2-1) تدرج الخواص الدوري للعناصر

تستخدم وحدة البيكومتر(Pm) لقياس حجم الذرة ($1\ pm=10^{-12}\ m$)

نصف القطر الذرى للذرة

نصف المسافة بين مركزي ذرتين متماثليتن مرتبطتين كيمائيا



الشكل 1-21 نصف القطر الذري لعناصر الدورات الخمس الأولى من الجدول الدوري.

- **يقل نصف القطر الذرى من اليسار لليمين خلال الدورة:** بسبب زياده العدد الذرى وثبات عدد المستويات فتزداد قوه جذب النواة لإلكترونات المستوى الأخير.
- **يزداد نصف القطر الذرى من أعلى لاسفل خلال المجموعة:** بسبب زيادة عدد مستويات الطاقة فتقل قوه جذب النواة للالكترونات الخارجية

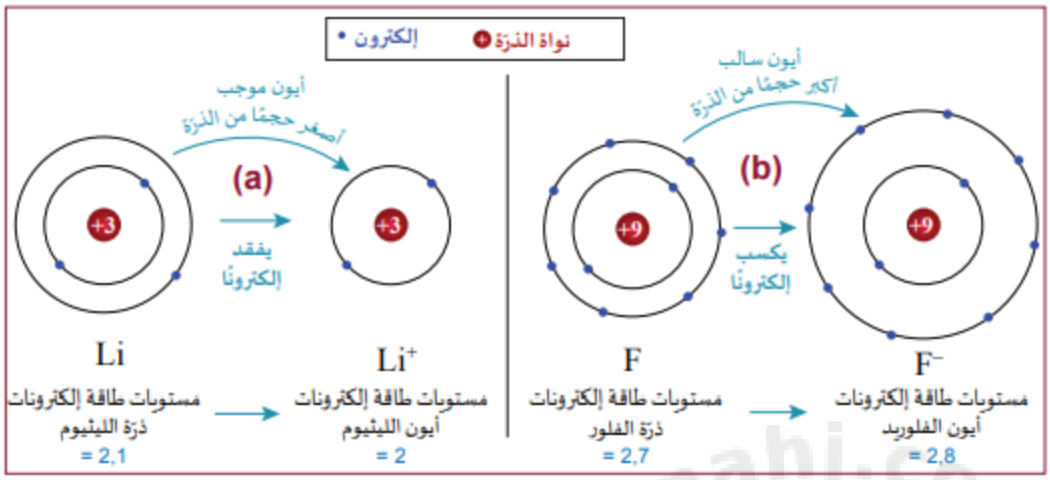
تكوين الأيونات

تميل الفلزات إلى فقد الكترونات وتكون أيونات موجبه بينما تميل اللافلزات لاكتساب الكترونات وتكون أيونات سالبة.

أستاذ/ أحمد التوابتي

70444721

الأيونات الموجبة لها انصاف أقطار أصغر **والأيونات السالبة لها** أنصاف اقطار أكبر من ذراتها المقابلة



الشكل 1-23 التغيّر في نصف القطر الذرّي: (a) عندما تتكوّن الأيونات الموجبة و (b) عندما تتكوّن الأيونات السالبة.

نصف قطر الأيون الموجب أصغر من نصف قطر ذرته:

لان فقد الإلكترونات يقلل التنافر بين الالكترونات المتبقية ويزداد قوة جذب النواة لها.

نصف قطر الأيون السالب أكبر من ذرته:

لأن اكتساب الكترون يزيد من التنافر بين الالكترونات ويزداد الحجم

- يقل نصف القطر الأيون خلال الدورة (من اليسار لليمين)
- يزداد خلال المجموعة من أعلى لاسفل

درجة الانصهار :

درجة الحرارة التي تتحول عندها المادة من الحالة الصلبة للحالة السائلة

أستاذ/ أحمد التوابتي

70444721

- ✓ **تزداد:** درجة الانصهار بالاتجاه من اعلي لاسفل خلال المجموعة ماعدا المجموعتين الاولي والثانية فتقل من اعلي لاسفل
  - **المجموعة الاولى:** فلزات لينة وتقل درجة انصهارها من اعلي لاسفل لكبر نصف القطر الذري وضعف الرابطة الفلزية
  - **المجموعة الثانية:** (الفلزات القلوية الارضية) تكون درجة الانصهار اعلي من المجموعة الاولي لانها تحتوي الكترنين في مستوي الطاقة الخارجي فتكون الروابط اكثر قوة

الجدول 1-8 درجات انصهار فلزّات المجموعتَين الأولى والثانية.

