

الجدول الدوري والتدرج في خواص العناصر

The Periodic Table and Periodic Trends

2

ثاني

التكبير

Nitrogen 7 14.007	Oxygen 8 15.999	Fluorine 9 18.998
Phosphorus 15 30.974	Sulfur 16 32.066	Chlorine 17 35.453
Arsenic 33 74.922	Selenium 34 78.96	Bromine 35 79.904

السليكون

Boron 5 10.811	Carbon 6 12.011	Nitrogen 7 14.007
Aluminum 13 26.981	Silicon 14 28.086	Phosphorus 15 30.974
Gallium 31 70.375	Germanium 32 72.64	Arsenic 33 74.922

الجدول الدوري
h t t p : / / w w w . h u t u . o n l i n e

الأكسجين

Nitrogen 7 14.007	Oxygen 8 15.999	Fluorine 9 18.998
Phosphorus 15 30.974	Sulfur 16 32.066	Chlorine 17 35.453
Arsenic 33 74.922	Selenium 34 78.96	Bromine 35 79.904

الفكرة العامة يتيح لنا التدرج في خواص ذرات العناصر في الجدول الدوري التنبؤ بالخواص الفيزيائية والكيميائية لها.

1-2 تطور الجدول الدوري الحديث

الفكرة الرئيسية لقد تطور الجدول الدوري تدريجيًا مع الوقت باكتشاف العلماء طرائق أكثر فائدة في تصنيف العناصر ومقارنتها.

2-2 تصنيف العناصر

الفكرة الرئيسية رُتبت العناصر في الجدول الدوري ضمن مجموعات ودورات حسب أعدادها الذرية.

2-3 تدرج خواص العناصر

الفكرة الرئيسية يعتمد تدرج خواص العناصر في الجدول الدوري على حجم الذرات، وقابليتها لفقدان الإلكترونات واكتسابها.

حقائق كيميائية

- يتضمن الجدول الدوري حاليًا 118 عنصرًا، يوجد منها في الطبيعة 92 عنصرًا فقط.
- يُعد عنصر الهيدروجين أكثر العناصر توافرًا في الكون ونسبة كتلته 75%، في حين يُعد عنصر الأكسجين أكثر العناصر توافرًا في الأرض ونسبته 50%.
- يحتوي جسم شخص كتلته 70 kg على حوالي 43 kg تقريبًا من الأكسجين.
- تقل الكمية الكلية لعنصر الأمستاتين في القشرة الأرضية عن 30 g، مما يجعله أقل العناصر وفرة في الأرض.

تجربة استهلاكية

كيف تتمكن من تعرف أنماط التغير في الخواص؟

ترتب العناصر في الجدول الدوري بطريقة تسمح بتكرار خواصها على نحو منتظم. ويمكن تطبيق عملية تكرار الخواص على أشياء من البيئة.

تدرج الخواص اعمل
مطوية تساعدك على تنظيم
المعلومات عن تدرج
الخواص.

المطويات

منظومات الأفكار

خطوة 1 اطو قطعة الورق

إلى 3 أقسام عرضيًا.

خطوة 2 اطو قطعة الورق

تحليل النتائج :

١ - عينة اجابة :



خطوات العمل

1. اقرأ نموذج السلامة في المختبر.
2. أحضر عددًا من البراغي من ثلاثة أنواع مختلفة.
3. قس طول كل برغي بالمسطرة.
4. قس كتلة كل برغي بالميزان.
5. رتب العينات تصاعديًا من حيث الطول والكتلة وفق شكلها.

تحليل النتائج

1. أنشئ جدولاً تسجل فيه أطوال البراغي وكتلتها، مراعيًا أن يظهر الجدول التدرج في خصائصها.
2. صف التدرج في الكتلة عند الانتقال من اليسار إلى اليمين في كل صف من الجدول.
3. صف التدرج في الكتلة عند الانتقال عموديًا من أعلى كل عمود إلى أسفله.
4. حلل طريقتك في ترتيب العينات، وفسر أي نمط آخر تجده في الجدول.

استقصاء صمم جدولاً دوريًا للمشروبات الغازية على النحو نفسه الذي ورد في التجربة. ما الخواص التي استخدمتها؟

٢ - ستزداد الكتلة من اليمين إلى اليسار خال السطر.

٣ - وستزداد الكتلة من أعلى إلى أسفل في العمود.

٤ - كانت الهواتف أكثر لمعانًا خلال اسطر ومنها

استقصاء :

الاسم التجاري، كمية السعرات
الحرارية، مقدار الصوديوم
ولون المشروب.

- تتبع مراحل تطور الجدول الدوري.
- تعرف الملامح الرئيسية في الجدول الدوري.

مراجعة المفردات

العدد الذري: عدد البروتونات في الذرة.

المفردات الجديدة

التدرج في الخواص
 المجموعات
 الدورات
 العناصر الممثلة
 العناصر الانتقالية
 الفلزات
 الفلزات القلوية
 الفلزات القلوية الأرضية
 الفلزات الانتقالية
 الفلزات الانتقالية الداخلية
 سلسلة اللانثانيدات
 سلسلة الأكتينيدات
 اللافلزات
 الهالوجينات
 الغازات النبيلة
 أشباه الفلزات

تطور الجدول الدوري الحديث

Development of the Modern Periodic Table

الفكرة الرئيسية لقد تطوّر الجدول الدوري للعناصر تدريجياً مع الوقت باكتشاف العلماء طرائق أكثر فائدة في تصنيف العناصر ومقارنتها.

الربط مع الحياة كيف تبدو عملية التسوق إذا أردت شراء بعض الفاكهة وقد اختلط التفاح بالكمثرى بالبرتقال بالخوخ في سلة واحدة؟! لذا، من هنا تتضح أهمية تصنيف الأشياء حسب خواصها. لذا يصنف العلماء العناصر المختلفة حسب خواصها في الجدول الدوري.

تطور الجدول الدوري

Development of the Periodic Table

قام العالم الفرنسي أنتوني لافوازييه Lavoisier في أواخر القرن الثامن عشر (1743-1794م) بتجميع العناصر المختلفة المعروفة آنذاك في قائمة واحدة. وتحتوي هذه القائمة المتضمنة في الجدول 1-2 على 33 عنصراً موزعة على 4 فئات.

جون نيولاندز John Newlands اقترح الكيميائي الإنجليزي جون نيولاندز عام 1864م مخططاً تنظيمياً للعناصر؛ فقد لاحظ أن الخواص تتكرر عند ترتيبها تصاعدياً وفق تسلسل الكتل الذرية لكل ثمانية عناصر. ويسمى هذا النمط بالدورية؛ لأنه يتكرر بالنمط نفسه. ولقد قام نيولاندز بتسمية هذه العلاقة الدورية بقانون الثمانية. ويوضح الشكل 1-2 طريقة نيولاندز في ترتيب 14 عنصراً كانت معروفة في أواسط عام 1860م. وقد واجه قانون الثمانية معارضة؛ لأنه لا يمكن تطبيقه على العناصر المعروفة جميعها آنذاك. كما أن العلماء لم يقبلوا كلمة الثمانية، وعلى الرغم من أن القانون لم يحظ بموافقة الجميع، إلا أنه مع مرور بعض السنوات بدا جلياً أن نيولاندز كان على صواب؛ إذ تتكرر خواص العناصر بشكل دوري كل ثمانية عناصر.

الجدول 2-1	جدول لافوازييه للمواد البسيطة
الغازات	الضوء، الحرارة، الأكسجين، النيتروجين، الهيدروجين.
الفلزات	الأنتيمون، الفضة، الزرنيخ، البزموت، الكوبلت، النحاس، القصدير، الحديد، المنجنيز، الزئبق، الموليبدوم، النيكل، الذهب، البلاتينوم، الرصاص، التنجستون، الخارصين (الزنك).
اللافلزات	الكبريت، الفوسفور، الكربون، حمض الهيدروكلوريك، حمض الهيدروفلوريك، حمض البوريك.
العناصر الأرضية	الطباشير، الماغنيسيا (أكسيد الماغنسيوم)، البورات، الصلصال، السليكا (أكسيد السليكون).

الشكل 1-2 لاحظ چون نيولاندز أن خواص العناصر تتكرر كل 8 عناصر.

ماير ومندليف Meyer and Mendeleev في عام 1869م قام كل من الكيميائي الألماني لوثر ماير (1830 - 1895م) والكيميائي الروسي ديمتري مندليف (1834 - 1907م) بتقديم الدليل على العلاقة بين العدد الكتلي للعناصر وخواصها، وقد حظي مندليف بسمعة أكثر من ماير؛ حيث قام بنشر دراسته أولاً. لاحظ مندليف - كما لاحظ نيولاندز قبل عدة سنوات - أنه عند ترتيب العناصر تصاعدياً وفق كتلتها الذرية فإن خواصها تتكرر وفق نمط دوري، فقام بتشكيل الجدول الدوري بترتيب العناصر تصاعدياً وفق كتلتها الذرية في أعمدة تحوي العناصر المتشابهة في خواصها.

وقد لاقى جدول مندليف - كما في الشكل 2-2 - قبولاً واسعاً؛ حيث أمكنه توقع وجود عناصر لم تُكتشف بعد وحدد خواصها، كما ترك مندليف أماكن شاغرة في الجدول للعناصر التي اعتقد أنها لم تُكتشف بعد. وقد تمكن مندليف من خلال ملاحظة أنماط التغير في خواص العناصر المعروفة من توقع خواص العناصر التي سيتم اكتشافها، ومنها السكندريوم، والجاليوم، والجرمانيوم.

موزلي Moseley لم يكن جدول مندليف صحيحًا تمامًا؛ فبعد اكتشاف العديد من العناصر الجديدة، وتحديد الكتل الذرية للعناصر المعروفة بدقة أكثر، بدا واضحًا أن بعض العناصر لم توضع في مكانها الصحيح في الجدول. إذن ترتيب العناصر وفق كتلتها الذرية أدّى إلى وضع بعض العناصر في مجموعات لعناصر ذات خواص مختلفة عنها. فقام الكيميائي الإنجليزي هنري موزلي (1887 - 1915م) في عام 1913م بتحديد سبب هذه المشكلة؛ إذ اكتشف أن ذرات كل عنصر تحتوي على عدد محدد وفريد من البروتونات في أنويتها - وبناءً على ذلك رُتبت العناصر في الجدول الدوري تصاعديًا وفق أعدادها الذرية. وقد نتج عن ترتيب موزلي للعناصر وفق عددها الذري أنماط أكثر وضوحًا في تدرج خواصها. ويُعرف تكرار الخواص الكيميائية والفيزيائية عند ترتيب العناصر تصاعديًا وفق أعدادها الذرية بتدرج الخواص.

✓ ماذا قرأت؟ قارن بين طريقة كل من مندليف وموزلى في ترتيب العناصر.

جواب ماذا قرأت :

رتَّب مندليف العناصر
تصاعدياً وفق كتلتها الذرية ،
ثم جاء موزلي ورتَّبها
تصاعدياً وفق أعدادها الذرية .

كل من مندليف ومورلي في ترتيب العناصر.

الشكل 2-2 قام مندليف

في النسخة الأولى للجدول الذي نشره في عام 1896م بترتيب العناصر ذات الخواص الكيميائية المتشابهة أفقياً، وقد ترك أماكن فارغة للعناصر التي لم تكن قد اكتشفت في ذلك الوقت.

<div>Typische Elemente</div> <div><div>H = 1</div><div><div>Li = 7</div><div>Be = 9,4</div><div>B = 11</div><div>C = 12</div><div>N = 14</div><div>O = 16</div><div>F = 19</div></div><div><div>Na = 23</div><div>Mg = 24</div><div>Al = 27,3</div><div>Si = 28</div><div>P = 31</div><div>S = 32</div><div>Cl = 35,5</div></div></div>			K = 39	Rb = 85	Cs = 133	—	—
			Ca = 40	Sr = 87	Ba = 137	—	—
			—	?Yt = 88?	?Di = 138?	Er = 178?	—
			Ti = 48?	Zr = 90	Ca = 140?	?La = 180?	Th = 231
			V = 51	Nb = 94	—	Ta = 182	—
			Cr = 52	Mo = 96	—	W = 184	U = 240
			Mn = 55	—	—	—	—
			Fe = 56	Ru = 104	—	Os = 195?	—
			Co = 59	Rh = 104	—	Ir = 197	—
			Ni = 59	Pd = 106	—	Pt = 198?	—
Cu = 63	Ag = 108	—	Au = 199?	—			
Zn = 65	Cd = 112	—	Hg = 200	—			
—	In = 113	—	Tl = 204	—			
—	Sn = 118	—	Pb = 207	—			
As = 75	Sb = 122	—	Bi = 208	—			
Se = 78	Te = 125?	—	—	—			
Br = 80	J = 127	—	—	—			

يلخص الجدول 2-2 مساهمات كل من نيولاندز وماير ومنديليف في تطوير الجدول الدوري. وأصبح هذا الجدول من أهم الأدوات التي يستخدمها الكيميائيون. ويعد الجدول الدوري مرجعاً مهماً لفهم خواص العناصر، والتنبؤ بها وتنظيم المعلومات المتعلقة بالتركيب الذري.

المساهمات في تصنيف العناصر	الجدول 2-2
جون نيولاندز 1837-1898م	<ul style="list-style-type: none"> • رتب العناصر تصاعدياً وفق الكتلة الذرية. • لاحظ تكرار خواص العناصر لكل ثمانية عناصر. • وضع قانون الثمانية.
لوثر ماير 1830-1895م	<ul style="list-style-type: none"> • أثبت وجود علاقة بين الكتلة الذرية وخواص العناصر. • رتب العناصر تصاعدياً وفق الكتلة الذرية.
ديمتري مندليف 1834-1907م	<ul style="list-style-type: none"> • أثبت وجود علاقة بين الكتلة الذرية وخواص العناصر. • رتب العناصر تصاعدياً وفق الكتلة الذرية. • تنبأ بوجود عناصر غير مكتشفة، وحدد خواصها.
هنري موزلي 1887-1915م	<ul style="list-style-type: none"> • اكتشف أن العناصر تحتوي على عدد فريد من البروتونات سماه العدد الذري. • رتب العناصر تصاعدياً وفق العدد الذري، مما نتج عنه نموذج لدورية خواص العناصر.

الجدول الدوري الحديث The Modern Periodic Table

يتكون الجدول الدوري الحديث من مجموعة مربعات، يحتوي كل مربع على اسم العنصر ورمزه وعدده الذري وكتلته الذرية. ويوضح الشكل 3-2 أحد هذه المربعات. وقد رتب المربعات تصاعدياً وفق العدد الذري في سلسلة من الأعمدة الرأسية تُعرف بالمجموعات أو العائلات، وفي صفوف أفقية تُعرف بالدورات. ويوضح الشكل 5-2 الجدول الدوري للعناصر.

✓ **ماذا قرأت؟** عرّف المجموعات والدورات.

المفردات

أصل الكلمة

الدورية Periodic

جاءت الكلمة *periodos* من أصل لاتيني وتعني الطريق الدائري.

اسم العنصر	أكسجين
الحالة	8
العدد الذري	0
الرمز	15.999
الكتلة الذرية المتوسطة	

الشكل 3-2 تحتوي المربعات في الجدول الدوري على اسم العنصر والرمز الكيميائي والعدد الذري والكتلة الذرية وحالة المادة.

جواب ماذا قرأت :

المجموعات: أعمدة في الجدول الدوري،

الدورات: صفوف في الجدول الدوري.

يحتوي الجدول الدوري الحديث على سبع دورات بدءاً من الهيدروجين في الدورة الأولى. وقد رُفقت المجموعات من 1 إلى 18. فمثلاً، تحتوي الدورة الرابعة على البوتاسيوم والكالسيوم، في حين يوجد السكندنيوم Sc في العمود الثالث من اليسار، أي في المجموعة الثالثة. ويوجد الأكسجين في المجموعة 16. وكما أن لعناصر المجموعات 1 و 2 و 13 - 18 الكثير جداً من الخواص الفيزيائية والكيميائية، لذلك يشار إليها بعناصر المجموعات الرئيسية أو **العناصر الممثلة**. ويُشار إلى عناصر المجموعات من 3 إلى 12 **بالعناصر الانتقالية**. كما تُصنّف العناصر إلى فلزات ولافلزات وأشباه فلزات.

الفلزات تُسمى العناصر التي تكون ملساء ولامعة وصلبة في درجة حرارة الغرفة وجيدة التوصيل للحرارة والكهرباء **بالفلزات**. ويمتاز معظمها بأنه قابل للطرق والسحب؛ إذ يمكن تحويلها إلى صفائح رقيقة، وسحبها إلى أسلاك رفيعة. ومعظم العناصر الممثلة والعناصر الانتقالية فلزات. وإذا نظرت إلى عنصر البورون B في العمود 13، تشاهد خطاً متعرجاً يصل إلى الأستاتين At في أسفل المجموعة 17. ويفصل هذا الخط بين الفلزات واللافلزات في الجدول الدوري. وقد مُثلت الفلزات بالمربعات ذات اللون الأزرق في الشكل 2-5.

الفلزات القلوية العناصر عن يسار الجدول جميعها فلزات إلا الهيدروجين، وتُسمى عناصر المجموعة 1 (ما عدا الهيدروجين) **الفلزات القلوية**. ونظراً إلى شدة نشاطها فهي غالباً ما تكون موجودة في الطبيعة على هيئة مركبات مع عناصر أخرى. ومن الفلزات القلوية الشائعة الصوديوم Na وهو أحد مكونات ملح الطعام، والليثيوم Li المستخدم في البطاريات.

الفلزات القلوية الأرضية توجد الفلزات القلوية الأرضية في المجموعة 2، وهي أيضاً سريعة التفاعل. ويُعد عنصر الكالسيوم Ca والمغنسيوم Mg من الفلزات المفيدة لصحة الجسم، وهما من الفلزات القلوية الأرضية. والمغنسيوم صلب، ووزنه خفيف نسبياً، لذا يستخدم في تصنيع الأجهزة الإلكترونية، ومنها الحواسيب المحمولة، كما في الشكل 2-4.

الشكل 2-4 لأن المغنسيوم خفيف وقوي يستخدم في تصنيع الأجهزة الإلكترونية. فمثلاً الإطار الخارجي لهذا الحاسب الآلي المحمول مصنوع من المغنسيوم.



يدل لون صندوق كل عنصر على
كونه فلزاً أو شبه فلز أو لا فلز.

			13	14	15	16	17	18
			Boron 5 B 10.811	Carbon 6 C 12.011	Nitrogen 7 N 14.007	Oxygen 8 O 15.999	Fluorine 9 F 18.998	Helium 2 He 4.003
			Aluminum 13 Al 26.982	Silicon 14 Si 28.086	Phosphorus 15 P 30.974	Sulfur 16 S 32.065	Chlorine 17 Cl 35.453	Neon 10 Ne 20.180
10	11	12						Argon 18 Ar 39.948
Nickel 28 Ni 58.693	Copper 29 Cu 63.546	Zinc 30 Zn 65.409	Gallium 31 Ga 69.723	Germanium 32 Ge 72.64	Arsenic 33 As 74.922	Selenium 34 Se 78.96	Bromine 35 Br 79.904	Krypton 36 Kr 83.798
Palladium 46 Pd 106.42	Silver 47 Ag 107.868	Cadmium 48 Cd 112.411	Indium 49 In 114.818	Tin 50 Sn 118.710	Antimony 51 Sb 121.760	Tellurium 52 Te 127.60	Iodine 53 I 126.904	Xenon 54 Xe 131.293
Platinum 78 Pt 195.078	Gold 79 Au 196.967	Mercury 80 Hg 200.59	Thallium 81 Tl 204.383	Lead 82 Pb 207.2	Bismuth 83 Bi 208.980	Polonium 84 Po (209)	Astatine 85 At (210)	Radon 86 Rn (222)
Darmstadtium 110 Ds (269)	Roentgenium 111 Rg (272)	Copernicium 112 Cn (277)	Ununtrium * 113 Uut (Unknown)	Flerovium 114 Fl (289)	Ununpentium * 115 Uup (Unknown)	Livermorium 116 Lv (298)	Ununseptium * 117 Uus (Unknown)	Ununoctium * 118 Uuo (Unknown)

* أسماء ورموز العناصر 113، 115، 117، 118 مؤقتة، وسيتم اختيار رموز وأسماء نهائية لها فيما بعد من الاتحاد الدولي للكيمياء البحتة والتطبيقية (IUPAC).

Europium 63 Eu 151.964	Gadolinium 64 Gd 157.25	Terbium 65 Tb 158.925	Dysprosium 66 Dy 162.500	Holmium 67 Ho 164.930	Erbium 68 Er 167.259	Thulium 69 Tm 168.934	Ytterbium 70 Yb 173.04	Lutetium 71 Lu 174.967
Americium 95 Am (243)	Curium 96 Cm (247)	Berkelium 97 Bk (247)	Californium 98 Cf (251)	Einsteinium 99 Es (252)	Fermium 100 Fm (257)	Mendelevium 101 Md (258)	Nobelium 102 No (259)	Lawrencium 103 Lr (262)

العناصر في كل عمود تدعى مجموعة، ولها خواص كيميائية متشابهة.

العنصر
العدد الذري
الرمز
الكتلة الذرية

حالة المادة

غاز
سائل
جامد
مُصنع

الرموز الثلاثة العليا تدل على حالة العنصر في درجة حرارة الغرفة. بينما يدل الرمز الرابع على العناصر المصنعة.

1	2	3	4	5	6	7	8	9
Hydrogen 1 H 1.008								
Lithium 3 Li 6.941	Beryllium 4 Be 9.012							
Sodium 11 Na 22.990	Magnesium 12 Mg 24.305							
Potassium 19 K 39.098	Calcium 20 Ca 40.078	Scandium 21 Sc 44.956	Titanium 22 Ti 47.867	Vanadium 23 V 50.942	Chromium 24 Cr 51.996	Manganese 25 Mn 54.938	Iron 26 Fe 55.845	Cobalt 27 Co 58.933
Rubidium 37 Rb 85.468	Strontium 38 Sr 87.62	Yttrium 39 Y 88.906	Zirconium 40 Zr 91.224	Niobium 41 Nb 92.906	Molybdenum 42 Mo 95.94	Technetium 43 Tc (98)	Ruthenium 44 Ru 101.07	Rhodium 45 Rh 102.906
Cesium 55 Cs 132.905	Barium 56 Ba 137.327	Lanthanum 57 La 138.906	Hafnium 72 Hf 178.49	Tantalum 73 Ta 180.948	Tungsten 74 W 183.84	Rhenium 75 Re 186.207	Osmium 76 Os 190.23	Iridium 77 Ir 192.217
Francium 87 Fr (223)	Radium 88 Ra (226)	Actinium 89 Ac (227)	Rutherfordium 104 Rf (261)	Dubnium 105 Db (262)	Seaborgium 106 Sg (266)	Bohrium 107 Bh (264)	Hassium 108 Hs (277)	Meitnerium 109 Mt (268)

الرقم المحاط بقوسين هو العدد الكتلي للنظير الأطول عمراً للعنصر.

صفوف العناصر الأفقية تدعى دورات. يزداد العدد الذري من اليسار إلى اليمين في كل دورة.

سلسلة اللانثانيدات

سلسلة الأكتينيدات

Cerium 58 Ce 140.116	Praseodymium 59 Pr 140.908	Neodymium 60 Nd 144.24	Promethium 61 Pm (145)	Samarium 62 Sm 150.36
Thorium 90 Th 232.038	Protactinium 91 Pa 231.036	Uranium 92 U 238.029	Neptunium 93 Np (237)	Plutonium 94 Pu (244)

يُدل السهم على المكان الذي يجب أن توضع فيه هذه العناصر في الجدول. لقد تم نقلها إلى أسفل الجدول توفيراً للمكان.

مختبر حل المشكلات

تحليل التدرج في خواص العناصر

عنصر الفرانسيوم: هل هو صلب أم سائل أم غاز؟ اكتشف الفرانسيوم في عام 1939م إلا أن مندليف تنبأ بوجوده عام 1870م. ويُعد الفرانسيوم أقل العناصر الـ 101 الأولى استقراراً؛ فعمر النصف لنظيره الأكثر استقراراً 22 دقيقة. في ضوء ما تعرفه عن خواص الفلزات القلوية الأخرى تنبأ بخواص عنصر الفرانسيوم.

التحليل

اعتاداً على طريقة دميري مندليف في توقع خواص العناصر غير المكتشفة، استخدم المعلومات الخاصة بخواص الفلزات القلوية لاستنباط طريقة لتحديد خواص عنصر الفرانسيوم.

التفكير الناقد

3. استدل أي عمود من أعمدة البيانات يظهر أكثر

احتمالاً للخطأ في التوقع؟ اشرح ذلك.

4. وضح لماذا لا يكفي إنتاج مليون ذرة من عنصر الفرانسيوم في الثانية لإجراء قياسات؛ مثل قياس الكثافة ودرجة الانصهار؟

1. استنبط نمط التغير في كل خاصية واردة في الجدول،

بحيث يمكنك استقراء القيم الخاصة بعنصر الفرانسيوم، مسترشداً بقانون تدرج الخواص.

2. توقع ما إذا كان عنصر الفرانسيوم صلباً أم سائلاً أم غازاً. وكيف يمكن دعم هذا التوقع؟

الفلزات الانتقالية والفلزات الانتقالية الداخلية تُقسم العناصر الانتقالية إلى فلزات انتقالية وفلزات انتقالية داخلية. وتعرف الفلزات الانتقالية الداخلية بسلسلتي اللانثانيدات والأكتينيدات وتقع أسفل الجدول الدوري. وتوجد العناصر الانتقالية في المجموعات 3-12.

الربط مع علم الأحياء: اللافلزات توجد اللافلزات في الجزء العلوي الأيمن من الجدول الدوري. وقد تم تمثيلها بالمربعات الصفراء، كما في الشكل 5-2، وغالباً ما تكون اللافلزات غازات أو مواد صلبة هشة ذات لون داكن، وتعد رديئة التوصيل للحرارة والكهرباء. أمّا البروم Br فهو اللافلز الوحيد السائل عند درجة حرارة الغرفة. ويعد الأكسجين أكثر العناصر وفرة في جسم الإنسان، حيث يشكل 65% من كتلته. وتتألف المجموعة 17 من عناصر شديدة التفاعل تعرف باسم **الهالوجينات**. وتكون الهالوجينات عادة في صورة مركبات - كما في المجموعتين 1 و 2 - وتضاف المركبات التي تحتوي على الفلور إلى معجون الأسنان وماء الشرب لحماية الأسنان من التسوس. وتسمى عناصر المجموعة 18 **الغازات النبيلة**، وتستخدم في المصابيح الكهربائية وإشارات (لوحات) النيون.

المفردات

الاستعمال العلمي والاستعمال الشائع

الموصلات

الاستعمال العلمي: مواد تستطيع نقل الكهرباء، أو الحرارة، أو الصوت.

النحاس موصل جيد للحرارة

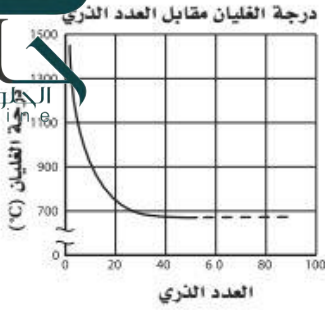
الاستعمال الشائع: ما يوصل به الحبل...

الجدول الدوري والتدرج في خواص العناصر

1-2 تطور الجدول الدوري الحديث

مختبر حل المشكلات

التفكير الناقد



بيانات الفلزات القلوية			
العنصر	درجة الانصهار °C	درجة الغليان °C	نصف القطر (pm)
الليثيوم	180.5	1347	152
الصوديوم	97.8	897	186
البوتاسيوم	63.3	766	227
الروبيديوم	39.31	688	248
السيزيوم	28.4	674.8	248
الفرانسيوم	؟	؟	؟

1. استنبط نمط التغير في كل خاصية واردة في الجدول، بحيث يمكنك استقراء القيم الخاصة بعنصر الفرانسيوم، مسترشداً بقانون دورية الخواص.
2. توقع ما إذا كان عنصر الفرانسيوم صلباً أم سائلاً أم غازاً. وكيف يمكن دعم هذا التوقع؟

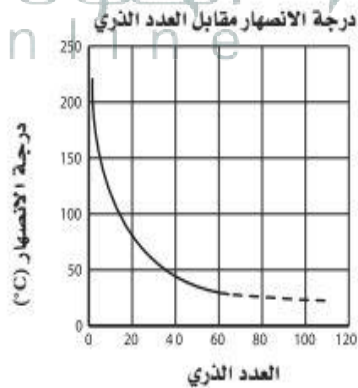
قد يكون الفرانسيوم سائلاً عند درجة حرارة الغرفة، لأن درجة انصهاره 20°C تقريباً بحسب النمط الظاهر في الجدول الدوري.

3. استدل أي عمود من أعمدة البيانات يُظهر احتمالاً أكبر للخطأ في التوقع؟ اشرح ذلك.

إن توقع نصف القطر هو الأكثر احتمالاً للخطأ؛ فمن الصعب استقراء تأثير مستويات الطاقة الرئيسة في نصف القطر بسبب تغيرها من دورة إلى أخرى.

4. حدد لماذا لا يكفي إنتاج مليون ذرة من عنصر الفرانسيوم في الثانية لإجراء قياسات؛ مثل قياس الكثافة ودرجة الانصهار؟ إن تجمع مليون ذرة معاً من جسم ما يمكن رؤيته بالمجهر، ولكنه يعدّ عدداً صغيراً جداً إذا ما قارنته مع حبة من الملح؛ فحبة ملح واحدة تحتوي على 10^{15} تقريباً من ذرات الصوديوم.

إن أفضل طريقة هي المنحنى البياني لكل خاصية مقابل العدد الذري، وباستكمال المنحنى إلى العدد الذري 87 للفرانسيوم يمكن تحديد كل من نصف القطر، ودرجة الانصهار، ودرجة الغليان؛ حيث يتراوح نصف القطر بين 280–290 pm، ودرجة الانصهار 25°C ، ودرجة الغليان 675°C تقريباً.



الشكل 6-2 قام العلماء ببناء آلات

بتطوير تقنيات الفواصات بصنع غواصة آلية على صورة سمكة، قادرة مثلها على السباحة. وصنع جسم الغواصة الآلية من راتنج السليكون الذي يصبح ليناً في الماء.



أشباه الفلزات تُعرف العناصر في المربعات الخضراء على جانبي الخط المتعرج في الشكل 5-2 بأشباه الفلزات. ولأشباه الفلزات خواص فيزيائية وكيميائية مشابهة للفلزات واللافلزات معاً. فالسليكون Si والجرمانيوم Ge من أشباه الفلزات المهمة المستخدمة بكثرة في صناعة رقائق الحاسوب والخلايا الشمسية، كما يستخدم السليكون في الجراحة التجميلية والتطبيقات التي تحاكي الواقع، كما في الشكل 6-2. ويمكنك الرجوع إلى دليل العناصر الكيميائية في نهاية هذا الكتاب لمعرفة المزيد عن مختلف مجموعات العناصر.

التقويم 2-1 الخلاصة

1. صف التطور في الجدول الدوري الحديث، واذكر مساهمات كل من لافوازييه، وتيولاندز، ومندليف، وماير، وموزلي في ذلك.
2. ارسم مخططاً مبسطاً للجدول الدوري، وأشر إلى مواقع الفلزات واللافلزات وأشباه الفلزات.
3. صف الخصائص العامة للفلزات واللافلزات وأشباه الفلزات.
4. حدد: أي العناصر الآتية عناصر ممتلئة، وأيها عناصر انتقالية؟
a. ليثيوم Li b. بلاتين Pt
c. برومسيوم Pm d. كربون C
5. قارن اكتب اسمي عنصرين لهما خصائص مشابهة لكل من:
a. اليود I b. الباريوم Ba c. الحديد Fe
6. قارن استناداً إلى الجدول الدوري الحديث، ما العنصران اللذان تكون قيمة الكتلة الذرية لكل منهما أقل من ضعف عدده الذري؟
7. تفسر البيانات تخطط شركة لتصنيع جهاز إلكتروني، مما يتطلب استخدام عنصر له خواص كيميائية شبيهة بالسليكون Si والرصاص Pb، والكتلة الذرية له أكبر من كتلة الكبريت S، ولكنها أقل من كتلة الكاديوم Cd. استخدم الجدول الدوري لتحديد العنصر الذي يمكن أن تستخدمه الشركة.

- تم ترتيب العناصر قديماً في الجدول الدوري وفق كتلتها الذرية تصاعدياً مما نجم عنه وضع بعض العناصر في غير أماكنها وقد تم ترتيبها لاحقاً وفقاً لتزايد أعدادها الذرية.
- تتدرج الخصائص الفيزيائية والكيميائية للعناصر عند ترتيبها تصاعدياً حسب أعدادها الذرية.
- تترتب العناصر في الجدول الدوري في دورات (صفوف) ومجموعات (أعمدة)، وتقع العناصر المتشابهة في خواصها في المجموعة نفسها.
- تصنف العناصر إلى فلزات، ولافلزات وأشباه فلزات.

4. حدّد أيّ العناصر الآتية عناصر مُمثّلة، وأيّها عناصر المُقالَة؟

- a. ليثيوم** Li
b. بلاتين Pt
c. برومبيوم Pm
d. كربون C

5. قارن اكتب اسمي عنصرين لهما خصائص مشابهة لكل من:

- a. اليود I
b. الباريوم Ba
c. الحديد Fe

6. قارن استنادًا إلى الجدول الدوري الحديث، ما العنصران اللذان تكون قمة الكتلة الذرية لهما، منهما أقل من ضعف

عدده الذري؟

الهيدروجين، والأكسجين.

7. تفسير البيانات تُخطط شركة لتصنيع جهاز إلكتروني، ويتطلب ذلك استخدام عنصر له خواص كيميائية شبيهة بالسليكون Si والرصاص Pb، والكتلة الذرية له أكبر من كتلة الكبريت S، ولكنها أقل من كتلة الكاديوم Cd. استخدم الجدول الدوري لتحديد العنصر الذي يمكن أن تستخدمه الشركة.

الجرمانيوم Ge.

1. صف التطور في الجدول الدوري الحديث، واذكر مساهمات كل من لافوازييه، ونيولاندز، ومنديليف، وموزلي في ذلك. رتب لافوازييه العناصر المعروفة في زمنه في أربعة أقسام. وكان نيولاندز أول من رتب العناصر وأشار إلى تكرار الخواص بشكل دوري. وقدم كل من منديليف وماير الجداول الدورية موضحين العلاقة بين الكتل الذرية وخواص العناصر. أما موزلي فقد رتب العناصر وفق العدد الذري بدلاً من الكتل الذرية.

2. ارسم مخططاً مبسطاً للجدول الدوري، وأشر إلى مواقع الفلزات، واللافلزات وأشباه الفلزات.

ينبغي أن تشبه الجداول المبسطة الشكل التالي، بحيث تظهر أسماء المجموعات والدورات.

فلزات

أشباه الفلزات

لا فلزات

1A 2A 3A 4A 5A 6A 7A 8A

1 2 3 4 5 6 7

1B 2B 3B 4B 5B 6B 7B 8B

3. صف الخواص العامة للفلزات واللافلزات وأشياء الفلزات.

الفلزات، لامعة، قابلة للسحب والطرق، جيدة التوصيل للحرارة والكهرباء. أما اللافلزات، فمعتممة، هشة رديئة التوصيل للحرارة والكهرباء. في حين أن لأشباه الفلزات خواص وسطاً بين خصائص الفلزات واللافلزات.

- تفسر سبب تشابه خواص عناصر المجموعة الواحدة.
- تحدد فئات الجدول الدوري الأربعة استناداً إلى التوزيع الإلكتروني.

مراجعة المفردات

إلكترونات التكافؤ: إلكترونات موجودة في مستوى الطاقة الأخير للذرة، والتي تحدد الخواص الكيميائية لها.

تصنيف العناصر

Classification of the Elements

الفكرة الرئيسية رُتبت العناصر في الجدول الدوري ضمن مجموعات ودورات حسب أعدادها الذرية.

الربط مع الحياة إذا أردت توصيل رسالة إلى شخص ما فلا يكفي أن تعرف رقم بيته فقط، بل يجب أن تعرف عنوان البيت كاملاً: في أي شارع هو؟ وأي مدينة؟ وأي منطقة؟ وبالطريقة نفسها يتم تعريف العناصر من خلال توزيعها الإلكتروني.

ترتيب العناصر وفق التوزيع الإلكتروني

Organizing the Elements by Electron Configuration

يحدد التوزيع الإلكتروني الخواص الكيميائية للعنصر. ويمكنك معرفة التوزيع الإلكتروني وعدد إلكترونات التكافؤ من خلال موقع العنصر في الجدول الدوري الحديث. يوضح الجدول 2-3 التوزيع الإلكتروني لبعض عناصر المجموعة الأولى، حيث يوجد إلكترون واحد في مستوى الطاقة الأخير لكل عنصر فيها.

إلكترونات التكافؤ يوجد لكل عنصر في المجموعة الأولى إلكترون واحد في مستوى طاقته الأخير. لذا تشابه عناصر المجموعة الأولى في خواصها الكيميائية؛ لأنها تحتوي على العدد نفسه من إلكترونات التكافؤ. وتُعد هذه الخاصية من أهم العلاقات في الكيمياء؛ فذرات المجموعة الواحدة لها الخواص نفسها لأن لها عدد إلكترونات التكافؤ نفسه. ولكل عنصر في المجموعة الأولى إلكترون تكافؤ واحد له التوزيع الإلكتروني s^1 . ولكل عنصر في المجموعة الثانية اثنين من إلكترونات التكافؤ توزيعها الإلكتروني s^2 ، وللمجموعتين 1 و 2 والمجموعات من 13 إلى 18 في الجدول الدوري توزيعه الخاص من إلكترونات التكافؤ.

إلكترونات التكافؤ والدورة يحدد رقم مستوى الطاقة الأخير الذي يحتوي إلكترونات التكافؤ رقم الدورة التي يوجد فيها العنصر في الجدول الدوري. فعلى سبيل المثال، يوجد إلكترون التكافؤ لعنصر الليثيوم في مستوى الطاقة الثاني، لذا يكون عنصر الليثيوم في الدورة الثانية. أما عنصر الجاليوم ذو التوزيع الإلكتروني $[Ar] 4s^2 3d^{10} 4p^1$ فإن إلكترونات تكافئه تقع في مستوى الطاقة الرابع، لذا يكون عنصر الجاليوم في الدورة الرابعة.

الجدول 2-3	التوزيع الإلكتروني لعناصر المجموعة 1		
الدورة 1	$1s^1$	H الهيدروجين	$1s^1$
الدورة 2	$1s^2 2s^1$	Li الليثيوم	$[He] 2s^1$
الدورة 3	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$	Na الصوديوم	$[Ne] 3s^1$
الدورة 4	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$	K البوتاسيوم	$[Ar] 4s^1$

الشكل 7-2

يوضح الشكل التوزيع الإلكتروني للعناصر الممثلة.

لاحظ كيف يتغير عدد إلكترونات التكافؤ

من مجموعة إلى أخرى، وكيف يتغير ضمن

المجموعة الواحدة؟

1	2	13	14	15	16	17	18
1 H.							He:
2 Li.	Be.	B.	C.	N.	O.	F.	Ne:
3 Na.	Mg.	Al.	Si.	P.	S.	Cl.	Ar:
4 K.	Ca.	Ga.	Ge.	As.	Se.	Br.	Kr:
5 Rb.	Sr.	In.	Sn.	Sb.	Te.	I.	Xe:
6 Cs.	Ba.	Tl.	Pb.	Bi.	Po.		Rn:

اجابة سؤال الشكل 7-2 :

يتغير بالانتقال من مجموعة إلى أخرى،
لكنه يبقى ثابتا ضمن المجموعة الواحدة.

إلكترونات تكافؤ العناصر الممثلة عدد إلكترونات تكافؤ عناصر المجموعة الأولى واحد، ولعناصر المجموعة الثانية اثنان. في حين أن لعناصر المجموعة 13 ثلاثة إلكترونات تكافؤ، وأما عناصر المجموعة 14 فلها أربعة إلكترونات تكافؤ، وهكذا. وأما عناصر الغازات النبيلة في المجموعة 18 ففي كل منها ثمانية إلكترونات، ما عدا الهيليوم الذي له إلكترونات تكافؤ فقط. بين الشكل 7-2 كيف يساعد التمثيل النقطي للإلكترونات على الربط بين رقم المجموعة وعدد إلكترونات التكافؤ. لاحظ أن عدد إلكترونات تكافؤ عناصر المجموعات من 13 إلى 18 يساوي رقم الآحاد فيها.

عناصر الفئات s, p, d, f Block Elements

يحتوي الجدول الدوري أعمدة وصفوفا ذات أحجام متفاوتة. ويعود السبب في عدم انتظام شكل الجدول الدوري إلى أنه قُسم إلى فئات تمثل مستويات الطاقة الثانوية للذرة، والتي تحتوي على إلكترونات التكافؤ، ولوجود أربعة مستويات طاقة ثانوية (s, p, d, f) فقد تم تقسيم الجدول الدوري إلى أربع فئات مختلفة كما في الشكل 8-2.

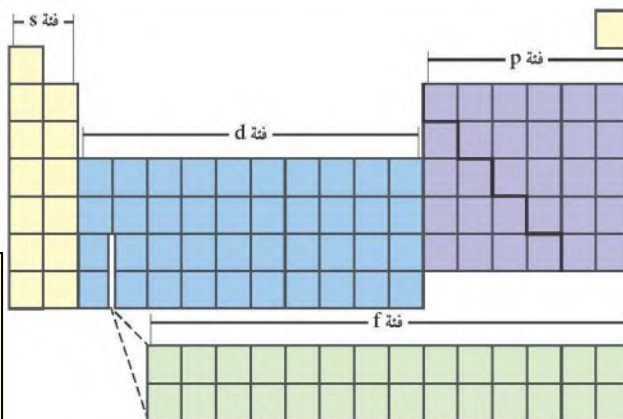
الشكل 8-2

ينقسم الجدول الدوري إلى أربع فئات هي s, p, d, f.