الفلزّ القلوي	درجة الانصهار (°C)	الفلزّ القلوي الأرضي	درجة الانصهار (°C)
ليثيوم (Li)	180	بريليوم (Be)	1287
صوديوم (Na)	93	مغنيسيوم (Mg)	650
بوتاسيوم (K)	63	كالسيوم (Ca)	842
سيزيوم (Cs)	39	سترونشيوم (Sr)	777

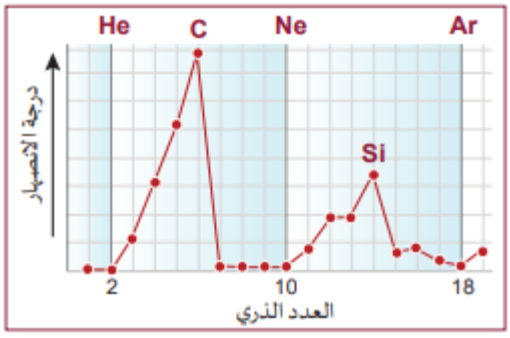
الجدول 1-9 درجات انصهار الهالوجينات.

الهالوجين	درجة الانصهار (°C)
فلور (F)	-220
كلور (Cl)	-101.5
بروم (Br)	-7
يود (I)	114
أستاتين (At)	302

الجدول 1-10 درجات انصهار الغازات النبيلة.

الغاز النبيل	درجة الانصهار (°C)
هيليوم (He)	-272
نيون (Ne)	-248
آرجون (Ar)	-189
كربتون (Kr)	-157
زينون (Xe)	-112
رادون (Rn)	-71

- ✓ **درجة انصهار الهالوجينات(المجموعه17) منخفضة :** (مثل معظم اللافلزات)، وترتفع درجة انصهارها من أعلى لأسفل **بسبب زيادة عدد الالكترونات وزيادة قوي التجاذب**
- ✓ **درجة انصهار الغازات النبيلة منخفضة جدًا :** **بسبب عدم تجاذب الذرات وتزداد درجة الانصهار من أعلى لاسفل**
  - قوى التجاذب فى الهيليوم هى الأضعف فى كل العناصر **لذلك لا يمكن أن يوجد في الحالة الصلبة عند الضغط العادى.**
- ✓ **فى الدورات تزداد درجة الإنصهار من اليسار إلى اليمين حتى منتصف كل دورة ثم تقل بعدها:**
  بسبب زيادة قوه الرابطة الفلزية في الفلزات بزيادة عدد الكترونات التكافؤ وضعف الروابط في اللافلزات
  - درجة انصهارعنصري الكربون والسليكون مرتفعة جدا لأنها تكون تراكيب شبكية تساهمية ضخمة مثل الألماس



الشكل 1-26 درجات الانصهار للعناصر ذات العدد الذرّي من (1) إلى (18).

أستاذ/ أحمد التوابتي
70444721

التوصيل الكهربي :

هو قابلية العنصر لتدفق التيار الكهربى خلاله

الفلزات جيدة التوصيل الكهربى:

لوجود الكترونات حرة ويزداد التوصيل الكهربى في الفلزات بزياده عدد

- **فسر** الألمونيوم يوصل الكهرباء بدرجة أعلى من عنصري الماغنسيوم والصوديوم ؟
- **اللافلزات لا توصل الكهرباء:** لعدم وجود الكترونات حرة باستثناء الكربون في صورة جرافيت فانه موصل جيد لاحتوائه علي إلكترونات حرة.
- السليكون شبه فلز وتوصيله للكهرباء أقل من الفلزات واعلى من اللافلزات.

العوازل

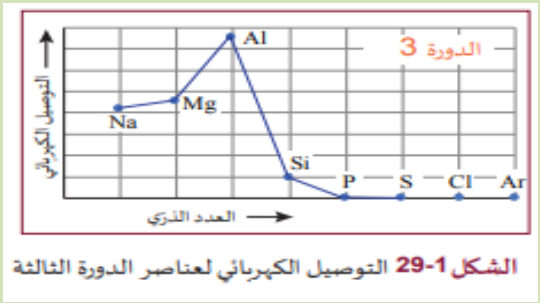
الإلكترونات مقيدة

الموصلات

توجد الكترونات حرة

اشباه الموصلات

عدد قليل من الإلكترونات الحرة



الشكل 1-29 التوصيل الكهربائي لعناصر الدورة الثالثة

الشكل 1-28 تعتمد الخصائص الكهربائية للمادة على الكيفية التي ترتبط بها الإلكترونات بالذرات.