حلل ما العلاقة بين الحد الأقصى لعدد

الإلكترونات التي يمكن أن توجد في مستوى

الطاقة الفرعي وحجم الفئة في الشكل؟



اجابة سؤال الشكل 8-2 :

عدد الأعمدة في الفئة يساوي أكبر عدد من
الإلكترونات يمكن أن يتسع لها مستوى الطاقة
الفرعي.

التوزيع الإلكتروني للغازات النبيلة

الجدول 2-4

الدورة	مستوى الطاقة الرئيس	العنصر	التوزيع الإلكتروني
1	$n = 1$	الهيليوم	$1s^2$
2	$n = 2$	النيون	$[He] 2s^2 2p^6$
3	$n = 3$	الأرجون	$[Ne] 3s^2 3p^6$
4	$n = 4$	الكريبتون	$[Ar] 4s^2 3d^{10} 4p^6$

المفردات

الاستعمال العلمي

البنية: Structure

شيء ما يتم عمله من عناصر أو أجزاء مترابطة بعضها ببعض.

اشترك عدد من العلماء في اكتشاف بنية الذرة.

عناصر الفئة - s تتكون من عناصر المجموعتين الأولى والثانية وعنصر الهيليوم. حيث تحتوي عناصر المجموعة الأولى على مستويات s شبه ممتلئة بالكترونات التكافؤ، وتوزيعها الإلكتروني s^1 . في حين تحتوي عناصر المجموعة الثانية على مستويات s ممتلئة باثنين من إلكترونات التكافؤ، وتوزيعها الإلكتروني s^2 . ولأن مستويات s تتسع لإلكترونين على الأكثر فإن فئة s تشتمل على مجموعتين فقط.

عناصر الفئة - p وبعد امتلاء المستوى الثانوي s بالكترونات التكافؤ تبدأ هذه الإلكترونات في تعبئة المستوى الثانوي p. وتشمل مجموعات العناصر 13 - 18، في الجدول الدوري، التي لها مستويات p الفرعية الممتلئة كلياً أو جزئياً بالكترونات التكافؤ. ولا يوجد عناصر من فئة p في الدورة الأولى؛ لأن مستويات p الثانوية لا توجد في مستوى الطاقة الرئيس الأول $n=1$. والبورون B هو العنصر الأول في فئة p، ويوجد في الدورة الثانية. وتمتد فئة p على مدى ست مجموعات؛ لأن مستويات p الفرعية الثلاثة تتسع لـ 6 إلكترونات على الأكثر. وعناصر المجموعة 18 (الغازات النبيلة) عناصر فريدة في فئة p؛ وذلك لأن ذرات عناصرها مستقرة لدرجة أنها تقريباً لا تتفاعل كيميائياً. ويوضح الجدول 2-4 التوزيع الإلكتروني للغازات النبيلة الأربعة الأولى. إن مستويات الطاقة الفرعية s و p في مستويات الطاقة الخارجية لها ممتلئة تماماً بالإلكترونات. وينتج عن هذا التوزيع الإلكتروني استقرار بنائها الذري.

الشكل 2-9 تاريخ الجدول الدوري

الجدول الدوري الحديث نتاج عمل عدة علماء على مدى قرون، والذين درسوا العناصر واكتشفوا التدرج في خواصها.

1828م بدأ العلماء في اتخاذ الحروف رموزاً للعناصر الكيميائية.

1894-1900م أصبحت الغازات النبيلة - ومنها الأرجون والهيليوم والكريبتون والنيون والزينون والرادون - مجموعة جديدة في الجدول الدوري.

1789م عرّف أنتوني لافوازييه العنصر، وأعد قائمة بالعناصر المعروفة وميّز بين الفلزات واللافلزات.

1869م طور كل من لوثر ماير وديمتري مندليف - كل منهما على حدة - جداول للعناصر، تستند إلى خواصها، وتوقعوا خواص عناصر أخرى غير معروفة.

1913م حدّد هنري موزلي العدد الذري للعناصر المعروفة، وأثبت أن خواص العناصر تتغير بشكل دوري مع العدد الذري.

الباحث الكيميائي

الكيميائيين النوويين في دراسة أحدث العناصر وأثقلها. وإنتاج عناصر ثقيلة يعمل الكيميائي في المجال النووي مع فريق كبير يشمل فيزيائيين، ومهندسين وهنئين. تنتج العناصر الثقيلة بالتصادمات التي تتم في مسرعات الجسيمات. ويقوم الكيميائي النووي بتحليل نتائج هذه التصادمات لتعرف العناصر وفهم خواصها.

عناصر الفئة - d تحتوي على الفلزات الانتقالية، وهي أكبر الفئات. وعلى الرغم من وجود بعض الاستثناءات إلا أن عناصر الفئة d تتميز بامتلاء كلي للمستوى الفرعي s من مستوى الطاقة الرئيس n، وبامتلاء جزئي أو كلي لمستويات d الفرعية من مستوى الطاقة $n-1$. وكلما تحركت عبر الدورة تقوم الإلكترونات بعبئة المستوى d. فعلى سبيل المثال، الإسكانديوم Sc أول عناصر الفئة d، له التوزيع الإلكتروني $[Ar] 4s^2 3d^1$. أما عنصر التيتانيوم - وهو العنصر الثاني في الجدول - فله التوزيع الإلكتروني $[Ar] 4s^2 3d^2$. لاحظ أن المستوى الخارجي s الممتلئ في عنصر التيتانيوم يكون في المستوى الرئيس $n=4$ ، في حين أن المستوى d شبه الممتلئ يكون في المستوى الرئيس $n=3$. ينص مبدأ أوفباو aufbau على أن المستوى 4s له طاقة أقل من طاقة المستوى 3d. لذا فإن المستوى 4s يمتلئ قبل المستوى 3d. ولأن مستويات d الفرعية الخمسة تتسع لـ 10 إلكترونات لذا فإن العناصر فئة d تمتد على مدى 10 مجموعات في الجدول الدوري.

عناصر الفئة - f تشتمل على الفلزات الانتقالية الداخلية، وتتميز عناصرها بامتلاء مستوى s الخارجي، وامتلاء أو شبه امتلاء مستويات 4f و 5f. ولوجود 7 مستويات فرعية في المستوى الثاني f فإنه يتسع لـ 14 إلكترونًا بحد أقصى، وبذلك تمتد العناصر فئة f على مدى 14 عمودًا في الجدول الدوري.

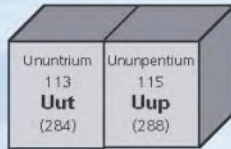
لذا لتحدد الفئات s و p و d و f شكل الجدول الدوري. وكلما انتقلت إلى أسفل في الجدول الدوري يزداد عدد مستويات الطاقة الرئيسة، كما يزداد عدد المستويات الفرعية التي تحتوي على الإلكترونات. لاحظ أن الدورة رقم 1 تحتوي على عناصر الفئة s فقط، في حين تحتوي الدوران الثانية والثالثة على عناصر من الفئتين s، p، أما الدوران الرابعة والخامسة فتحتويان على عناصر من فئات s، p، d، كما تحتوي الدوران السادسة والسابعة على عناصر من فئات s، p، d، f.

لقد استغرق تطوير الجدول الدوري سنين عديدة، وما زالت عملية التطوير جارية؛ حيث يتم تحضير العناصر بطريقة صناعية باستمرار. ارجع إلى الشكل 9-2 لمزيد من المعلومات عن تاريخ الجدول ومساهمات العديد من العلماء في تطويره.

✓ **ماذا قرأت؟** لخص كيف يمكن تعريف كل فئة من الجدول الدوري؟

اجابة سؤال ماذا قرأت :
تعرّف الفئات حسب مستويات الطاقة الفرعية التي تُملأ بالإلكترونات .

2004م أعلن علماء من روسيا عن اكتشاف العنصرين 113 و 115.



1985م تبنى الاتحاد الدولي لعلوم الكيمياء البحتة والتطبيقية الجدول الدوري الحالي المستخدم في أنحاء العالم.

1940م تم ضم العناصر المحضرة صناعيًا التي لها عدد ذري أكبر من 92 إلى فئة جديدة في الجدول تُسمى الأكتينيدات.

2010

1995

1980

1965

1950

1999م أعلن بعض الباحثين اكتشاف العنصر 114، وسمي أونوكواديوم. ويعتقد العلماء أن هذا العنصر ربما يكون أول العناصر ذات الاستقرار النسبي ضمن العناصر المحضرة صناعيًا.

1969م قام الباحثون في جامعة بيركلي بتحضير أول العناصر الصناعية الأثقل من الأكتينيدات، وفترة عمر النصف له 4.7s وسمي زدرفورديوم.



التوزيع الإلكتروني والجدول الدوري لعنصر الإسترانشيوم الذي يستخدم في إضفاء اللون الأحمر على الألعاب النارية، التوزيع الإلكتروني $5s^2 [Kr]$. حدد المجموعة والدورة والفئة التي ينتمي إليها عنصر الإسترانشيوم دون استخدام الجدول الدوري.

1 تحليل المسألة

لديك التوزيع الإلكتروني لعنصر الإسترانشيوم

المعطيات

التوزيع الإلكتروني $5s^2 [Kr]$

المطلوب

المجموعة = ؟ الدورة = ؟ الفئة = ؟

2 حساب المطلوب

يشير عدد إلكترونات التكافؤ إلى رقم مجموعة العناصر الممثلة.

يشير رقم أعلى مستوى طاقة إلى رقم الدورة.

يشير s^2 إلى أن إلكترونات تكافؤ الإسترانشيوم تملأ المستوى الثانوي (s)، لذا يوجد عنصر الإسترانشيوم في **الفئة s والمجموعة 2** ويشير رقم 5 في $5s^2$ إلى أن عنصر الإسترانشيوم يقع في **الدورة 5**

3 تقويم الإجابة

تم تطبيق العلاقة بين التوزيع الإلكتروني وموقع العنصر في الجدول الدوري بطريقة صحيحة.

مسائل تدريبية

8. حدّد، دون الرجوع إلى الجدول الدوري، المجموعة والدورة والفئة التي تنتمي إليها ذرات العناصر ذات التوزيع الإلكتروني الآتي:
 a. $3s^2 [Ne]$ b. $2s^2 [He]$ c. $5s^2 [Kr]$ d. $6s^2 [Xe]$
9. بالرجوع إلى الجدول الدوري، ما الرمز الكيميائي للعناصر التي لها التوزيعات الآتية لإلكترونات تكافؤها:
 a. $s^2 d^1$ b. $s^2 p^3$ c. $s^2 p^6$ d. $s^2 d^5$
10. تحفيز اكتب التوزيع الإلكتروني لكل من العناصر الآتية:
 a. عنصر في المجموعة 2 والدورة 4
 b. عنصر في المجموعة 12 والدورة 4
 c. غاز نبيل في الدورة 5
 d. عنصر في المجموعة 16 والدورة 2

التقويم 2-2

الخلاصة

11. **الفكرة الرئيسية** فسر ما الذي يحدد فئات الجدول الدوري؟
12. حدّد فئة العناصر التي توزيع إلكترونات تكافؤها على النحو الآتي:
 a. $s^2 p^4$ b. s^1 c. $s^2 d^1$ d. $s^2 p^1$
13. توقّع عنصر الزينون غاز نبيل لا يتفاعل، ويستخدم في المصابيح الوضائية، وهو رديء التوصيل للحرارة والكهرباء. فهل تتوقع أن يكون عنصر الزينون من الفلزّات أو اللافلزّات أو أشباه الفلزّات؟ وأين يقع هذا العنصر في الجدول الدوري؟ فسر إجابتك.
14. فسر لماذا تكون عناصر المجموعة الواحدة متشابهة في خواصها الكيميائية؟
15. نمذج ارسماً مخططاً بسيطاً للجدول الدوري، وبين فئات s, p, d, f.

- يحتوي الجدول الدوري على 4 فئات هي f, d, p, s.
- لعناصر المجموعة الواحدة خواص كيميائية متشابهة.
- عناصر المجموعتين 1 و2 يتطابق فيها عدد إلكترونات التكافؤ مع رقم المجموعة.
- يتطابق رقم مستوى الطاقة الأخير الذي توجد فيه إلكترونات التكافؤ مع رقم الدورة التي يقع فيها العنصر.

8. حدّد- من دون الرجوع إلى الجدول الدوري - المجموعة والدورة والفئة التي تنتمي إليها ذرات العناصر ذات التوزيع الإلكتروني الآتي:

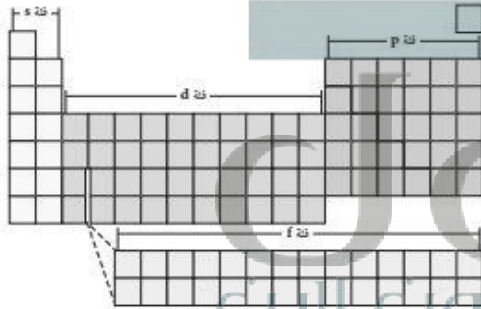
a. $[Ne] 3s^2$.b. $[He] 2s^2$.c. $[Kr] 5s^2$

التركيب الإلكتروني	المجموعة	الدورة	الفئة
a. $[Ne] 3s^2$	2	3	s
b. $[He] 2s^2$	2	2	s
c. $[Kr] 5s^2$	2	5	s

14. فسّر لماذا تكون عناصر المجموعة الواحدة متشابهة في خواصها الكيميائية؟

لأن توزيع إلكترونات التكافؤ لها هو نفسه.

15. نمذج ارسم مخططاً بسيطاً للجدول الدوري، وبيّن فئات s، p، d، و f.



الشكل 8-2

ينبغي أن تظهر المخططات مشابهة للشكل 8-2.

9. بالرجوع إلى الجدول الدوري، ما الرمز الكيميائي للعناصر التي لها التوزيعات الآتية للإلكترونات تكافؤها:

a. s^2d^1 Sc, Y, La, Ac
b. s^2p^3 N, P, As, Sb, Bi
c. s^2p^6 Ne, Ar, Kr, Xe, Rn

10. تحفيظ اكتب التوزيع الإلكتروني لكل من العناصر الآتية:

a. عنصر في المجموعة 2 والدورة 4
 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$
b. عنصر في المجموعة 12 والدورة 4
 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10}$
c. غاز نبيل في الدورة 5
 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6$
d. عنصر في المجموعة 16 والدورة 2
 $1s^2 2s^2 2p^4$

التقويم 2-2

11. فسّر ما الذي يحدّد فئات الجدول الدوري؟
مستويات الطاقة الفرعية التي تُعبأ بالإلكترونات هي التي تُحدّد فئات الجدول الدوري.

12. حدّد فئة العناصر التي توزيع إلكترونات تكافؤها على النحو الآتي:

a. s^2p^4 فئة p .c. s^2d^1 فئة d
b. s^1 فئة s .d. s^2p^1 فئة p

13. استنتج عنصر الزينون غاز نبيل لا يتفاعل، ويُستخدم في المصابيح الومضية، وهو رديء التوصيل للحرارة والكهرباء. فهل تتوقع أن يكون عنصر الزينون من الفلزات أو اللافلزات أو أشباه الفلزات؟ وأين يقع هذا العنصر في الجدول الدوري؟ فسّر إجابتك.

يُعدّ عنصر الزينون لاهلّزاً؛ حيث تقع الغازات النبيلة غير النشطة في المجموعة 18 في الجهة اليمنى من الجدول الدوري.

تقارن بين أنماط التغير في خواص العناصر حسب موقعها في الدورات والمجموعات.

تربط التدرج في أنصاف أقطار الذرات في المجموعات أو الدورات مع التوزيع الإلكتروني لها، و طاقة تأينها، وسالبيتها الكهربائية.

مراجعة المفردات

مستوى الطاقة الأساسي: هو مستوى الطاقة الرئيس للذرة.

المفردات الجديدة

الأيون

طاقة التأين

القاعدة الثمانية

الكهرو سالبية

تدرج خواص العناصر Periodic Trends

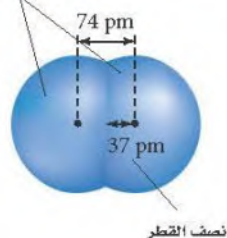
الفكرة الرئيسية يعتمد تدرج خواص العناصر في الجدول الدوري على حجوم الذرات، وقابليتها لفقدان إلكترونات أو اكتسابها.

الربط مع الحياة يساعد التقويم على تتبع النشاطات في حياتنا؛ حيث يتكرر نمط الأسبوع من السبت إلى الجمعة. فإذا دونت بعض النشاطات اليومية سلفاً استطعت توقع ما يحدث في هذا اليوم من ذلك الأسبوع. وكذلك يتيح لنا ترتيب العناصر في الجدول الدوري تعريف خواص العديد من هذه العناصر.

نصف قطر الذرة Atomic Radius

يتغير الكثير من خواص العناصر بشكل متوقع، ويعرف ذلك التغير بالنمط، وهذا ما يحدث عند الانتقال عبر الدورة، أو المجموعة. إن حجم الذرة من الخواص الدورية الذي يتأثر بالتوزيع الإلكتروني. ويعرف الحجم الذري بمقدار اقتراب ذرة من ذرة أخرى مجاورة لها. ولأن طبيعة الذرة المجاورة تختلف من مادة إلى أخرى، لذا فإن حجم الذرة يتغير من مادة إلى مادة أخرى. يعرف نصف قطر الذرة للفلزات - ومنها الصوديوم - بنصف المسافة بين نواتين متجاورتين في التركيب البلوري للعنصر، كما في الشكل 10a-2. أما بالنسبة للعناصر التي توجد على شكل جزيئات - ومنها اللافلزات - فيعرف نصف قطر الذرة بنصف المسافة بين نوى الذرات المتطابقة والمتحدة كيميائياً بروابط فيما بينها. ويوضح الشكل 10b-2 نصف قطر جزيء ثنائي الذرة مثل الهيدروجين H_2 .

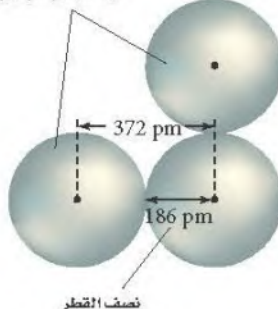
روابط ذرات اللافلز
في جزيء الهيدروجين



نصف القطر

يتحدد نصف القطر لذرات اللافلزات بنصف المسافة بين نوى ذرتين متطابقتين ومتحدتين كيميائياً.

روابط فلز الصوديوم
في التركيب البلوري

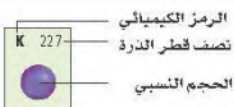


نصف القطر

نصف قطر ذرة الفلز هو نصف المسافة بين نواتي ذرتين متجاورتين في التركيب البلوري.

$$1 \text{ pm} = 10^{-12} \text{ m}$$

الشكل 10-2 تعتمد أنصاف أقطار الذرات على نوع الروابط التي تكونها الذرات.



64

فسر التدرج في نصف قطر الذرة أي الذرات الآتية لها أكبر نصف قطر: الكربون C، أو الفلور F، أو البيريليوم Be، أو الليثيوم Li؟

أجب عن السؤال دون الرجوع إلى الشكل 11-2، وفسر إجابتك حسب اتجاه التغير في أنصاف الأقطار.

1 تحليل المسألة

إذا كان لديك 4 عناصر فحدد أولاً رقم كل من المجموعة والدورة التي يشغلها كل عنصر، ثم استخدم نمط التغير العام لنصف القطر لتحديد أي العناصر نصف قطر ذرته أكبر.

2 حساب المطلوب

حدّد الدورات

بالرجوع إلى الجدول الدوري تجد أن العناصر جميعها موجودة في الدورة الثانية.

وبترتيب العناصر من اليسار إلى اليمين عبر الدورة يظهر التسلسل الآتي: Li، و Be، و C، و F.

طبق اتجاه تناقص نصف القطر عبر الدورة إن أول عنصر في الدورة الثانية هو الليثيوم Li، لذا فلذرته أكبر نصف قطر.

3 تقويم الإجابة

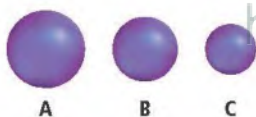
تم تطبيق اتجاه نمط التغير في مقدار نصف القطر عبر الدورة بشكل صحيح.

وبالرجوع إلى قيم أنصاف الأقطار في الشكل 11-2 نتحقق من الإجابة.

مسائل تدريبية

استعن بمعرفتك بأنماط التغير في نصف قطر الذرة عبر الدورة والمجموعة؛ للإجابة عن الأسئلة الآتية، دون استخدام قيم نصف قطر الذرة في الشكل 11-2.

16. أي العناصر له أكبر نصف قطر: الماغنسيوم Mg، أو السليكون Si، أو الكبريت S، أو الصوديوم Na، وأيهما له أصغر نصف قطر؟



17. يبين الشكل المجاور عناصر الهيليوم، والكربتون والرادون. أيها يمثل عنصر الكربتون؟ وكيف يمكن الاستدلال على ذلك؟

18. هل يمكن تحديد أيّ العنصرين المجهولين له أكبر نصف قطر إذا علمت فقط أن العدد الذري لأحدهما أكبر 20 مرة من العدد الذري للآخر؟ فسر إجابتك.

19. تحفيز حدّد أي العنصرين في كل زوج مما يأتي له نصف قطر أكبر:

a. عنصر في الدورة 2 والمجموعة 1، أو عنصر في الدورة 3 والمجموعة 18

b. عنصر في الدورة 5 والمجموعة 2، أو عنصر في الدورة 3 والمجموعة 16

c. عنصر في الدورة 3 والمجموعة 14، أو عنصر في الدورة 6 والمجموعة 15

d. عنصر في الدورة 4، والمجموعة 18، أو عنصر في الدورة 2، والمجموعة 16

استعن بمعرفتك بأنماط التغير في نصف قطر الذرة عبر الدورة والمجموعة؛ للإجابة عن الأسئلة الآتية، دون استخدام قيم نصف قطر الذرة في الشكل 11-2 الموجود في كتاب الطالب صفحة 64.

16. أي العناصر له أكبر نصف قطر: الماغنسيوم Mg، أو السليكون Si، أو الكبريت S، أو الصوديوم Na، وأيها له أصغر نصف قطر؟

عنصر الصوديوم Na له أكبر نصف قطر، في حين عنصر الكبريت S له أصغر نصف قطر.

17. يبين الشكل الآتي عناصر الهيليوم، والكربون، والرادون. أيها يمثل عنصر الكربون؟ وكيف يمكن الاستدلال على ذلك؟



تمثل الكرة B عنصر الكربون؛ حيث يزداد نصف قطر الذرة كلما اتجهنا من أعلى المجموعة إلى أسفلها؛ لذا فإن الهيليوم هو الأصغر؛ لأن له أصغر نصف قطر، أما الرادون فهو الأكبر؛ لأن له أكبر نصف قطر.

18. هل يمكن تحديد أي العنصرين المجهولين له أكبر نصف قطر إذا علمت فقط أن العدد الذري لأحدهما أكبر 20 مرة من العدد الذري للآخر؟ فسر إجابتك.

لا، إذا كان كل ما هو معلوم أن العدد الذري لأحد العنصرين أكبر بمقدار 20 مرة من العدد الذري للعنصر الآخر، فإنه لا يمكن معرفة المجموعات والدورات التي يقع فيها العنصران بالتحديد. كما لا يمكن تطبيق الاتجاهات الدورية لحجم الذرة؛ لتحديد أي العنصرين نصف قطره أكبر من الآخر.

19. تحفيزُ حدّد أيّ العنصرين في كلّ زوج ممّا يلي له نصف قطر أكبر؟

a. العنصر في الدورة 2 والمجموعة 1، أو عنصر في الدورة 3 والمجموعة 18.

العنصر في الدورة 2 والمجموعة 1.

b. العنصر في الدورة 5 والمجموعة 2، أو عنصر في الدورة 3 والمجموعة 16.

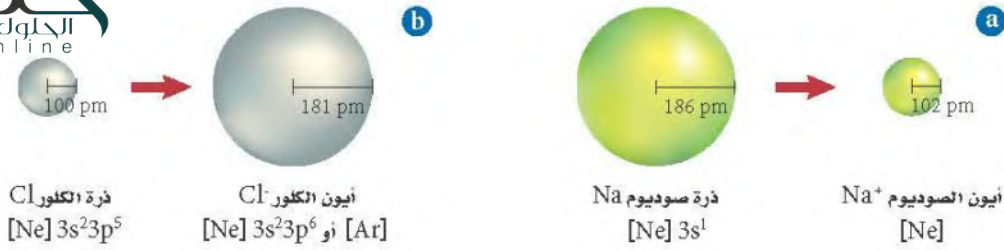
العنصر في الدورة 5 والمجموعة 2.

c. العنصر في الدورة 3 والمجموعة 14، أو عنصر في الدورة 6 والمجموعة 15.

العنصر في الدورة 6 والمجموعة 15.

d. عنصر في الدورة 4 والمجموعة 18، أو عنصر في الدورة 2 والمجموعة 16.

عنصر في الدورة 4 والمجموعة 18.



نصف قطر الأيون

تستطيع الذرات فقد أو اكتساب إلكترون أو أكثر لتكوين الأيونات. ولأن الإلكترونات سالبة الشحنة فإن الذرات تصبح مشحونة عندما تكتسب الإلكترونات أو تفقدها. لذا فالأيون ذرة أو مجموعة ذرية لها شحنة موجبة أو سالبة.

عندما تفقد الذرة الإلكترونات وتكون أيونًا موجبًا يصغر حجمها. ويُعزى ذلك إلى عاملين: أولهما أن الإلكترون الذي تفقده الذرة غالبًا ما يكون إلكترون تكافؤ. وقد ينتج عن فقدانه فراغ المدار الخارجي، مما يسبب نقصان نصف القطر. ثانيًا: يقل التنافر بين ما تبقى من الإلكترونات، بالإضافة إلى زيادة التجاذب بينها وبين النواة ذات الشحنة الموجبة، مما يسمح للإلكترونات بالاقتراب أكثر من النواة.

عندما تكتسب الذرات إلكترونات وتكون أيونات سالبة يزداد حجمها؛ لأن إضافة إلكترون إلى الذرة يولد تنافرًا أكبر مع إلكترونات المستوى الخارجي، ويدفعها بقوة نحو الخارج. وينتج عن زيادة المسافة بين الإلكترونات الخارجية زيادة في مقدار نصف القطر مما لا يسمح للإلكترونات بالاقتراب أكثر من النواة. ويوضح الشكل 2-13a كيف يقل نصف قطر ذرة الصوديوم عندما تكون أيونًا موجبًا، كما يوضح الشكل 2-13b كيف يزداد نصف قطر ذرة الكلور عندما تكون أيونًا سالبًا.

المطويات

أدخل معلومات من هذا القسم في مطويتك.

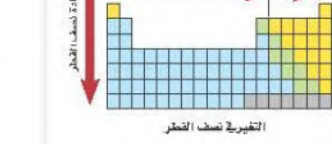
	1	2	13	14	15	16	17
2	Li 76 1+	Be 31 2+	B 20 3+	C 15 4+	N 146 3+	O 140 2+	F 133 1-
3	Na 102 1+	Mg 72 2+	Al 54 3+	Si 41 4+	P 212 3+	S 184 2+	Cl 181 1-
4	K 138 1+	Ca 100 2+	Ga 62 3+	Ge 53 4+	As 222 3+	Se 198 2+	Br 195 1-
5	Rb 152 1+	Sr 118 2+	In 81 3+	Sn 71 4+	Sb 62 5+	Te 2 2-	
6	Cs 167 1+	Ba 135 2+	Tl 95 3+	Pb 84 4+	Bi 74 5+		

نصف قطر الأيون
الرمز الكيميائي
الشحنة
العدد الذري

الشكل 2-14 يوضح نصف القطر الأيوني للعناصر المثلة مقيسًا بوحدة pm ($10^{-12}m$).
فسر لماذا يزداد نصف قطر الأيون الموجب والأيون السالب عند الانتقال إلى أسفل المجموعة في معظم المجموعات؟

اجابة سؤال الشكل ٢-١٤ :

لأن رقم مستوى الطاقة الرئيسي يزداد في المجموعة من أعلى إلى أسفل، وبذلك تقل قوة جذب النواة للإلكترونات مستوى الطاقة الخارجي.



الشكل 15-2 يلخص الشكل التغير العام في نصف قطر الأيون.

تدرج نصف قطر الأيون عبر الدورات يوضح الشكل 14-2 أنصاف أقطار أيونات معظم العناصر الممثلة. لاحظ أن العناصر التي في الجهة اليسرى من الجدول تكون أيونات موجبة أصغر حجماً، في حين تكون العناصر التي في الجهة اليمنى من الجدول أيونات سالبة أكبر حجماً. وفي الغالب، كلما تحركت من اليسار إلى اليمين عبر الدورة تناقص حجم الأيون الموجب. وعند بداية المجموعة 15 أو 16 يتناقص حجم الأيون السالب أيضاً تدريجياً.

تدرج نصف قطر الأيون عبر المجموعات عندما تنتقل في المجموعة من أعلى إلى أسفل فإن إلكترونات المستويات الخارجية في الأيون تكون في مستويات طاقة أعلى؛ مما ينتج عنه زيادة في حجم الأيون. لذا يزداد نصف قطر كل من الأيونات الموجبة والسالبة عند الانتقال إلى أسفل خلال المجموعة. ويلخص الشكل 15-2 اتجاه التغير في نصف قطر الأيونات عبر المجموعات والدورات.

طاقة التأين Ionization Energy

يتطلب تكوين أيون موجب انتزاع إلكترون من ذرة متعادلة. ويحتاج هذا العمل إلى طاقة للتغلب على قوة التجاذب بين شحنة النواة الموجبة والشحنة السالبة للإلكترون. وتعرف **طاقة التأين** بالطاقة اللازمة لانتزاع إلكترون من ذرة العنصر في الحالة الغازية. فمثلاً نحتاج إلى 8.64×10^{-19} J لانتزاع إلكترون من ذرة الليثيوم في الحالة الغازية. وتسمى الطاقة اللازمة لانتزاع أول إلكترون من الذرة المتعادلة طاقة التأين الأولى. لذا فطاقة التأين الأولى لليثيوم هي 8.64×10^{-19} J. كما ينتج عن فقدان الإلكترون تكوين أيون Li^+ . ويبين الشكل 16-2 طاقة التأين الأولى لعناصر الدورات من 1 إلى 5.

✓ **ماذا قرأت؟ عرّف طاقة التأين.**

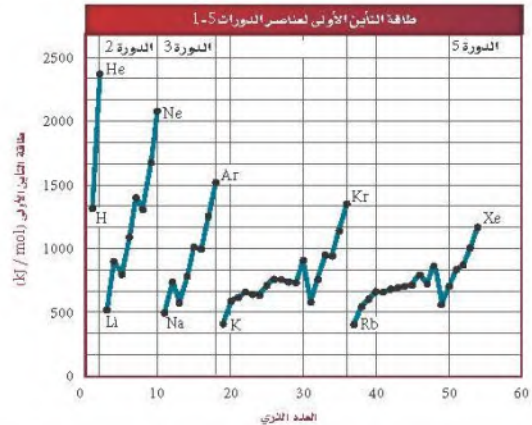
فكر في طاقة التأين على أنها إشارة إلى مدى قوة تمسك نواة الذرة بالإلكترونات تكافئها. لذا تشير طاقة التأين الكبيرة إلى أن القوة التي تمسك النواة بهذه الإلكترونات كبيرة أيضاً. ولذا تميل الذرات التي قيم طاقة تأينها كبيرة إلى تكوين الأيونات السالبة. فعلى سبيل المثال، لطاقة تأين الليثيوم المنخفضة أهمية في صنع بطاريات الحاسوب؛ فسهولة خسارة الإلكترونات تساعد البطارية على إنتاج قدرة كهربائية أكبر.

الشكل 16-2 يوضح طاقة التأين الأولى لعناصر الدورات 1-5 مقارنةً بالعدد الذري لها.

اختبار الرسم البياني

صف اتجاه التغير في طاقة التأين الأولى خلال المجموعة.

اجابة سؤال اختبار الرسم البياني :
يتناقص



9 th	8 th	7 th	6 th	5 th	4 th	3 rd	2 nd	1 st	إلكترونات	رمز
									التكافؤ	العنصر
							7300	520	1	Li
						14,850	1760	900	2	Be
					25,020	3660	2430	800	3	B
				37,830	6220	4620	2350	1090	4	C
			53,270	9440	7480	4580	2860	1400	5	N
		71,330	13,330	10,980	7470	5300	3390	1310	6	O
	92,040	17,870	15,160	11,020	8410	6050	3370	1680	7	F
115,380	23,070	20,000	15,240	12,180	9370	6120	3950	2080	8	Ne

تمثل كل مجموعة من النقاط المتصلة في الرسم الموضح في الشكل 16-2 العناصر الموجودة في دورة واحدة. وتكون طاقة تأين فلزات المجموعة 1 منخفضة، لذا تميل إلى تكوين أيونات موجبة. أما طاقة تأين عناصر المجموعة 18 فهي عالية جداً، لذلك لا تكون أيونات في أغلب الأحيان؛ حيث إن التوزيع الإلكتروني المستقر لهذه العناصر يحد من نشاطها الكيميائي.

الكيمياء في واقع الحياة

طاقة التأين



الغوص إن الزيادة في الضغط الذي يتعرض له الغواصون تحت سطح الماء يتسبب في دخول كمية أكبر

اجابة سؤال ماذا قرأت :

أربعة

- أكسجين مخفف بالهيليوم.

إن طاقة تأين الهيليوم العالية لا تسمح بتفاعله كيميائياً مع الدم.

انتزاع أكثر من إلكترون قد تنتزع إلكترونات أخرى بعد انتزاع الإلكترون الأول من الذرة. وتسمى الطاقة التي يتطلبها انتزاع إلكترون ثانٍ من أيون أحادي الشحنة الموجبة طاقة التأين الثانية. وتسمى الطاقة التي يتطلبها انتزاع إلكترون ثالث من أيون ثنائي الشحنة الموجبة طاقة التأين الثالثة، كما هو موضح في الجدول 2-5.

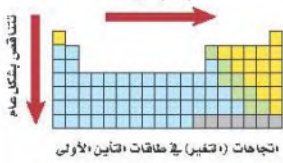
تلاحظ عند الانتقال في الجدول من اليمين إلى اليسار أن طاقة التأين في تزايد دائم، ولكن ليس بشكل منتظم؛ حيث إن هناك حالات تكون فيها الزيادة في طاقة التأين كبيرة جداً. فمثلاً، طاقة التأين الثانية لليثيوم (7300 kJ/mol) أكبر كثيراً من طاقة التأين الأولى (520 kJ/mol). وهذا يعني أن ذرة الليثيوم غالباً ما تفقد إلكترونًا واحدًا، ومن غير المتوقع أن تخسر إلكترونًا ثانيًا.

✓ **ماذا قرأت؟ استنتج** ما عدد الإلكترونات التي يمكن أن تخسرها ذرة الكربون؟

إذا تفحصت الجدول فستلاحظ أن الزيادة الكبيرة في طاقة التأين مرتبطة مع عدد إلكترونات التكافؤ. لعنصر الليثيوم إلكترون تكافؤ واحد، لذا تحدث مثل هذه الزيادة بعد طاقة التأين الأولى. ويشكل عنصر الليثيوم أيون Li^+ بسهولة، ولكن من الصعوبة تشكيل أيون Li^{2+} . لذا تشير الزيادة في طاقة التأين هذه إلى أن القوة التي تمسك بها الذرة إلكتروناتها الداخلية أكبر كثيراً من تلك التي تمسك بها الذرة إلكترونات التكافؤ.

تدرج طاقة التأين عبر الدورات يتبين من الشكل 16-2 والقيم في الجدول 2-5، أن طاقة التأين الأولى تزداد عند الانتقال من اليسار إلى اليمين عبر الدورة نفسها. وتنتج الزيادة في شحنة نواة كل عنصر زيادة في قوة جذبها للإلكترونات التكافؤ.

تدرج طاقة التآين عبر المجموعات تقل طاقة التآين الأولى عند الانتقال من أعلى إلى أسفل المجموعة. ويعود ذلك إلى زيادة حجم الذرة، والحاجة إلى طاقة أقل لانتزاع الإلكترون كلما ابتعد الإلكترون عن النواة، كما هو موضح في الشكل 2-17.



الشكل 2-17 تزداد طاقة التآين عند الانتقال من اليسار إلى اليمين عبر الدورة، وتتناقص عند الانتقال إلى أسفل المجموعة.

الشكل 2-18 يوضح قيم الكهروسالبية لمعظم العناصر المعطاة بوحدة "باولنج".

استنتج لماذا لم توضع قيم الكهروسالبية للعناصر النبيلة؟

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
H 2.20	He																
Li 0.98	Be 1.57	B 2.04	C 2.55	N 3.04	O 3.44	F 3.98	Ne										
Na 0.93	Mg 1.31	Al 1.61	Si 1.90	P 2.19	S 2.58	Cl 3.16	Ar										
K 0.82	Ca 1.00	Sc	Ti 1.36	V 1.54	Cr 1.63	Mn 1.55	Fe 1.83	Co 1.88	Ni 1.91	Cu 1.90	Zn 1.65	Ga 1.81	Ge 2.01	As 2.18	Se 2.35	Br 2.96	Kr
Rb 0.82	Sr 0.95	Y 1.22	Zr 1.33	Nb 1.6	Mo 2.16	Tc 2.10	Ru 2.2	Rh 2.28	Pd 2.20	Ag 1.93	Cd 1.69	In 1.78	Sn 1.96	Sb 2.05	Te 2.1	I 2.66	Xe
Cs 0.79	Ba 0.89	La 1.1	Hf 1.3	Ta 1.3	W 2.36	Re 2.2	Os 2.2	Ir 2.2	Pt 2.2	Au 2.4	Hg 1.9	Tl 1.8	Pb 1.8	Bi 1.9	Po 2.0	At 2.2	Uuo
Fr 0.70	Ra 0.90	Ac	Th 1.3	Pa 1.3	U 1.6	Np 1.6	Pu 1.7	Am 1.8	Cm 1.8	Bk 1.9	Cf 1.9	Es 2.0	Fm 2.0	Mn			

قيم الكهروسالبية التمهيدية

الكهروسالبية (السالبية الكهربائية) Electronegativity

تعرف الكهروسالبية على أنها مدى قابلية ذرات العنصر على جذب الإلكترونات في الرابطة الكيميائية. وبين الشكل 2-18 أن الكهروسالبية غالباً تقل عند الانتقال إلى أسفل المجموعة، وتزداد عند الانتقال من اليسار إلى اليمين عبر الدورة. وتتراوح قيم الكهروسالبية للعناصر بين 0.7 و 3.98. ووحدها باولنج؛ نسبة إلى العالم الأمريكي باولنج (1901-1994م) فالفلور F مثلاً أكثر العناصر كهروسالبية بقيمة 3.98، في حين أن السيزيوم والفرانسيوم أقل العناصر كهروسالبية بقيم 0.79 و 0.7 على الترتيب. ويكون للذرة ذات الكهروسالبية الكبرى قوة جذب أكبر للإلكترونات الرابطة. ولذا لم تُعين قيم الكهروسالبية للغازات النبيلة؛ لأنها تشكل عدداً قليلاً من المركبات.

تجربة

رتب العناصر

كيف تدرج الخواص؟

الخطوات

1. اقرأ تعليمات السلامة في المختبر.
2. اعمل بطاقة تعريف لكل عنصر من واقع المعلومات الجدول المقابل.
3. اعمل جدولاً في هيئة مصفوفة (4 أعمدة × 3 صفوف).
4. رتب بطاقات العناصر تصاعدياً حسب كتلتها.
5. ابدأ بوضع البطاقات في الجدول مراعيًا تسلسل كتل العناصر وخصائصها، واترك مربعات فارغة عند الضرورة.

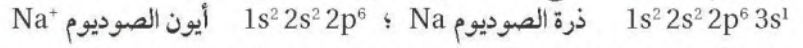
التحليل

1. اعمل جدولاً تبين فيه التنظيم في صورته النهائية.
2. صف التدرج في اللون عبر الدورة وعبر المجموعة في الاتجاه الذي أعدده.

اجابة سؤال التحليل :

- 1- جدول النتائج المتوقعة.
- 2 يتناقص طول موجة اللون عبر الدورة، ويصبح اللون باهتاً كلما اتجهنا إلى أسفل المجموعة.
- 3- تتزايد الكتلة عبر الدورة وكلما اتجهنا إلى أسفل المجموعة؛ لا ينسجم CX مع النمط المتوقع للكتلة، ولكنه ينسجم مع العمود الثالث حيث المواد الصلبة الأخرى الهشة ذات اللون الأخضر.
- 4- ينسجم pH مع الدورة الثالثة، ويستند العمود الأول إلى اللون والاتجاهات المذكورة. وتقع الكتلة بين 99 g و 106 g.
- 5- ينبغي أن يوجد في المكان الخالي سائل أصفر كتلته بين 70 g و 82 g.