أستاذ/ أحمد التوابتي

70444721

الدرس الثالث (3-1) النشاط الكيميائي في العناصر

- **يزداد النشاط الكيميائى :** في المجموعة الأولى (الفلزات القلوية) - الثانية (الفلزات القلوية الارضية) والثامنة عشرة (الغازات النبيلة)
- **في الدورة:** يقل النشاط الكيميائى فى الفلزات من اليسار إلى اليمين ويزداد في اللافلزات (عدا الغازات النبيلة)

✓ $2\,M_{(s)} + 2H_2O_{(L)} \longrightarrow 2MOH_{(aq)}\,H_{2(g)}$

المعادلة العامة

أكمل المعادلات

1- $2Li_{(s)} + 2H_2\,O_{2(g)} \longrightarrow$ .....

2- $2Na_{(s)} + 2H_2\,O_{2(g)} \longrightarrow$ .....

3 $2K_{(s)} + 2H_2\,O_{2(g)} \longrightarrow$ .....

التفاعل مع الاكسجين : تتفاعل فلزات المجموعة الاولي مع الاكسجين وتنتج اكسيد الفلز (M_2O)

أكمل المعادلات

✓ $4Li_{(s)} + O_{2(g)} \longrightarrow$ .....

✓ $4K_{(s)} + + O_{2(g)} \longrightarrow$ .....

اختبار اللهب

كل فلز قلوي يعطي لهب ذو لون مميز عند حرقه

الجدول 1-14 ألوان الفلزات القلوية خلال اختبار اللهب.

العنصر	لون اللهب المُنبعث
الليثيوم (Li)	أحمر
الصوديوم (Na)	أصفر
البوتاسيوم (K)	بنفسجي فاتح
الروبيديوم (Rb)	أحمر غامق
السيزيوم (Cs)	أزرق فاتح

الشكل 1-35 لون اللهب المنبعث خلال اختبار اللهب لعناصر المجموعتين الاولى والثانية.

أستاذ/ أحمد التوابتي

70444721

تفاعلات الفلزات القلوية الأرضية

1- **مع الماء :** لا يتفاعل البريليوم (Be) والمغنسيوم (mg) مع الماء عند درجة حرارة الغرفة ولكن الفلزات القلوية الأرضية الأخرى تتفاعل بسرعة مع الماء بدرجات متفاوتة

✓ $M_{(s)} + 2H_2O_{(L)} \longrightarrow M(OH)_{2(aq)} H_{2(g)}$

المعادلة العامة

أكمل المعادلات

✓ $Ca_{(s)} + 2H_2O_{(L)} \longrightarrow$ .....

✓ $Ba_{(s)} + 2H_2O_{(L)} \longrightarrow$ .....

اختيار اللهب

عند إحتراق الفلزات القلوية الأرضية ينبعث لهب ذو لون مميز

الجدول 1-16 ألوان الفلزات القلوية الأرضية خلال اختبار اللهب.

العنصر	لون اللهب المُنبعث
بريليوم (Be)	أبيض
مغنيسيوم (Mg)	أبيض مزرق
كالسيوم (Ca)	أحمر طوبي
سترونشيوم (Sr)	قرمزي
باريوم (Ba)	أخضر

تتفاعلات المجموعة الثانية مع الأكسجين

جميع الفلزات القلوية الارضية تتفاعل مع الاكسجين عند درجة حرارة الغرفة ما عدا البريليوم

✓ $2M_s + O_{2\,(g)} \longrightarrow$ .....

المعادلة العامة

أستاذ/ أحمد التوابتي

70444721

أكمل المعادلات

1-2 $Ba_{(s)} + O_{2(g)}$ ⟶ .....

2- $2Ca_{(s)} + O_{2(g)}$ ⟶ .....

3-$2Mg_{(s)} + O_{2(g)}$ ⟶ .....

النشاط الكيميائى للهالوجينات

لا يوجد منفردة في الطبيعة لأنها شديدة النشاط الكيميائي ولكن توجد فى صورة جزئيات ثنائية الذرة أو مرتبطة مع عناصر أخرى

من مركباتها القلوية CaF_2 ، الهاليت Nacl

اكتب الصيغة الكيميائية المتكونة عندما :	
1- يتفاعل الليثيوم Li مع الفلور F_2	2- يتفاعل البريليوم Be مع الكلور CL_2

✓ يقل النشاط الكيميائي للهالوجين كلما اتجهنا في المجموعة من اعلي الي اسفل

أستاذ/ أحمد التوابتي

70444721