القاعدة الثمانية عندما تخسر ذرة الصوديوم إلكترون التكافؤ الوحيد لديها لتنتج أيون صوديوم $+1$ يتغير التوزيع الإلكتروني لها على النحو الآتي:



لاحظ أن التوزيع الإلكتروني لأيون Na^+ مشابه للتوزيع الإلكتروني للنيون (غاز نبيل). وتؤدي هذه الملاحظة إلى أحد أهم المبادئ الكيميائية، وهو القاعدة الثمانية. تنص **القاعدة الثمانية** على أن الذرة تكتسب الإلكترونات أو تخسرها أو تشارك بها، لتحصل على ثمانية إلكترونات تكافؤ في مستوى طاقتها الأخير. وتعزز هذه المعرفة ما تعلمناه من قبل من أن التوزيع الإلكتروني لمستويات s و p الفرعية لنفس مستوى الطاقة الممتلئة بالإلكترونات يكون أكثر استقراراً. كما يجب أن تلاحظ أن هذه القاعدة لا تشمل عناصر الدورة الأولى؛ لأنها تحتاج إلى إلكترونين فقط. تكمن فائدة هذه القاعدة في تحديد نوع الأيون الذي يتجه العنصر. فالعناصر التي تقع على الجانب الأيمن من الجدول الدوري تكتسب عادة الإلكترونات لتحصل على التوزيع الإلكتروني للغاز النبيل. ولهذا السبب تنتج هذه العناصر أيونات سالبة، إلا أنه - بطريقة مشابهة - تفقد العناصر التي على الجانب الأيسر الإلكترونات لتنتج أيونات موجبة.

المطويات

أدخل معلومات من هذا القسم في مطويتك.

التقويم 2-3 الخلاصة

20. **الفكرة الرئيسية** فسر العلاقة بين التدرج في نصف قطر الذرة عبر الدورات والمجموعات في الجدول الدوري والتوزيع الإلكتروني.
21. بين أيهما له أكبر قيمة لكل مما يأتي: الفلور أم البروم؟
 - a. الكهروسالبية
 - b. نصف قطر الأيون
 - c. نصف قطر الذرة
 - d. طاقة التأين
22. فسر لماذا يحتاج انتزاع الإلكترون الثاني من ذرة الليثيوم إلى طاقة أكبر من الطاقة اللازمة لانتزاع الإلكترون الرابع من ذرة الكربون؟
23. احسب فرق الكهروسالبية، ونصف قطر الأيون، ونصف قطر الذرة، وطاقة التأين الأولى بين الأكسجين والبيريليوم.
24. عمل الرسوم البيانية واستخدامها مثل بياناً أنصاف أقطار العناصر الممثلة في الدورات 2، 3، 4 مقابل أعدادها الذرية. على أن تحصل على ثلاثة منحنيات منفصلة (منحنى لكل دورة). ثم لخص نمط التغير (التدرج) في نصف قطر الذرة عبر الدورة في ضوء الرسم الذي عملته. فسر إجابتك.

- يتناقص نصف قطر الأيون أو الذرة من اليسار إلى اليمين عبر الدورات، ويزداد من أعلى إلى أسفل عبر المجموعات.
- تزداد طاقة التأين غالباً من اليسار إلى اليمين عبر الدورات وتتناقص من أعلى إلى أسفل عبر المجموعات.
- تنص القاعدة الثمانية على أن الذرات تكتسب الإلكترونات أو تخسرها، أو تشارك بها لتحصل على ثمانية إلكترونات تكافؤ.
- تزداد الكهروسالبية غالباً من اليسار إلى اليمين عبر الدورة، وتتناقص من أعلى إلى أسفل عبر المجموعات.

20. فسّر العلاقة بين التدرّج في نصف قطر الذرة عبر الدورات والمجموعات في الجدول الدوري والتوزيع الإلكتروني. تزداد أنصاف أقطار الذرات كلما اتجهنا من أعلى المجموعة إلى أسفلها؛ حيث تُضاف إلكترونات إلى مستويات الطاقة الخارجية، فتحجب الإلكترونات الداخلية إلكترونات التكافؤ عن شحنة النواة المتزايدة. وتتناقص أنصاف أقطار الذرات كلما اتجهنا من اليسار إلى اليمين عبر الدورة؛ حيث تزيد الشحنة الموجبة للنواة، ويرافق ذلك عدم حجب إلكترونات التكافؤ بواسطة الإلكترونات الداخلية لأنها تُضاف إلى مستوى الطاقة نفسه، ويبقى عدد مستويات الطاقة ثابتاً فتقترب إلكترونات التكافؤ من النواة.

21. بيّن أيهما له أكبر قيمة لكلٍّ مما يأتي: الفلور أم البروم؟

- الكهروسالبية
- نصف قطر الأيون
- نصف قطر الذرة
- طاقة التأين

22. فسّر لماذا يحتاج انتزاع الإلكترون الثاني من ذرة الليثيوم إلى طاقة أكبر من الطاقة اللازمة لانتزاع الإلكترون الرابع من ذرة الكربون؟

لأن الإلكترون الثاني الذي يُنتزع من ذرة الليثيوم هو من الإلكترونات الداخلية وليس من إلكترونات التكافؤ؛ لذا فإنه يحتاج إلى طاقة أكبر لتزعمه. في حين أن الإلكترون الرابع الذي يُنتزع من ذرة الكربون هو إلكترون تكافؤ.

23. احسب فرق الكهروسالبية، ونصف قطر الأيون، ونصف قطر الذرة، وطاقة التأين الأولى للأكسجين والبريليوم.

$$\text{الكهروسالبية} = 3.44 - 1.57 = 1.87$$

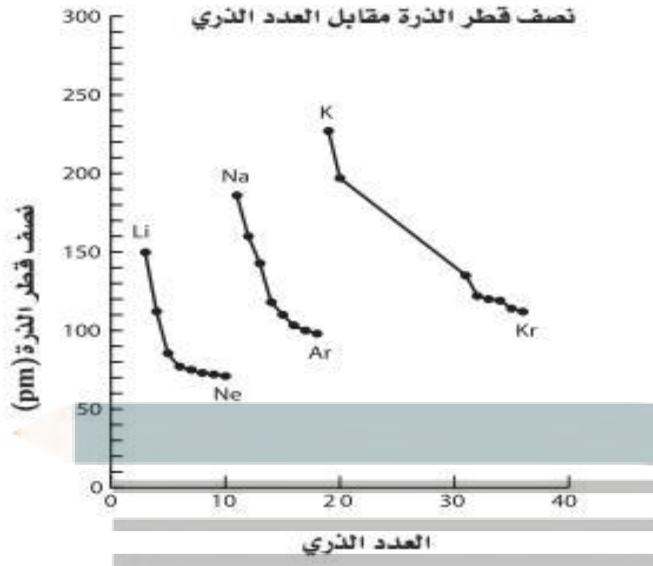
$$\text{نصف قطر الأيون} = 140 - 31 = 109 \text{ pm}$$

$$\text{نصف قطر الذرة} = 73 - 112 = -39 \text{ pm}$$

$$\text{طاقة التأين الأولى} = 1310 \text{ kJ/mol} - 900 \text{ kJ/mol}$$

$$= 410 \text{ kJ/mol}$$

24. عمل الرسوم البيانية واستخدمها مثل بيانيًا أنصاف أقطار العناصر المُمثلة في الدورات 2 و3 و4 مقابل أعدادها الذرية. على أن تحصل على ثلاثة منحنيات منفصلة (منحنى لكل دورة). ثم لخص نمط التغير (التدرج) في نصف قطر الذرة عبر الدورة في ضوء الرسم الذي عملته. فسّر إجابتك.



يقل نصف قطر الذرات عمومًا كلما اتجهنا من اليسار إلى اليمين عبر الدورة الواحدة في الجدول الدوري بسبب زيادة شحنة النواة، ويزداد نصف قطر الذرات كلما اتجهنا من أعلى المجموعة إلى أسفلها بسبب زيادة إلكترونات التكافؤ في أفلاك أكبر تنتمي إلى مستويات أعلى من الطاقة الرئيسية.



الشكل 2 تغطي العضلات معظم جسم الإنسان.

العناصر في جسم الإنسان

كلما أكل الإنسان أو تنفس أخذ جسمه العناصر التي يحتاج إليها لأداء واجباته بصورة طبيعية. ولهذه العناصر خواصها المحددة؛ اعتماداً على موقعها في الجدول الدوري. ويوضح الشكل 1 النسبة المئوية الكتلية للعناصر في خلايا جسم الإنسان.

الأكسجين يوجد في جسم الإنسان البالغ ما يزيد على 14 بليون بليون ذرة من الأكسجين. وقد يموت الإنسان خلال دقائق معدودة، إذا لم يُزودَ الدم بالأكسجين.

الكربون يكون روابط قوية بين ذراته وذرات العناصر الأخرى، كما يكون سلاسل طويلة تعد الهيكل العظمي الضروري للمركبات العضوية، ومنها الكربوهيدرات، والبروتينات والدهون. كما يعتمد جزيء DNA الذي يحدد الصفات الشكلية أو المظهرية للشخص على مقدرة الكربون على الارتباط مع العديد من العناصر بسهولة.

الهيدروجين يحتوي الجسم على عدد من ذرات الهيدروجين يزيد على عدد ذرات العناصر الأخرى جميعها معاً، على الرغم من أنه يمثل 10% من كتلة الجسم؛ لأن كتلة ذرته صغيرة جداً. ولا يحتاج جسم الإنسان إلى الهيدروجين في صورة عنصر فقط، ولكن من خلال العديد من المركبات الضرورية ومنها الماء. ويعد الهيدروجين - بالإضافة إلى الأكسجين والكربون - جزءاً مهماً في تركيب الكربوهيدرات والمركبات العضوية التي يحتاج إليها الجسم.

اجابة سؤال الكتابة في الكيمياء :

بعض أنواع الطعام المقلب لا يحتوي على جميع مكونات الطعام التي يحتاج إليها الجسم، وعلى الرغم من وجود بعض العناصر بكميات قليلة جداً في جسم الإنسان، إلا أنها تلعب دوراً مهماً في وظائف الجسم الطبيعية.

ومن ذلك الحديد الذي يوجد منه كمية قليلة جداً في جسم الإنسان، ولا يستطيع هيموجلوبين الدم نقل الأكسجين من دون الحديد.

الشكل 1 يتكون جسم الإنسان من الكثير من العناصر المختلفة.

النيتروجين تغطي العضلات معظم جسم الإنسان. ويوجد النيتروجين في المركبات التي تصنع البروتينات التي يحتاج إليها الجسم لبناء العضلات، هذا ما يوضحه الشكل 2.

العناصر الأخرى في الجسم الأكسجين والكربون والهيدروجين والنيتروجين هي العناصر الأكثر توافراً في الجسم، ولكن هناك بعض العناصر الأخرى التي يحتاج إليها الجسم للنمو والنمو. إن مقداراً ضئيلاً من هذه العناصر - والتي تكون في مجملها 2% من كتلة الجسم - يُعد ضرورياً للجسم. فمثلاً، لا تستطيع العظام والأسنان النمو دون التزود المستمر بالكالسيوم. وعلى الرغم من أن الكبريت يكون أقل من 1% من كتلة الجسم إلا أنه عنصر ضروري ويوجد في البروتينات، كما في الأظافر على سبيل المثال. كما أن الصوديوم والبوتاسيوم ضروريان لنقل الإشارات الكهربائية في الدماغ.

الكتابة 2 الكيمياء هل تستطيع الحصول على العناصر ذات المقدار الضئيل في الجسم من أكل المواد الغذائية المقلبة فقط؟ ما أهمية هذه العناصر رغم وجودها بكميات قليلة؟ ناقش هذه القضية مع زملائك في الصف.

مختبر الكيمياء

الكيمياء الوصفية (النوعية)

الخلفية: يمكنك ملاحظة العديد من العناصر الممثلة، ثم تصنيفها والمقارنة بين خواصها. تسمى عملية تعرف خواص العناصر بالكيمياء الوصفية.

سؤال: كيف تدرج خواص العناصر الممثلة؟

المواد والأدوات اللازمة

أنابيب قابلة للإغلاق	6 أنابيب اختبار
سدادات أنابيب اختبار وأوعية بلاستيكية تحوي كميات قليلة من العناصر	حامل أنابيب اختبار مخبر مدرج 10 mL ملعقة صغيرة
جهاز التوصيل الكهربائي	قلم للكتابة على الزجاج
حمض الهيدروكلوريك تركيزه 1.0M	قلم رصاص

إجراءات السلامة



تحذير لا تفحص المواد الكيميائية بتذوقها. وحمض الهيدروكلوريك ذو التركيز 1 M ضار بالعين والملابس.

خطوات العمل

1. اقرأ تعليمات السلامة في المختبر.
2. لاحظ ثم دوّن المظهر (الحالة الفيزيائية، اللون، اللمعان) لكل عينة في أنبوب الاختبار دون نزاع السدادة.
3. خذ عينة صغيرة من كل عنصر في الوعاء البلاستيكي، وضعها على سطح صلب، وأطرقها برفق. سيصبح العنصر مسطحاً إذا كان قابلاً للطرق. أما إذا كان هشاً فسوف يتكسر إلى قطع صغيرة، ثم دوّن ملاحظتك.
4. حدد أي العناصر موصل للكهرباء باستخدام جهاز

الخطوات :

نظم مجموعات العمل في مواقع متعددة من المختبر.

6. أضف كمية صغيرة من كل عنصر إلى أنبوب الاختبار الخاص به. ثم أضف 5 mL من حمض الهيدروكلوريك HCl إلى كل أنبوب اختبار، وراقب كل أنبوب مدة دقيقة،

واعلم أن تكون الفقاعات يعدّ دليلاً على التفاعل بين الحمض والعنصر، ثم سجل ملاحظتك.

ملاحظة العناصر	التصنيف
● قابله للطرق. ● موصلة جيدة للكهرباء. ● ذات لمعان. ● لها لون فضي أو أبيض. ● يتفاعل معظمها مع الأحماض.	الفلزات
● توجد في الحالة الصلبة أو السائلة أو الغازية. ● غير موصلة للكهرباء. ● لا تتفاعل مع الأحماض. ● غالباً ما تكون هشة في الحالة الصلبة.	اللافلزات
● تجمع بين خواص الفلزات واللافلزات.	أشباه الفلزات

7. التنظيف والتخلص من الفضلات تخلص من المواد جميعها حسب تعليمات المعلم.

اجابة سؤال حل واستنتج :

ه - ازدياد الخواص الفلزية من اليمين إلى اليسار، ومن أعلى إلى أسفل.

2. قسّر البيانات اعتماداً على الجدول أعلاه، وبالإضافة إلى ملاحظتك، أعد قائمة بأسماء عينات العناصر التي تظهر الخواص العامة للفلزات.
3. قسّر البيانات اعتماداً على الجدول أعلاه، وبالإضافة إلى ملاحظتك، أعد قائمة بأسماء عينات العناصر التي تظهر الخواص العامة لأشباه الفلزات.
4. اعمل نموذجاً ارسم مخططاً للجدول الدوري وحدد مواقع العناصر الممثلة من المجموعة 1 إلى 17. بالاعتماد على الجدول الدوري الوارد في هذا الفصل والنتائج التي حصلت عليها من التجربة، سجّل رموز العناصر التي درستها في التجربة في مخطط الجدول الدوري الذي أعدته.
5. استنتج كيف تدرج خواص العناصر التي لاحظتها في التجربة.

الفكرة العامة يتيح لنا التدرج في خواص العناصر التنبؤ بالخواص الفيزيائية والكيميائية لها.

1-2 تطور الجدول الدوري الحديث

المفاهيم الرئيسية

للعناصر تدرجاً مع الوقت باكتشاف العلماء طرائق أكثر فائدة في تصنيف العناصر ومقارنتها.

• رُتبت العناصر في البداية تصاعدياً حسب الكتل الذرية، مما نتج عنه بعض التناقض، ثم رُتبت لاحقاً وفق الأعداد الذرية تصاعدياً.

• يعني التدرج في خواص العناصر أن صفاتها الكيميائية والفيزيائية تتكرر عند ترتيبها تصاعدياً حسب أعدادها الذرية.

• يرتب الجدول الدوري العناصر في دورات (صفوف) ومجموعات (أعمدة)، وتكون العناصر ذات الخواص المشابهة في المجموعة نفسها.

• تُصنف العناصر إلى فلزات ولا فلزات وأشباه فلزات.

المصردات

• التدرج في خواص العناصر

• الفلزات الانتقالية

• المجموعات الداخلية

• الدورات سلسلة اللانثانيدات

• العناصر الممثلة سلسلة الأكتينيدات

• العناصر الانتقالية اللافلزات

• الفلزات الهالوجينات

• الفلزات القلوية الغازات النبيلة

• الفلزات القلوية أشباه الفلزات الأرضية

اسم العنصر	أكسجين
الحالة	8
العدد الذري	0
الرمز	15.999
الكتلة الذرية المتوسطة	

2-2 تصنيف العناصر

المفاهيم الرئيسية

الدوري ضمن مجموعات ودورات حسب أعدادها الذرية.

• يحتوي الجدول الدوري على أربع فئات هي f, d, p, s.

• لعناصر المجموعة الواحدة خواص كيميائية متشابهة.

• عناصر المجموعتين 1 و2 يتطابق فيها عملاء الإلكترونات التكافؤ مع رقم المجموعة.

• يتطابق رقم مستوى الطاقة الأخير الذي توجد فيه إلكترونات التكافؤ مع رقم الدورة التي يقع فيها العنصر.

3-2 تدرج خواص العناصر

المفاهيم الرئيسية

في الجدول الدوري على حجوم الذرات، وقابليتها لفقدان الإلكترونات أو اكتسابها.

• تتناقص قيم نصف قطر الذرة والأيون من اليسار إلى اليمين عبر الدورة، وتزايد من أعلى إلى أسفل عبر المجموعة.

• تزايد طاقة التأين غالباً من اليسار إلى اليمين عبر الدورة، وتتناقص من أعلى إلى أسفل عبر المجموعة.

• تنص القاعدة الثمانية على أن الذرات تكتسب الإلكترونات، أو تخسرهما، أو تشارك بها لتحصل على مجموعة من ثمانية إلكترونات تكافؤ.

• غالباً ما تزايد الكهروسالبية من اليسار إلى اليمين عبر الدورة، وتتناقص من أعلى إلى أسفل عبر المجموعة.

المصردات

• الأيون

• طاقة التأين

• القاعدة الثمانية

• الكهروسالبية

2-1

إتقان المفاهيم

Lanthanum 57 La 138.906	Hafnium 72 Hf 178.49
Actinium 89 Ac (227)	Rutherfordium 104 Rf (261)

الشكل 19-2

34. وضح ما يشير إليه الخط الداكن في منتصف الشكل 19-2.

35. ما الرمز الكيميائي لكل من العناصر الآتية؟

a. فلز يستخدم في مقياس الحرارة.

b. غاز مشع يستخدم للتنبؤ بحدوث هزات أرضية، وهو غاز نبيل له أكبر كتلة ذرية مقارنةً بعناصر مجموعته.

c. يستخدم لطلاء علب المواد الغذائية، وهو فلز له أقل كتلة ذرية في المجموعة 14.

d. عنصر انتقالي يستخدم في صناعة الخزائن، ويقع في المجموعة 12 في الجدول الدوري.

36. إذا اكتشف عنصر جديد من الهالوجينات وآخر من الغازات النبيلة فما العدد الذري لكل منهما؟

إتقان حل المسائل

37. لوربتت العناصر وفق كتلتها الذرية فأبي العناصر الـ 55 الأولى يكون ترتيبها مختلفاً عما هو عليه في الجدول الدوري الحالي؟

38. عنصر ثقيل جديد لو اكتشف العلماء عنصرًا يحتوي على 117 بروتونًا، فما المجموعة والدورة التي ينتمي إليها؟ وهل يكون فلزًا أو لافلزًا أو شبه فلز؟

25. ما النقص في الجدول الدوري لمندليف؟

26. وضح كيف ساهمت قاعدة الثمانية لنيولاندز في تطور الجدول الدوري؟

27. أعد كل من لوثر ماير وديميتري مندليف جداول دورية متشابهة في عام 1869 م. فلماذا حظي مندليف بسمعة أكبر بالجدول الدوري الذي أعده؟

28. ما المقصود بتدرج خواص العناصر؟

29. صف الخواص العامة للفلزات.

30. ما الخواص العامة لأشباه الفلزات؟

31. صنف العناصر الآتية إلى فلزات أو لافلزات أو أشباه فلزات.

a. الأكسجين O

b. الباريوم Ba

c. الجرمانيوم Ge

d. الحديد Fe

32. صل كل بند في العمود الأيمن بما يناسبه من المجموعات في العمود الأيسر:

a. العناصر القلوية 1. المجموعة 18

b. الهالوجينات 2. المجموعة 1

c. العناصر القلوية الأرضية 3. المجموعة 2

d. الغازات النبيلة 4. المجموعة 17

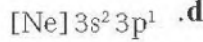
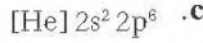
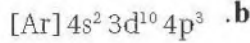
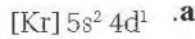
5. المجموعة 15

33. ارسم مخططًا بسيطًا للجدول الدوري، وحدد عليه مواقع

كل من الفلزات القلوية والفلزات القلوية الأرضية والعناصر الانتقالية والعناصر الانتقالية الداخلية والغازات

النبيلة والهالوجينات، باستخدام الملصقات.

47. حدّد كلّاً من المجموعة، والدورة والفئة لكل عنصر مما يأتي:



48. عنصران في المجموعة نفسها، فهل يكون نصف قطر ذرة العنصر الذي له عدد ذري أكبر، أصغر أم أكبر من نصف قطر ذرة العنصر الآخر؟

49. يوضّح الجدول 2-6 عدد العناصر في الدورات الخمس الأولى من الجدول الدوري. فسّر لماذا تحتوي بعض الدورات على أعداد مختلفة من العناصر؟

الجدول 2-6 عدد العناصر في الدورات من 1 إلى 5					
الدورة	1	2	3	4	5
عدد العناصر	2	8	8	18	18

50. النقود تسمى إحدى مجموعات العناصر الانتقالية بمجموعة النقود؛ لأن معظم قطع النقود المعدنية تصنع من عناصر هذه المجموعة. ما رقم هذه المجموعة؟ وما العناصر التي تنتمي إليها؟ وهل ما زالت مستخدمة في صناعة النقود حتى الآن؟

51. هل توجد إلكترونات تكافؤ جميع عناصر المجموعة 17 في مستوى الطاقة الرئيس نفسه؟ فسّر إجابتك.

إتقان حل المسائل

52. أضواء الإشارة الخضراء. يُكسب فلز الباريوم الإشارة الخضراء اللون الأخضر. اكتب التوزيع الإلكتروني للباريوم وصف موقعه من حيث المجموعة والدورة والفئة في الجدول الدوري.

53. الساعات تستخدم المغناطيس المصنوعة من فلز النيوديميوم في صناعة الساعات؛ لأنها قوية وخفيفة. اكتب التوزيع الإلكتروني لهذا العنصر، وأين يقع في الجدول الدوري؟

54. علب الصودا التوزيع الإلكتروني للفلز المستخدم في صناعة علب الصودا هو $[Ne] 3s^2 3p^1$. ما اسم هذا الفلز؟ حدّد رقم مجموعته. ودورته، وفئته في الجدول الدوري.

39. ما الرمز الكيميائي للعنصر الذي ينطبق عليه الوصف الآتي؟

a. عنصر في الدورة 3 يمكن استخدامه في صناعة رقائق الحاسوب لأنه شبه فلز.

b. عنصر في المجموعة 13 والدورة 5 يستخدم في صناعة الشاشات المسطحة في أجهزة التلفاز.

c. عنصر يستخدم قتيلاً في المصابيح، وله أكبر كتلة ذرية بين العناصر الطبيعية في المجموعة 6.

2-2

إتقان المفاهيم

40. المنتجات المنزلية ما أوجه الشبه في الخواص الكيميائية بين الكلور الذي يستخدم في تبييض الملابس واليود الذي يضاف إلى ملح الطعام؟ فسّر إجابتك.

41. ما علاقة رقم مستوى طاقة إلكترون التكافؤ برقم دورة العنصر في الجدول الدوري؟

42. ما عدد إلكترونات تكافؤ كل عنصر من الغازات النبيلة؟

43. ما الفئات الأربع الرئيسة في الجدول الدوري؟

44. ما التوزيع الإلكتروني الأكثر استقراراً؟

45. فسّر كيف يمكن أن يحدد توزيع إلكترونات التكافؤ موقع الذرة في الجدول الدوري؟

46. اكتب التوزيع الإلكتروني للعنصر الذي ينطبق عليه الوصف الآتي:

a. عنصر في المجموعة 15، وغالبًا ما يكون جزءاً من مركبات مساحيق التجميل.

b. هالوجين في الدورة 3، يدخل في تركيب منظفات الملابس، ويستخدم في صناعة الورق.

c. فلز انتقالي سائل عند درجة حرارة الغرفة، ويستخدم أحياناً في مقاييس درجة الحرارة.

55. املأ الفراغ في الجدول 2-7.

الدورة	المجموعة	رمز العنصر	التوزيع الإلكتروني
3		Mg	$[\text{Ne}]3s^2$
4	14	Ge	
	12	Cd	$[\text{Kr}]5s^24d^{10}$
2	1		$[\text{He}]2s^1$

2-3

إتقان المفاهيم

56. ما المقصود بطاقة التأين؟

57. يشكل عنصر ما أيوناً سالباً عند التأين. فأين يقع هذا العنصر في الجدول الدوري؟ فسر إجابتك.

58. أي العناصر الآتية: الماغنسيوم أم الكالسيوم أم الباريوم، نصف قطر أيونه أكبر؟ وأيها نصف قطر أيونه أصغر؟ وما نمط التغير الذي يفسر ذلك؟

59. فسر لماذا تزداد طاقة تأين العناصر المتتالية في الجدول الدوري عبر الدورة؟

60. كيف يمكن مقارنة نصف قطر أيون اللانثان بنصف قطر الذرة؟ فسر ذلك.

61. فسر لماذا يقل نصف قطر الذرة كلما اتجهنا من اليسار إلى اليمين عبر الدورة؟

62. حدّد أي العنصرين له أكبر طاقة تأين في كل من الأزواج الآتية؟

a. N و Li b. Ne و Kr c. Li و Cs

63. ما المقصود بالقاعدة الثمانية؟ ولماذا لا يتبع غاز الهيدروجين والهيليوم هذه القاعدة؟

64. استخدم الشكل 2-20 للإجابة عن الأسئلة الآتية، فسر إجابتك.



الشكل 2-20

a. إذا كانت A تمثل أيوناً، و B تمثل ذرة للعنصر نفسه.

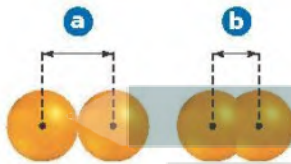
فهل يكون الأيون موجباً أم سالباً؟

b. إذا كان A و B يمثلان نصفي قطري ذرتي عنصرين في

الدورة نفسها، فما ترتيبهما في الدورة؟

c. إذا كان A و B يمثلان نصفي قطري أيونين لعنصرين

في المجموعة نفسها، فما ترتيبهما في المجموعة؟



الشكل 2-21

65. يمثل الشكل 2-21 طريقتين لتعريف نصف قطر الأيون.

صف كل طريقة، واذكر متى تستخدم كل منهما؟

66. الكلور التوزيع الإلكتروني لذرة الكلور هو $[\text{Ne}]3s^23p^5$

وعندما يكتسب إلكترونات يصبح توزيعه الإلكتروني

$[\text{Ne}]3s^23p^6$ ، وهو التوزيع الإلكتروني للأرجون. فهل

تغيرت ذرة الكلور إلى ذرة أرجون؟ فسر إجابتك.

إتقان حل المسائل

67. تصنع بعض العبوات من مادة اللكسان Lexan، وهي

مادة بلاستيكية يدخل في تركيبها مركب مكوّن من الكلور

والكربون والأكسجين. رتب هذه العناصر تنازلياً حسب

نصف قطر الذرة ونصف قطر الأيون.

68. العدسات اللاصقة تصنع العدسات اللاصقة المرنة من

اتحاد ذرات السليكون والأكسجين معاً. اعمل جدولاً

يحتوي قائمة بالتوزيع الإلكتروني وأنصاف أقطار كل من

ذرات وأيونات السليكون والأكسجين. ثم اشرح أي

الذرات تصبح أكبر، وأيها تصبح أصغر عند اتحاد السليكون

بالأكسجين؟ ولماذا؟

69. المٌحلّي الصناعي تحتوي بعض المشروبات الغازية التي

تجنّب زيادة الوزن على المحلّي الصناعي أسبارتيم، وهو

مجموعتين، والفئة p على هيئة 6 مجموعات، والفئة d على هيئة 10 مجموعات؟

77. لماذا تختلف معظم قيم الكتل الذرية في جدول مندليف عن القيم الحالية؟

78. رتب العناصر - الأكسجين والكبريت والتيلوريوم والسيلينيوم - تصاعدياً حسب نصف قطر الذرة. وهل يعد ترتيبك مثلاً على تدرج الخواص في المجموعة أم في الدورة؟

79. الحليب يعدّ العنصر ذو التوزيع الإلكتروني $4s^2 [Ar]$ من أهم الفلزات الموجودة في الحليب. حدد مجموعة ودورة وفئة هذا العنصر في الجدول الدوري.

80. لماذا لا توجد عناصر من الفئة p في الدورة الأولى؟

81. المجوهرات ما الفلزان الانتقاليان المستخدمان في صناعة المجوهرات، والفلزان يقعان في المجموعة 11، ولهما أقل كتلة ذرية؟

82. أيهما له طاقة تأين أكبر: البلاتين المستخدم في عمل تاج الضروس، أم الكوبلت الذي يُكسب الفخار ضوءه الأزرق الساطع؟

التفكير الناقد

83. طبق أيكُون الصوديوم Na أيوناً موجباً $+1$ ؛ في حين يكون الفلور F أيوناً سالباً -1 . اكتب التوزيع الإلكتروني لكل أيون منهما. وفسّر لماذا لا يشكل هذان العنصران أيونات ثنائية؟

84. اعمل رسماً بيانياً واستخدمه استعن بالبيانات الواردة في الجدول 2-8. ومثّل بيانياً الكثافة مقابل العدد الذري، واذكر أي نمط تعيّر يمكن أن تلاحظه.

مركب يحتوي على الكربون والنيتروجين والأكسجين وذرات أخرى. اعمل جدولاً يوضح أنصاف أقطار الذرات والأيونات للكربون والنيتروجين والأكسجين. افترض حالة التأين الموضحة في الشكل 2-14 واستخدم الجدول الدوري للتنبؤ بما إذا كانت حجومات ذرات الكربون والنيتروجين والأكسجين تزايد أم تتناقص عند تكوين الروابط الكيميائية في الأسبارتيم.

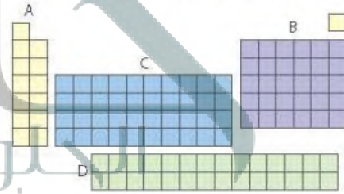
مراجعة عامة

70. عرّف الأيون.

71. اشرح لماذا لا يمكن قياس نصف قطر الذرة بطريقة مباشرة؟

72. ما شبه الفلز في الدورة 2 من الجدول الدوري، الذي يكون جزءاً من مركب يستعمل لإزالة عسر الماء؟

73. أيهما أكثر كهروسالبية: عنصر السيزيوم في المجموعة 1 المستخدم في مصابيح الأشعة تحت الحمراء، أم البروم وهو الهالوجين المستخدم في مركبات مقاومة الحريق؟ ولماذا؟



الشكل 2-22

74. يوضح الشكل 2-22 فئات الجدول الدوري. سمّ كل فئة من الجدول الدوري، وشرح الخواص المشتركة بين عناصر كل فئة.

75. أي عنصر في الأزواج الآتية له كهروسالبية أعلى:

a. As أو K

b. Sb أو N

c. Be أو Sr

76. فسر لماذا تمتد الفئة s من الجدول الدوري على هيئة

87. تعرّف أحد العناصر الممثلة في الدورة 3 جزء من المواد الخشنة التي تستعمل على سطوح علب الثقاب. والجدول 9-2 يوضح طاقات التأين لهذا العنصر. استعن بالمعلومات الواردة في هذا الجدول لاستنتاج نوع العنصر.

الجدول 9-2 طاقات التأين بوحدة kJ/mol						
العدد	الأول	الثاني	الثالث	الرابع	الخامس	السادس
طاقة التأين	1010	1905	2910	4957	6265	21238

مسألة تحفيز

88. يعبر عن طاقات التأين بوحدة (kJ/mol)، إلا أنه يعبر عن الطاقة اللازمة لانتزاع إلكترون من الذرة بالجدول (J). استخدم القيم في الجدول 5-2 لحساب الطاقة اللازمة لانتزاع الإلكترون الأول بوحدة الجول من ذرة كل من B، و Be، و Li، و C، ثم استخدم العلاقة $1\text{eV} = 1.6 \times 10^{-19}\text{J}$ لتحويل القيم إلى الإلكترون فولت.

مراجعة تراكمية

89. عرّف المادة، وحدّد ما إذا كان كل مما يأتي مادة أم لا.

- a. موجات الميكروويف d. السرعة
- b. الهيليوم داخل بالون e. ذرة من الغبار
- c. حرارة الشمس f. اللون الأزرق

90. حوّل كلّاً من وحدات القياس الآتية إلى ما هو مبين:

- a. 1.1 cm إلى m c. 11 mg إلى kg
- b. 76.2 pm إلى mm d. 7.23 mg إلى kg

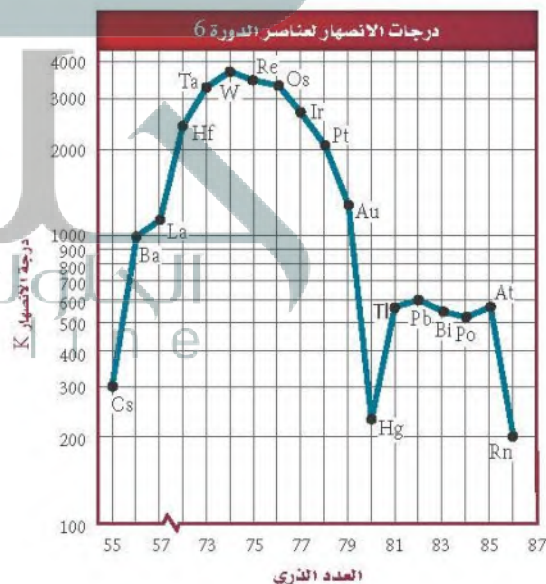
91. ما العلاقة بين الطاقة التي تنبعث من الإشعاع وتردده؟

92. ما العنصر الذي توزيعه الإلكترونات $4s^2 3d^6$ [Ar] وهو في حالة الاستقرار؟

الجدول 8-2 بيانات الكثافة لعناصر المجموعة 15

العنصر	العدد الذري	الكثافة (g/cm ³)
النيتروجين	7	1.25×10^{-3}
الفوسفور	15	1.82
الزرنيخ	33	5.73
الأنثيمون	51	6.70
البزموت	83	9.78

85. فسّر البيانات رسمت درجات انصهار عناصر الدورة 6 مقابل العدد الذري كما في الشكل 2-23. حدّد نمط التغير في درجات الانصهار والتوزيع الإلكتروني للعناصر. ثم ضع فرضية لتفسير هذا النمط.



الشكل 2-23

86. التعميم يعبر الرمز ns^1 عن التوزيع الإلكتروني للمستوى الخارجي لعناصر المجموعة الأولى، حيث n هو رقم دورة العنصر ومستوى طاقته الرئيس. اكتب رموزاً مشابهة لكل مجموعات العناصر الممثلة.

تقويم إضافي

الكتابة في الكيمياء

93. الثلاثيات في بدايات القرن التاسع عشر اقترح الكيميائي الألماني دوبرنر ما يعرف باسم الثلاثيات. ابحث عن ثلاثيات دوبرنر، واكتب تقريرًا حولها. ما العناصر التي تمثل الثلاثيات؟ وكيف كانت صفات العناصر فيها متشابهة؟

94. الميل الإلكتروني خاصية دورية أخرى. اكتب تقريرًا عن الميل الإلكتروني، وصف تدرجه عبر المجموعة وعبر الدورة.

أسئلة المستندات

كان الجدول الدوري الأصلي لمندليف جديرًا بالملاحظة في ضوء المعلومات التي كانت متوافرة عن العناصر المعروفة في حينه، لذلك فهو يختلف عن النسخة الحديثة. قارن بين جدول مندليف الموضح في الجدول 10-2 والجدول الدوري الحديث الموضح في الشكل 5-2.

التسلسل	الجدول 10-2 مجموعات العناصر								
	0	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
1	—	H	—	—	—	—	—	—	
2	He	Li	Be	B	C	N	O	F	
3	Ne	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	
4	Ar	K	Ca	So	Ti	V	Cr	Mn	Fe
5		Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Co
6	Kr	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	—	Ni (Cu) Ru
7		Ag	Cad	In	Sn	Sb	Te	I	Rh Pd (Ag)
8	Xe	Cs	Ba	La	—	—	—	—	—
9		—	—	—	—	—	—	—	—
10	—	—	—	Yb	—	Ta	W	—	Os
11		Au	Hg	Tl		Bi	—	—	Ir Pt (Au)
12	—	—	Rd	—	Th	—	U		

95. وضع مندليف الغازات النبيلة في يسار الجدول. فلماذا يعد وضع هذه العناصر في نهاية الجدول - كما في الجدول الدوري الحديث - (المجموعة 18) منطقيًا أكثر؟

96. أي أجزاء جدول مندليف يعد أكثر تشابهًا مع موقعه الحالي، وأيهما كان أبعد عن موقعه الحالي في الجدول الحديث؟ ولماذا؟

97. تختلف معظم الكتل الذرية في جدول مندليف عن القيم الحالية. ما سبب ذلك؟

5. الفئة التي يقع فيها العنصر Z هي:

- s .a
p .b
d .c
f .d

استعن بالرسم الآتي للإجابة عن السؤالين 6 و 7:

الجدول الدوري

1																	18
Y	2											13	14	15	16	17	W
Y	Y											W	W	W	W	W	W
Y	Y	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	W	W	W	W	W	
Y	Y	Z	Z	Z	Z	Z	Z	Z	Z	Z	Z	W	W	W	W	W	
Y	Y	Z	Z	Z	Z	Z	Z	Z	Z	Z	Z	W	W	W	W	W	
Y	Y	Z	Z	Z	Z	Z	Z	Z	Z	Z	Z	W	W	W	W	W	
Y	Y	Z	Z	Z	Z	Z	Z	Z	Z	Z	Z	W	W	W	W	W	

[illegible]

6. أيّ العناصر له أكبر نصف قطر ذري في دورته؟

- Z .d Y .c X .b W .a

7. أيّ مستويات الطاقة الثانوية الآتية توجد فيها إلكترونات العنصر المصنفة (W)؟

- f .d d .c p .b s .a

8. توجد أشباه الفلزات في الجدول الدوري فقط في:

- a. الفئة d
b. المجموعات 13 إلى 17
c. الفئة f
d. المجموعتين 1 و 2

9. ما المجموعة التي تحتوي على اللافرات فقط؟

- | | |
|----|-----------|
| 1 | .a |
| 13 | .b |
| 15 | .c |
| 18 | .d |

أسئلة الاختيار من متعدد

1. عناصر المجموعة الواحدة في الجدول الدوري لها نفس:

- a. عدد إلكترونات التكافؤ.
b. الخواص الفيزيائية.
c. عدد الإلكترونات.
d. التوزيع الإلكتروني.

2. أيّ العبارات الآتية غير صحيحة؟

- a. نصف قطر ذرة الصوديوم Na أصغر من نصف قطر ذرة الماغنسيوم Mg.
- b. قيمة الكهروسالية للكربون C أكبر من قيمة الكهروسالية للبرون B.
- c. نصف قطر الأيون Br أكبر من نصف قطر ذرة Br.
- d. طاقة التأين الأولى لعنصر K أكبر من طاقة التأين الأولى لعنصر Rb.

3. التوزيع الإلكتروني لذرة عنصر هو $[\text{Ar}] 4s^2 3d^{10} 4p^4$.

ما المجموعة والدورة والفئة التي يقع ضمنها هذا العنصر في الجدول الدوري؟

- a. مجموعة 14، دورة 4، فئة d
b. مجموعة 16، دورة 3، فئة p
c. مجموعة 14، دورة 4، فئة p
d. مجموعة 16، دورة 4، فئة p

استخدم الجدول الآتي للإجابة عن السؤالين 4 و 5:

خواص العناصر		
العنصر	النقطة	الخواص
X	s	صلب، يتفاعل بسرعة مع الأكسجين
Y	p	غاز عند درجة حرارة الغرفة، يكون الأملاح
Z	—	غاز نبيل

4. أي مجموعة في الجدول الدوري يقع فيها العنصر X؟

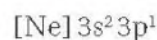
- | | |
|----|----|
| 1 | .a |
| 17 | .b |
| 18 | .c |
| 4 | .d |

10. يمكن توقع أن العنصر 118 له خواص تشبه:

- a. الفلزات القلوية الأرضية
- b. الهالوجين
- c. أشباه الفلزات
- d. الغاز النبيل

أسئلة الإجابات القصيرة

ادرس التوزيع الإلكتروني الآتي، ثم أجب عن الأسئلة التي تليه:



11. في أي دورة في الجدول الدوري يوجد هذا العنصر؟

12. في أي مجموعة في الجدول الدوري يوجد هذا العنصر؟

13. ما اسم هذا العنصر؟

أسئلة الإجابات المفتوحة

استخدم الجدول الآتي للإجابة عن السؤالين 14 و 15.

طاقات التأين لعناصر مختارة من الدورة 2 بوحدة kJ/mol				
العنصر	Li	Be	B	C
إلكترونات التكافؤ	1	2	3	4
طاقة التأين الأولى	520	900	800	1090
طاقة التأين الثانية	7300	1760	2430	2350
طاقة التأين الثالثة		14,850	3660	4620
طاقة التأين الرابعة			25,020	6220
طاقة التأين الخامسة				37,830

14. بين العلاقة التي تربط بين التغير الكبير جداً في طاقة التأين وعدد إلكترونات التكافؤ لكل ذرة.

15. توقع أي طاقات التأين سوف تُظهر أكبر تغير لعنصر الماغنسيوم؟ فسر إجابتك.

إتقان المفاهيم

25. ما النقص في الجدول الدوري لمندليف؟

استعمل مندليف الكتلة الذرية بدلاً من العدد الذري لترتيب العناصر، مما نتج عنه وضع بعض العناصر في غير مكانها الصحيح.

26. وضح كيف ساهمت قاعدة الثمانيات لنيولاندز في تطور الجدول الدوري؟

قدم نيولاندز فكرة الدورية في الخواص.

27. أعد كل من لوثر ماير وديميتري مندليف جداول دورية متشابهة في عام 1869م. فلماذا حظي مندليف بسمعة أكبر بالجدول الدوري الذي أعده؟

لأن أعمال مندليف نشرت أولاً، ولأنه وضح عددًا أكبر من الخواص الدورية، وتوقع خواص بعض العناصر التي لم تكن قد اكتشفت.

28. ما المقصود بتدرج خواص العناصر؟

يظهر التدرج في الخواص الكيميائية والفيزيائية عند ترتيب العناصر في الجدول الدوري تصاعدياً وفق تزايد العدد الذري.

29. صف الخواص العامة للفلزات.

عادة ما تكون الفلزات ذات كثافة عالية وصلبة ولامعة في درجة حرارة الغرفة، وجيدة التوصيل للحرارة والكهرباء، ويمتاز معظمها بالليونة والقابلية للطرق والسحب.

30. ما الخواص العامة لأشباه الفلزات؟

30. ما الخواص العامة لأشباه الفلزات؟

أشباه الفلزات لها خواص فيزيائية وكيميائية متوسطة بين الفلزات واللافلزات.

31. صنّف العناصر الآتية إلى فلزات أو لافلزات أو أشباه فلزات:

- a. الأكسجين O لافلز
b. الباريوم Ba فلز
c. الجرمانيوم Ge شبه فلز
d. الحديد Fe فلز

32. صلّ كل بند في العمود الأيمن بما يناسبه من المجموعات في العمود الأيسر:

- 2 a. العناصر القلوية 1. المجموعة 18 Hg
4 b. الهالوجينات 2. المجموعة 1 b. غاز مشع يُستخدم في التنبؤ بحدوث هزات أرضية، وهو
3 c. العناصر القلوية الأرضية 3. المجموعة 2 غاز نبيل له أكبر كتلة ذرية مقارنةً بعناصر مجموعته.
1 d. الغازات النبيلة 4. المجموعة 17 Rn
c. يُستخدم لطلاء علب المواد الغذائية، وهو فلز له أقل كتلة ذرية في المجموعة 14.

33. ارسم مخططًا بسيطًا للجدول الدوري، وحدّد عليه مواقع كل من الفلزات القلوية والفلزات القلوية الأرضية والعناصر الانتقالية والعناصر الانتقالية الداخلية والغازات النبيلة والهالوجينات، باستخدام المصصقات.

36. إذا اكتُشف عنصر جديد من الهالوجينات وآخر من الغازات النبيلة، فما العدد الذري لكل منهما؟
سيكون العدد الذري للهالوجين الجديد 117، في حين سيكون العدد الذري للغاز النبيل الجديد 118.

إتقان حل المسائل

37. لو رُتبت العناصر وفق كتلتها الذرية، فأَي العناصر الـ 55 الأولى يكون ترتيبها مختلفًا عمّا هو عليه في الجدول الدوري الحالي؟

ينبغي أن يحل كل من عنصري البوتاسيوم والأرجون أحدهما مكان الآخر في الجدول الدوري، ويحل كل من الكوبلت والنيكل أحدهما مكان الآخر، وكذلك الحال مع عنصري التيلوريوم واليود؛ حيث يجب أن يحل أحدهما مكان الآخر.

38. عنصر ثقيل جديد لو اكتشف العلماء عنصرًا يحتوي على 117 بروتونًا، فما المجموعة والدورة التي ينتمي إليها؟ وهل يكون فلزًا أو لافلزًا أو شبه فلز؟

سينتمي العنصر الثقيل الجديد إلى المجموعة 17 وسيقع في الدورة 7، وسيكون شبه فلز.

يجب أن يكون المخطط مشابهًا للشكل أعلاه، كما يمكن الرجوع إلى المعلم للحصول على نموذج جدول.

34. وضح ما يُشير إليه الخط الداكن في منتصف الشكل 19-2.

Lanthanum 57 La 138.906	Hafnium 72 Hf 178.49
Actinium 89 Ac (227)	Rutherfordium 104 Rf (261)

الشكل 19-2

يُشير الخط الداكن إلى موقع سلسلة عناصر اللانثانيدات والأكتنيدات إذا تواهر المكان الأفقي لذلك في الصفحة.

39. ما الرمز الكيميائي لكل عنصر ينطبق عليه الوصف؟

a. عنصر في الدورة 3 يمكن استخدامه في صناعة رقائق الحاسوب لأنه شبه فلز.

Si

b. عنصر في المجموعة 13 والدورة 5 يُستخدم في صناعة الشاشات المسطحة في أجهزة التلفاز.

In

c. عنصر يُستخدم فتيلة في المصابيح، وله أكبر كتلة ذرية بين العناصر الطبيعية في المجموعة 6.

W

2 - 2

إتقان المفاهيم

40. المنتجات المنزلية ما أوجه الشبه في الخواص الكيميائية بين الكلور الذي يُستخدم في تبيض الملابس واليود الذي يضاف إلى ملح الطعام؟ فسر إجابتك.

لهما توزيع إلكترونات التكافؤ نفسه s^2p^5 .

41. ما علاقة مستوى طاقة إلكترون التكافؤ برقم دورة العنصر في الجدول الدوري؟

رقم مستوى طاقة إلكترونات تكافؤ الذرة يساوي رقم دورة العنصر.

42. ما عدد إلكترونات تكافؤ كل عنصر من الغازات النبيلة؟

لكل من الغازات النبيلة ثمانية إلكترونات تكافؤ، ما عدا غاز الهيليوم فله إلكترونات تكافؤ فقط.

43. ما الفئات الأربع الرئيسة في الجدول الدوري؟

فئة s، وفئة p، وفئة d، وفئة f.

44. ما التوزيع الإلكتروني الأكثر استقراراً؟

ns^2np^6 حيث n رقم مستوى الطاقة.

45. فسر كيف يمكن أن يحدّد توزيع إلكترونات التكافؤ موقع الذرة في الجدول الدوري؟

لعناصر المجموعة نفسها عدد إلكترونات التكافؤ نفسه. ويحدّد رقم مستوى طاقة إلكترونات التكافؤ رقم الدورة التي يقع ضمنها.

46. اكتب التوزيع الإلكتروني لكل عنصر ينطبق عليه الوصف؟

a. عنصر في المجموعة 15، وغالباً ما يكون جزءاً من مركّبات مساحيق التجميل.

Bi: $[Xe]6s^24f^{14}5d^{10}p^3$

b. هالوجين في الدورة 3، يدخل في تركيب مُنظّفات الملابس، ويُستخدم في صناعة الورق.

Cl: $[Ne]3s^23p^5$

c. فلز انتقالي سائل عند درجة حرارة الغرفة، ويُستخدم أحياناً في مقاييس درجة الحرارة.

Hg: $[Xe]6s^24f^{14}5d^{10}$

47. حدّد كلاً من المجموعة، والدورة والفئة لكل عنصر ممّا يأتي:

a. $[Kr]5s^24d^1$ المجموعة 3، الدورة 5، فئة d

b. $[Ar]4s^23d^{10}4p^3$ المجموعة 15، الدورة 4، فئة p

c. $[He]2s^22p^6$ المجموعة 18، الدورة 2، فئة p

d. $[Ne]3s^23p^1$ المجموعة 13، الدورة 3، فئة p

48. عنصران في المجموعة نفسها، فهل يكون نصف قطر ذرة العنصر الذي له عدد ذري أكبر، أصغر أم أكبر من نصف قطر ذرة العنصر الآخر؟

أكبر.

49. يوضّح الجدول 6-2 عدد العناصر في الدورات الخمس الأولى من الجدول الدوري. فسر لماذا تحتوي بعض الدورات على أعداد مختلفة من العناصر؟

الجدول 6-2 عدد العناصر في الدورات من 1 إلى 5					
الدورة	1	2	3	4	5
عدد العناصر	2	8	8	18	18

وذلك بسبب اختلاف عدد مستويات الطاقة الفرعية في مستوى الطاقة الرئيس من عنصر لآخر؛ إذ يحتوي مستوى الطاقة الرئيس الأول على المستوى الفرعي s، ويحتوي مستوي الطاقة الثاني والثالث على المستويين الفرعيين s و p، ويحتوي

54. علب الصودا التوزيع الإلكتروني للفلز المُستخدَم في صناعة علب الصودا هو $[Ne]3s^23p^1$. ما اسم هذا الفلز؟ حدّد رقم مجموعته، ودورته، وفتته في الجدول الدوري.
الفلز هو الألومنيوم؛ ويقع في المجموعة 13، وفي الدورة 3، وضمن الفئة p.

55. املأ الفراغ في الجدول 2-7.

الجدول 2-7 التوزيع الإلكتروني			
الدورة	المجموعة	رمز العنصر	التوزيع الإلكتروني
3	a.	Mg	$[Ne]3s^2$
4	14	Ge	b.
c.	12	Cd	$[Kr]5s^24d^{10}$
2	1	d.	$[He]2s^1$

a. 2
b. $[Ar]4s^23d^{10}4p^2$
c. 5
d. Li

2-3

إتقان حل المسائل

إتقان حل المسائل

المستويان الرابع والخامس على المستويات الفرعية s و p و d.
50. الثّقود تُعرف إحدى مجموعات العناصر الانتقالية بمجموعة الثّقود؛ لأنّ معظم قطع الثّقود المعدنية تُصنع من عناصر هذه المجموعة. ما رقم هذه المجموعة؟ وما العناصر التي تنتمي إليها؟ وهل ما زالت مستخدمة في صناعة الثّقود حتى الآن؟

المجموعة 11؛ النحاس، والفضة، والذهب. وأصبحت الثّقود المعدنية تُصنع من مخاليط من مواد أخرى مثل القصدير والنيكل، حيث تُسمى هذه المخاليط السبائك.

51. هل توجد إلكترونات تكافؤ جميع عناصر المجموعة 17 في مستوى الطاقة الرئيس نفسه؟ فسّر إجابتك.

لا؛ لأن كل هالوجين يقع في دورة مختلفة عن الهالوجين الآخر. لذا فإن إلكترونات التكافؤ تقع في أفلاك تنتمي إلى مستويات طاقة مختلفة.

52. الألعاب النارية يُكسب فلز الباريوم الألعاب النارية اللون الأخضر. اكتب التوزيع الإلكتروني للباريوم وصف موقعه من حيث المجموعة والدورة والفئة في الجدول الدوري.

التوزيع الإلكتروني لفلز الباريوم $[Xe]6s^2$ ، ويقع في المجموعة 2 والدورة 6، وضمن الفئة s.

53. السماعات تُستخدَم المغناط المصنوعة من فلز النيوديميوم في صناعة السماعات؛ لأنها قوية وخفيفة. اكتب التوزيع الإلكتروني لهذا العنصر، وأين يقع في الجدول الدوري؟
التوزيع الإلكتروني لفلز النيوديميوم $[Xe]6s^24f^7$ ؛ ويقع ضمن الفئة f.

56. ما المقصود بطاقة التأين؟
طاقة التأين هي الطاقة اللازمة لانتزاع إلكترون من ذرة متعادلة في الحالة الغازية.

57. يُشكّل عنصر ما أيوناً سالباً عند التأين. فأين يقع هذا العنصر في الجدول الدوري؟ فسّر إجابتك.

يقع هذا العنصر في الجزء الأيمن من الجدول الدوري، حيث تكسب هذه العناصر عادة إلكترونات لتصل إلى حالة الثمانية في مستوى طاقتها الأخير، فيصبح توزيعها الإلكتروني مشابهاً للتوزيع الإلكتروني للغاز النبيل، لتصل إلى حالة الاستقرار.

58. أي العناصر الآتية: الماغنسيوم أم الكالسيوم أم الباريوم، نصف قطر أيونه أكبر؟ وأيّها نصف قطر أيونه أصغر؟ وما نمط التغيّر الذي يفسّر ذلك؟

عنصر الباريوم Ba^{2+} نصف قطر أيونه أكبر، أما عنصر الماغنسيوم Mg^{2+} فنصف قطر أيونه أصغر؛ بسبب ازدياد نصف قطر الأيون كلما اتجهنا من أعلى المجموعة إلى أسفلها.

هذه القاعدة لا تشمل كلا من الهيدروجين والهيليوم اللذين يُمثّلان عناصر الدورة الأولى؛ بسبب احتواء كل منهما على مستوى طاقة واحد يكتمل بوجود إلكترونين من إلكترونات التكافؤ فقط.

64. استخدم الشكل 20-2 للإجابة عن الأسئلة الآتية، فسّر إجابتك.



الشكل 20-2

a. إذا كانت A تُمثّل أيوناً، وB تُمثّل ذرة للعنصر نفسه. فهل يكون الأيون موجباً أم سالباً؟

يكون الأيون سالباً؛ لأن الأيون السالب أكبر حجماً من ذرته دائماً.

b. إذا كان A وB يُمثّلان نصفَي قطري ذرتي عنصرين في الدورة نفسها، فما ترتيبهما في الدورة؟

سيكون A على يسار B، حيث يتناقص نصف قطر الذرة كلما اتجهنا من اليسار إلى اليمين عبر الدورة.

c. إذا كان A وB يُمثّلان نصفَي قطري أيونين لعنصرين في المجموعة نفسها، فما ترتيبهما في المجموعة؟

سيكون A أسفل B، حيث يتزايد نصف قطر الأيون كلما اتجهنا من أعلى المجموعة إلى أسفلها.

65. يُمثّل الشكل 21-2 طريقتين لتعريف نصف قطر الأيون. صف كلّ طريقة، واذكر متى تُستخدم كلّ منهما؟



الشكل 21-2

59. فسّر لماذا تزداد طاقة تأيّن العناصر المتتالية في الجدول الدوري عبر الدورة؟

عند إزالة أيّ إلكترون، يتبقى عدد أقل من الإلكترونات لجذب ما تبقى من إلكترونات التكافؤ عن قوة جذب النواة الكهروستاتيكية؛ لذا تزداد قوة جذب النواة فتزداد طاقة التأيّن، ممّا يجعل إزالة الإلكترونات المتبقية أكثر صعوبة.

60. كيف يمكن مقارنة نصف قطر أيون اللافلز بنصف قطر الذرة؟ فسّر ذلك.

تكون أنصاف أقطار أيونات اللافلزات أكبر من أنصاف أقطار ذراتها المتعادلة. تكتسب اللافلزات إلكترونات إلى مستوى طاقة الذرة الأخير، حيث تتناظر هذه الإلكترونات الإضافية فيما بينها، فيزداد حجم الأيون.

61. فسّر لماذا يقلّ نصف قطر الذرة كلما اتجهنا من اليسار إلى اليمين عبر الدورة؟

تتناقص أنصاف أقطار الذرات كلما اتجهنا من اليسار إلى اليمين عبر الدورة في الجدول الدوري؛ لأن شحنة النواة تزداد، في حين يبقى مقدار حجب الإلكترونات الداخلية ثابتاً؛ لذا فإن زيادة قوة جذب النواة للإلكترونات نحو الداخل يقلّل حجم الذرة.

62. حدّد أيّ العنصرين له أكبر طاقة تأيّن في كلّ من الأزواج الآتية؟

- a. Li و N
b. Kr و Ne
c. Cs و Li

63. ما المقصود بقاعدة الثمانية؟ ولماذا لا يتبع غازا الهيدروجين والهيليوم هذه القاعدة؟

يُعرف التوزيع الإلكتروني ns^2np^6 بتوزيع الثمانية، ويحتوي على ثمانية إلكترونات وله أقل طاقة، وينتج عنه حالة الاستقرار للذرة. تكتسب الذرات الإلكترونات أو تخسرها أو تشارك بها؛ لتحصل على توزيع الثمانية في مستوى طاقتها الأخير، حيث إن هذا التوزيع يجعل الذرة أكثر استقراراً. ونلاحظ أن

68. العدسات اللاصقة تُصنع العدسات اللاصقة المرنّة من اتحاد ذرات السليكون والأكسجين معاً. اعمل جدولاً يحتوي على قائمة بالتوزيع الإلكتروني وأنصاف أقطار كلٍّ من ذرات وأيونات السليكون والأكسجين. ثمّ اشرح أيّ الذرات تُصبح أكبر، وأيها تُصبح أصغر عند اتحاد السليكون بالأكسجين؟ ولماذا؟

الأكسجين	السليكون	
[He]2s ² 2p ⁴	[Ne]3s ² 3p ²	التوزيع الإلكتروني للذرة
[Ne]	[Ne]	التوزيع الإلكتروني للأيون
73	118	نصف قطر الذرة (× 10 ⁻¹² m)
140	41	نصف قطر الأيون (× 10 ⁻¹² m)

عندما يتحد السليكون والأكسجين معاً تُصبح ذرات السليكون أصغر حجماً؛ لأنها تفقد الإلكترونات. في حين تصبح ذرات الأكسجين أكبر حجماً لأنها تكسب الإلكترونات.

69. المُحلّي الصناعي تحتوي بعض المشروبات الغازية التي تُجَنَّب زيادة الوزن على المُحلّي الصناعي أسبارتيم، وهو مركّب يحتوي على الكربون والنيتروجين والأكسجين وذرات أخرى. اعمل جدولاً يوضّح أنصاف أقطار الذرات والأيونات للكربون والنيتروجين والأكسجين. افترض حالة التآين الموضّحة في الشكل 14-2 من كتاب الطالب واستخدم الجدول الدوري للتنبؤ بما إذا كانت أحجام ذرات الكربون والنيتروجين والأكسجين تتزايد أم تتناقص عند تكوين الروابط الكيميائية في الأسبارتيم.

المنتصر	نصف قطر الذرة (× 10 ⁻¹² m)	نصف قطر الأيون (× 10 ⁻¹² m)
كربون	77	15
نيتروجين	75	146
أكسجين	73	140

يتناقص حجم ذرات الكربون. في حين يتزايد حجم ذرات النيتروجين والأكسجين.

تُستخدم الطريقة a للفلزات، حيث نصف قطر الذرة هو نصف المسافة بين ذرتين متجاورتين في البلورة الفلزية. وتُستخدم الطريقة b للفلزات الموجودة في صورة جزيئات؛ حيث نصف قطر الذرة هو نصف المسافة بين نواتي ذرتين متماثلتين ترتبطان معاً.

66. الكلور التوزيع الإلكتروني لذرة الكلور هو [Ne]3s²3p⁵ وعندما يكتسب إلكترونًا يصبح توزيعه الإلكتروني [Ne]3s²3p⁶، وهو التوزيع الإلكتروني للأرجون. فهل تغيّرت ذرة الكلور إلى ذرة أرجون؟ فسّر إجابتك.

لا؛ إن التوزيع الإلكتروني لأيون الكلور وذرة الأرجون هو التوزيع نفسه، ولكن ما زال لأيون الكلور 17 بروتونًا ويحتفظ بنوعه كنزرة كلور.

إتقان حلّ المسائل

67. تُصنع بعض العبوات من مادة اللكسان Lexan، وهي مادة بلاستيكية يدخل في تركيبها مركّب مكوّن من الكلور والكربون والأكسجين. رتّب هذه العناصر تنازليًا بحسب نصف قطر الذرة ونصف قطر الأيون.

بحسب نصف قطر الذرة: الكلور، ثمّ الكربون، ثمّ الأكسجين.

بحسب نصف قطر الأيون: الكلور، ثمّ الأكسجين، ثمّ الكربون.

مراجعة عامة

75. أي عنصر في الأزواج التالية له كهروسالبية أعلى؟

- a. As أو K
b. Sb أو N
c. Be أو Sr

70. عرّف الأيون.

الأيون ذرة اكتسبت إلكترونًا أو أكثر أو فقدته.

71. اشرح لماذا لا يمكن قياس نصف قطر الذرة بطريقة مباشرة؟

بسبب عدم وجود نهاية محددة، ولا حدود ثابتة للذرة.

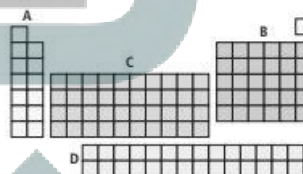
72. ما شبه الفلز في الدورة 2 من الجدول الدوري، الذي يكون جزءًا من مركب يُستعمل لإزالة عسر الماء؟

البورون B.

73. أيهما أكثر كهروسالبية: عنصر السيزيوم في المجموعة 1 المستخدم في مصابيح الأشعة تحت الحمراء، أم البروم وهو الهالوجين المستخدم في مركبات مقاومة الحريق؟ ولماذا؟

البروم Br أكثر كهروسالبية من السيزيوم Cs؛ حيث تزداد الكهروسالبية كلما اتجهنا من اليسار إلى اليمين عبر الدورة في الجدول الدوري.

74. يوضح الشكل 22-2 فئات الجدول الدوري. سمِّ كل فئة، وشرح الخواص المشتركة بين عناصر كل فئة.



الشكل 22-2

A عبارة عن عناصر فئة s، ذات مستوى s ممتلئ أو شبه ممتلئ.

B عبارة عن عناصر فئة p، ذات مستويات p ممتلئة أو شبه ممتلئة.

C عبارة عن عناصر فئة d، ذات مستويات d ممتلئة أو شبه ممتلئة.

D عبارة عن عناصر فئة f، ذات مستويات f ممتلئة أو شبه ممتلئة.

76. فسر لماذا تمتد الفئة s من الجدول الدوري على هيئة مجموعتين، والفئة p على هيئة 6 مجموعات، والفئة d على هيئة 10 مجموعات؟

تمثل الفئة s تعبئة مستوى s الذي يتسع لإلكترونين كحد أقصى، في حين تمثل الفئة p تعبئة مستويات p الثلاثة التي تتسع لستة إلكترونات كحد أقصى، أما الفئة d فتتمثل بتعبئة مستويات d الخمسة التي تتسع لعشرة إلكترونات كحد أقصى.

77. لماذا تختلف معظم قيم الكتل الذرية في جدول مندليف عن القيم الحالية؟

لقد عدّل العلماء طرائق قياس الكتل الذرية.

78. رتب العناصر: الأكسجين والكبريت والتيلوريوم والسلينيوم، تصاعديًا بحسب نصف قطر الذرة. وهل يُعدّ ترتيبك مثالًا على تدرّج الخواص في المجموعة أم في الدورة؟

الترتيب على النحو الآتي: الأكسجين O، ثم الكبريت S، ثم السلينيوم Se، ثم التيلوريوم Te. ويُعدّ هذا الترتيب مثالًا على تدرّج الخواص في المجموعة.

79. الحليب يُعدّ العنصر ذو التوزيع الإلكتروني $4s^2 [Ar]$ من أهم الفلزات الموجودة في الحليب. حدّد مجموعة ودورة وفئة هذا العنصر في الجدول الدوري.

يقع عنصر الكالسيوم Ca في المجموعة 2؛ والدورة 4، وضمن الفئة s.

80. لماذا لا توجد عناصر من الفئة p في الدورة الأولى؟

لأنه لا يوجد مستوى ثانوي p في مستوى الطاقة الرئيس I الذي يتألف من مستوى طاقة s الوحيد، والذي يتسع لإلكترونين كحد أقصى.



81. المجوهرات ما الفلزان الانتقاليان المستخدمان في صناعة المجوهرات، واللذان يقعان في المجموعة 11، ولهما أقل كتلة ذرية؟

النحاس، والفضة.

82. أيهما له طاقة تأين أكبر: البلاتين المستخدم في عمل تاج الضروس، أم الكوبلت الذي يُكسب الفخار ضوءه الأزرق الساطع؟

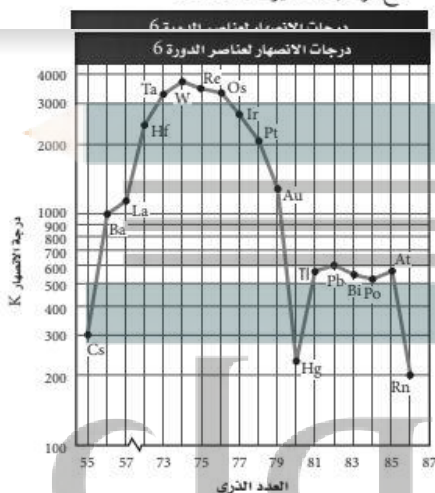
البلاتين.

التفكير الناقد

83. طبق يُكوّن الصوديوم Na أيوناً موجباً +1؛ في حين يُكوّن الفلور F أيوناً سالباً -1. اكتب التوزيع الإلكتروني لكل أيون منهما. وفّر لماذا لا يُشكّل هذان العنصران أيونات ثنائية؟

التوزيع الإلكتروني للصوديوم يسمح بفقدان إلكترون واحد من مستوى الطاقة الثانوي s، والفلور يسمح باكتساب إلكترون واحد في مستوى الطاقة الثانوي p ليصبح كلا الأيونين له التوزيع الإلكتروني المشابه للتوزيع الإلكتروني للغاز النبيل $1s^2 2s^2 2p^6$.

84. اعمل رسماً بيانياً واستخدمه استعن بالبيانات الواردة في الجدول 2-8. ومثل بيانياً الكثافة مقابل العدد الذري، واذكر أي نمط تغير يمكن أن تلاحظه.



الشكل 2-23

تحدث القيم العظمى لعناصر الفئة d عندما تكون المستويات نصف ممتلئة تقريباً. (التوزيع الإلكتروني للعنصر W يحتوي على $5d^4$ ؛ لذا يكون له أعلى درجة انصهار). ووفق قاعدة هوند، تزداد الرابطة الفلزية قوة كلما زاد عدد الإلكترونات غير المرتبطة، وتصل إلى القيمة العظمى عندما تكون المستويات نصف ممتلئة. لاحظ أن Hg و Rn لا يحتويان على إلكترونات غير مرتبطة؛ لذا فإن درجتي انصهارهما منخفضتان. أما عناصر الفئة p (81-86) فتتكون العناصر التي يتوافر فيها إلكترونات غير مرتبطة ذات درجات انصهار عالية.

الجدول 2-8 بيانات الكثافة لعناصر المجموعة 15

العنصر	العدد الذري	الكثافة (g/cm³)
النيتروجين	7	1.25×10^{-3}
الفوسفور	15	1.82
الزرنيخ	33	5.73
الأنثيمون	51	6.70
البيسموث	83	9.78

يوضح الرسم البياني زيادة الكثافة بزيادة العدد الذري. لاحظ أن كثافة النيتروجين منخفضة جداً؛ لأنه العنصر الوحيد الذي يوجد في الحالة الغازية (بقية العناصر في الحالة الصلبة).

Be: $900 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} \times \frac{1000 \text{ J}}{\text{kJ}} \times \frac{1 \text{ mol}}{6.02 \times 10^{23} \text{ atom}} = 1.50 \times 10^{-18} \text{ J}$
 $1.50 \times 10^{-18} \text{ J} \times \frac{1 \text{ eV}}{1.06 \times 10^{-19} \text{ J}} = 9.38 \text{ eV}$
 B: $800 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} \times \frac{1000 \text{ J}}{\text{kJ}} \times \frac{1 \text{ mol}}{6.02 \times 10^{23} \text{ atom}} = 1.33 \times 10^{-18} \text{ J}$
 $1.33 \times 10^{-18} \text{ J} \times \frac{1 \text{ eV}}{1.06 \times 10^{-19} \text{ J}} = 8.31 \text{ eV}$
 C: $1090 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} \times \frac{1000 \text{ J}}{\text{kJ}} \times \frac{1 \text{ mol}}{6.02 \times 10^{23} \text{ atom}} = 1.81 \times 10^{-18} \text{ J}$
 $1.81 \times 10^{-18} \text{ J} \times \frac{1 \text{ eV}}{1.06 \times 10^{-19} \text{ J}} = 11.3 \text{ eV}$

مراجعة تراكمية

89. عرّف المادة، وحدّد ما إذا كان كلّ ممّا يلي مادة أم لا:

المادة كلّ شيء له كتلة ويشغل حيّزاً من الفراغ.

a. موجات الميكروويف

لا

b. الهيليوم داخل بالون

نعم

c. حرارة الشمس

لا

d. السرعة

لا

e. ذرة من الغبار

نعم

f. اللون الأزرق

لا

90. حوّل كلّاً من وحدات القياسات الآتية إلى ما هو مُبيّن:

a. 1.1 cm إلى m $1.1 \times 10^{-2} \text{ m}$

b. 76.2 pm إلى mm $7.62 \times 10^{-6} \text{ m}$

c. 11 mg إلى kg $1.1 \times 10^{-5} \text{ kg}$

d. 7.23 mg إلى kg $7.23 \times 10^{-6} \text{ kg}$

86. التعميم يُعبّر الرمز ns^1 عن التوزيع الإلكتروني للمستوى الخارجي لعناصر المجموعة الأولى، حيث n هو رقم دورة العنصر ومستوى طاقته الرئيس. اكتب رمزاً مشابهاً لكلّ مجموعات العناصر المُمثّلة.

المجموعة	التوزيع الإلكتروني	المجموعة	التوزيع الإلكتروني
1	ns^1	15	$ns^2 np^3$
2	ns^2	16	$ns^2 np^4$
13	$ns^2 np^1$	17	$ns^2 np^5$
14	$ns^2 np^2$	18	$ns^2 np^6$

87. تعرّف أحد العناصر المُمثّلة في الدورة 3 جزء من المواد الخشنة التي تُستعمل على سطوح غلب الثقاب. والجدول 9-2 يوضّح طاقات التأين لهذا العنصر. استعن بالمعلومات الواردة في هذا الجدول على استنتاج نوع العنصر.

العدد	الأول	الثاني	الثالث	الرابع	الخامس	السادس
طاقة التأين	1010	1905	2910	4957	6265	21238

العنصر هو الفوسفور؛ حيث تشير القفزة الكبيرة في مقدار

طاقة التأين بعد المستوى الخامس إلى أن للعنصر خمسة

إلكترونات تكافؤ.

مسألة تحفيز

88. يُعبّر عن طاقات التأين بوحدة (kJ/mol)، إلّا أنه يُعبّر عن الطاقة اللازمة لانتزاع إلكترون من الذرة بالجول (J). استخدم القيم في الجدول 5-2 لحساب الطاقة اللازمة لانتزاع الإلكترون الأول بوحدة الجول من ذرة كلّ من Be، وLi، وC، ثم استخدم العلاقة $1 \text{ eV} = 1.6 \times 10^{-19} \text{ J}$ لتحويل القيم إلى الإلكترون فولت.

Li: $8.64 \times 10^{-19} \text{ J}$	أو	5.4 eV
Be: $1.5 \times 10^{-18} \text{ J}$	أو	9.38 eV
B: $1.33 \times 10^{-18} \text{ J}$	أو	8.31 eV
C: $1.81 \times 10^{-18} \text{ J}$	أو	11.3 eV

Li: $520 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} \times \frac{1000 \text{ J}}{\text{kJ}} \times \frac{1 \text{ mol}}{6.02 \times 10^{23} \text{ atom}} = 8.64 \times 10^{-19} \text{ J}$
 $8.64 \times 10^{-19} \text{ J} \times \frac{1 \text{ eV}}{1.06 \times 10^{-19} \text{ J}} = 5.4 \text{ eV}$

أسئلة المستندات

كان الجدول الدوري الأصلي لمندليف جديرًا بالملاحظة في ضوء المعلومات التي كانت متوافرة عن العناصر المعروفة في حينه؛ لذلك فهو يختلف عن النسخة الحديثة. قارن بين جدول مندليف الموضح في الجدول 10-2 والجدول الدوري الموضح في الشكل 5-2.

التسلسل	الجدول 10-2 مجموعات العناصر							
	0	I	II	III	IV	V	VI	VII
1	—	H	—	—	—	—	—	—
2	He	Li	Be	B	C	N	O	F
3	Ne	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl
4	Ar	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn
5	—	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br
6	—	—	—	—	—	—	—	—
7	—	—	—	—	—	—	—	—
8	Xe	Cs	Ba	La	—	—	—	—
9	—	—	—	—	—	—	—	—
10	—	—	—	Yb	—	Ta	W	Os
11	—	Au	Hg	Tl	—	Bi	—	Ir
12	—	—	Rd	—	Th	—	U	—

المعلومات متوافرة في "أساسيات الكيمياء"، ديمتري مندليف، 1891.

95. وُضع مندليف الغازات النبيلة في يسار الجدول. فلماذا

يُعدّ وضع هذه العناصر في جهة اليمين - كما في الجدول الدوري الحديث - منطقيًا أكثر؟

إن وضع الغازات النبيلة في الجهة اليمينية يجعل العناصر الممثلة مرتبة من اليسار إلى اليمين وفق تسلسل تعبئة مستويات الطاقة، فكلما تم تعبئة مستويات الطاقة استقرت الغازات النبيلة التي لها مستويات طاقة خارجية ممتلئة في الجهة اليمينية.

96. أي أجزاء جدول مندليف يُعدّ أكثر تشابهًا مع موقعه الحالي، وأيهما كان أبعد عن موقعه الحالي في الجدول الحديث؟ ولماذا؟

يُشبه He عناصر فئة s والتي تُعدّ الأكثر تشابهًا في جدول

91. ما العلاقة بين الطاقة التي تنبعث من الإشعاع وتردده؟

تُحسب طاقة الكم بوصفها حاصل ضرب التردد في ثابت بلانك كما هو موضح في المعادلة الآتية:

$$E_{\text{photon}} = h\nu$$

92. ما العنصر الذي توزيعه الإلكترونات $4s^2 3d^6$ [Ar] وهو في حالة الاستقرار؟

الحديد.

تقويم إضافي

الكتابة في الكيمياء

93. الثلاثيات في بداية القرن التاسع عشر اقترح العالم الألماني دوبرنر ما يُعرف باسم الثلاثيات. ابحث عن ثلاثيات دوبرنر، واكتب تقريرًا حولها. ما العناصر التي تُمثل الثلاثيات؟ وكيف كانت صفات العناصر فيها متشابهة؟

لاحظ دوبرنر أن الكتلة الذرية للإستراتشيوم تقع في الوسط بين الكتلة الذرية للكالسيوم والباريوم، وهي عناصر لها خواص كيميائية متشابهة. كما درس ثلاثية الهالوجينات المؤلفة من الكلور والبروم واليود وثلاثية الفلزات القلوية المؤلفة من الليثيوم والصوديوم والبوتاسيوم. واقترح دوبرنر أن الطبيعة تحتوي على ثلاثيات من العناصر؛ فللعنصر الأوسط (عند ترتيب العناصر وفق الكتلة الذرية)، خواص متوسطة بين

العنصرين الآخرين.

94. الميل الإلكتروني خاصية دورية أخرى. اكتب تقريرًا عن الميل الإلكتروني، وصف تدرجه عبر المجموعة وعبر الدورة.

سيجد الطلاب أن الميل الإلكتروني EA هو تغيير في الطاقة المصاحبة لإضافة مول واحد من الإلكترونات إلى مول واحد من الذرات أو الأيونات في الحالة الغازية. ومع أن هناك الكثير من عدم الانتظام (ما عدا الغازات النبيلة)، إلا أن قيمة الميل الإلكتروني الأولى EA غالبًا ما تقل كلما اتجهنا من أعلى المجموعة إلى أسفلها، وتزداد كلما اتجهنا من يسار الدورة إلى يمينها في الجدول الدوري.

استخدم الجدول الآتي للإجابة عن السؤالين 4 و 5.

خواص العناصر		
العنصر	الفئة	الخواص
X	s	صلب، يتفاعل بسرعة مع الأكسجين.
Y	p	غاز عند درجة حرارة الغرفة، يكون الأملاح.
Z	—	غاز نبيل

مندليف مع موقعه الحالي، وتعد فئة f الأقل تشابهاً معه في الجدول الحالي. حيث كانت عناصر فئة s هي المعروفة على نحو واسع في ذلك الوقت، في حين عُرف القليل عن عناصر فئة f.

97. تختلف معظم الكتل الذرية في جدول مندليف عن القيم الحالية. ما سبب ذلك؟

بسبب مراجعة العلماء طرائقهم في قياس الكتل الذرية للعناصر.

اختبار مُقنّن

أسئلة الاختيار من متعدد

1. عناصر المجموعة الواحدة في الجدول الدوري لها نفس:

a. عدد إلكترونات التكافؤ.

b. الخواص الفيزيائية.

c. عدد الإلكترونات.

d. التوزيع الإلكتروني.

(a)

2. أي العبارات الآتية غير صحيحة؟

a. نصف قطر ذرة الصوديوم Na أصغر من نصف قطر ذرة الماغنسيوم Mg.

b. قيمة الكهروسالبية للكربون C أكبر من قيمة الكهروسالبية للبرون B.

c. نصف قطر الأيون Br^- أكبر من نصف قطر ذرة Br.

d. طاقة التأين الأولى لعنصر K أكبر من طاقة التأين الأولى لعنصر Rb.

(d)

3. التوزيع الإلكتروني لذرة عنصر هو $[\text{Ar}]4s^23d^{10}4p^4$. ما المجموعة والدورة والفئة التي يقع ضمنها هذا العنصر في الجدول الدوري؟

a. مجموعة 14، دورة 4، فئة d

b. مجموعة 16، دورة 3، فئة p

c. مجموعة 14، دورة 4، فئة p

d. مجموعة 16، دورة 4، فئة p

(d)

4. أي مجموعة في الجدول الدوري يقع فيها العنصر X؟

a. 1

b. 17

c. 18

d. 4

(a)

5. الفئة التي يقع فيها العنصر Z هي:

a. s

b. p

c. d

d. f

(b)

استخدم الجدول الآتي للإجابة عن السؤالين 6 و 7

النسبة المئوية لمكونات أكاسيد النيتروجين		
التركيب	نسبة النيتروجين	نسبة الأكسجين
N_2O_4	30.4%	69.6%
N_2O_3	؟	؟
N_2O	63.6%	36.4%
N_2O_5	25.9%	74.1%

6. ما النسبة المئوية للنيتروجين في المركب N_2O_3 ؟

a. 44.75%

b. 46.7%

c. 28.1%

d. 36.8%

(d)

$$\text{N: } 2 \times 14.0\text{g} = 28.0\text{g}; \text{O: } 3 \times 16.0\text{g} = 48.0\text{g}$$

$$28.0\text{g} + 48.0\text{g} = 76.0\text{g}$$

$$\frac{28.0\text{g}}{76.0\text{g}} \times 100 = 36.8\%$$

12. في أي مجموعة في الجدول الدوري يوجد هذا العنصر؟

المجموعة 13

13. ما اسم هذا العنصر؟

الألومنيوم

أسئلة الإجابات المفتوحة

استخدم الجدول الآتي للإجابة عن السؤالين 14 و 15.

طاقات التأين لعناصر مختارة من الدورة 2 بوحدة kJ/mol				
العنصر	Li	Be	B	C
إلكترونات التكافؤ	1	2	3	4
طاقة التأين الأولى	520	900	800	1090
طاقة التأين الثانية	7300	1760	2430	2350
طاقة التأين الثالثة		14,85	3660	4620
طاقة التأين الرابعة			25,020	6220
طاقة التأين الخامسة				37,830

14. بين العلاقة التي تربط بين التغير الكبير جداً في طاقة التأين وعدد إلكترونات التكافؤ لكل ذرة.

ومن الأسهل انتزاع إلكترون تكافؤ من مستوى طاقة شبه ممتلئ.

أما بالنسبة لذرة الليثيوم فإننا بحاجة إلى طاقة أكبر كثيراً

لانتزاع الإلكترون الثاني من مداره؛ حيث إن الإلكترون الثاني

جزء من مستوى طاقة خارجي ممتلئ. وانتزاعه يجعل الذرة

أقل استقراراً؛ لذا نحتاج إلى قدر أكبر من الطاقة لانتزاعه.

15. توقع أي طاقات التأين سوف تُظهر أكبر تغير لعنصر

المغنسيوم؟ فسر إجابتك.

سيُظهر المغنسيوم أكبر تغير لطاقة التأين عند طاقة التأين

الثالثة؛ حيث تُعبر كل من طاقة التأين الأولى والثانية عن

مقدار الطاقة المطلوبة لإزالة إلكتروني التكافؤ من المغنسيوم.

إن طاقة التأين الثالثة ستكسر قاعدة الثمانية؛ لذا سنحتاج

إلى طاقة أكبر من الطاقة اللازمة في الحالتين السابقتين.

7. تحتوي عينة من أكسيد النيتروجين على 1.29g من النيتروجين، و3.71g من الأكسجين. أي الصيغ الآتية يُحتمل أن تمثل المركب؟

a. N_2O_4

b. N_2O_3

c. N_2O

d. N_2O_5

(d)

$$1.29g + 3.71g = 5.00g$$

$$\%N = \frac{1.29g}{5.00g} \times 100\% = 25.8\% N$$

$$\%O = \frac{3.71g}{5.00g} \times 100\% = 74.2\% O$$

N_2O_5

8. توجد أشباه الفلزات في الجدول الدوري فقط في:

a. الفئة d

b. المجموعات 13 إلى 17

c. الفئة f

d. المجموعتين 1 و 2

(b)

9. ما المجموعة التي تحتوي على اللافلزات فقط؟

a. 1

b. 13

c. 15

d. 18

10. يمكن توقع أن العنصر 118 له خواص تشبه:

a. الفلزات القلوية الأرضية

b. الهالوجين

c. أشباه الفلزات

d. الغاز النبيل

(d)

أسئلة الإجابات القصيرة

ادرس التوزيع الإلكتروني الآتي، ثم أجب عن الأسئلة التي تليه:

$[Ne]3s^23p^1$

11. في أي دورة في الجدول الدوري يوجد هذا العنصر؟

الدورة 3