قـــررت وزارة الـتـعـلـيـم تـــدريس
هـذا الـكـتـاب وطـبـعـه عـلـى نـفـقـتـهـا

المملكة العربية السعودية

الكيمياء 2

التعليم الثانوي - نظام المسارات

السنة الثانية

قام بالتأليف والمراجعة
فريق من المتخصصين

يُوزع مجّانًا ولا يُباع

طبعة 1445 - 2023

ⓒ وزارة التعليم ، ١٤٤٤هـ

فهرسة مكتبة الملك فهد الوطنية أثناء النشر
وزارة التعليم
كيمياء ٢ – التعليم الثانوي – نظام المسارات – السنة الثانية. /
وزارة التعليم – ط ١٤٤٥ . – الرياض ، ١٤٤٤ هـ .
٥٨١ص ؛ ٢١ X ٢٧,٥ سم
ردمك : ٤-٤٢٦-٥١١-٦٠٣-٩٧٨

١ – الكيمياء – كتب دراسية ٢ – التعليم الثانوي – السعودية
ديوي ٥٤٠,٧١٢ ١٤٤٤/٨٦٩١

رقم الإيداع : ١٤٤٤/٨٦٩١
ردمك : ٤-٤٢٦-٥١١-٦٠٣-٩٧٨

حقوق الطبع والنشر محفوظة لوزارة التعليم

www.moe.gov.sa

مواد إثرائية وداعمة على "منصة عين الإثرائية"

ien.edu.sa

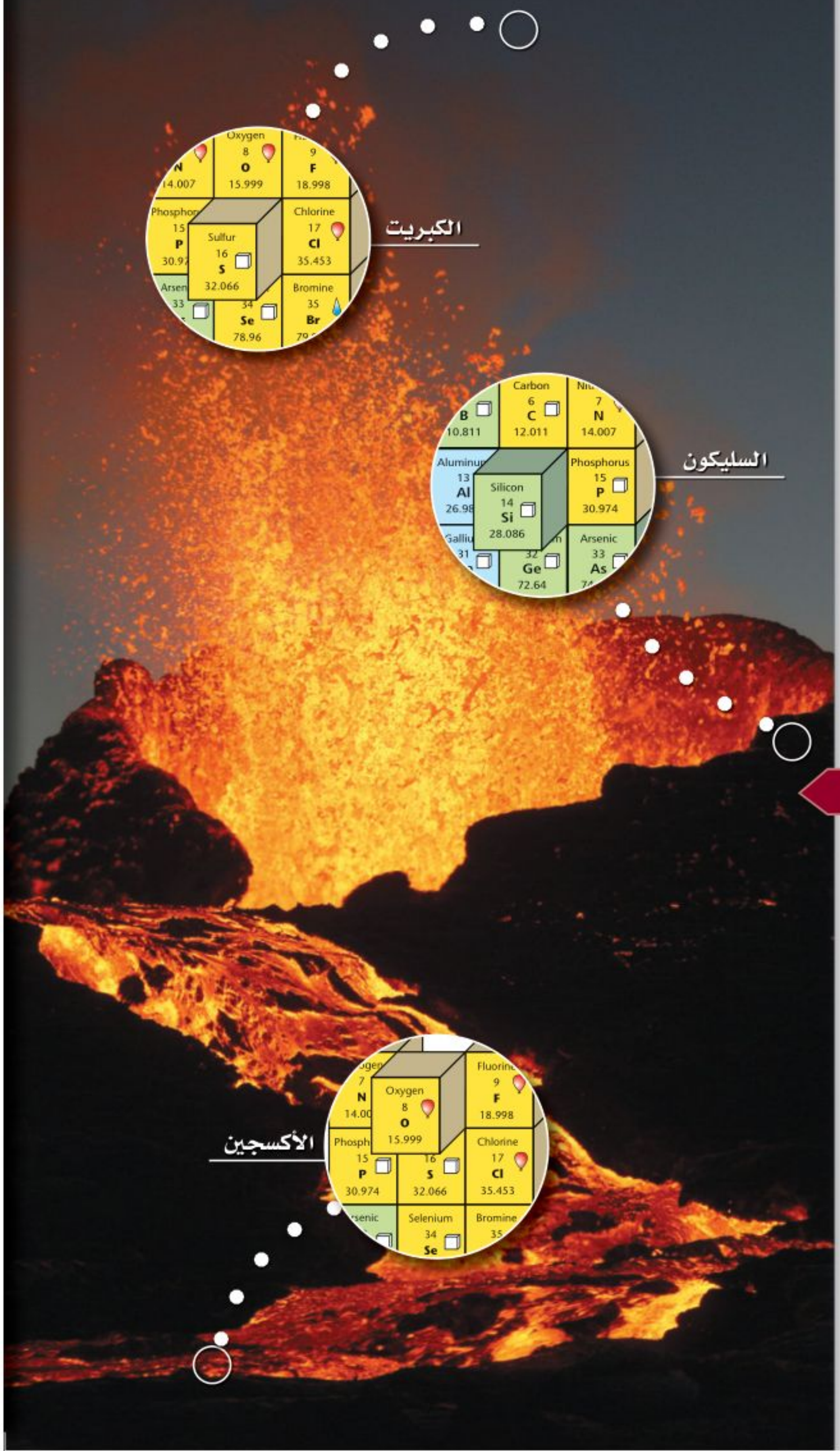
أعزاءنا المعلمين والمعلمات، والطلاب والطالبات، وأولياء الأمور، وكل مهتم بالتربية والتعليم:
يسعدنا تواصلكم؛ لتطوير الكتاب المدرسي، ومقترحاتكم محل اهتمامنا.

fb.ien.edu.sa

بِسْمِ اللَّهِ الرَّحْمَٰنِ الرَّحِيمِ

الفصل 3

الجدول الدوري والتّدرّج في خواصّ العناصر
The Periodic Table and Periodic Trends



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

3-1 تطور الجدول الدوري الحديث

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

3-2 تصنيف العناصر

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

3–3 تدرج خواص العناصر

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

حقائق كيميائية

- يتضمن الجدول الدوري حاليًّا 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 الأستاتين في القشرة الأرضية عن 30 g، مما يجعله أقل العناصر وفرة في الأرض.

نشاطات تمهيدية

تجربة استهلالية

كيف تتمكن من تعرف أنماط التغير في الخواص؟

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

خطوات العمل

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

تحليل النتائج

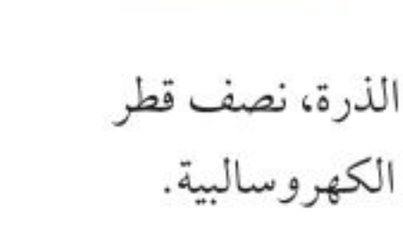
1. **أنشئ جدولاً** تسجل فيه أطوال البراغي وكتلها، مراعيًا أن يظهر الجدول التدرج في خصائصها.
2. **صف** التدرج في الكتلة عند الانتقال من اليسار إلى اليمين في كل صف من الجدول.
3. **صف** التدرج في الكتلة عند الانتقال عموديًّا من أعلى كل عمود إلى أسفله.
4. **حلّل** طريقتك في ترتيب العينات، وفسّر أي نمط آخر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

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

الاجابة في الصفحة التالية

المطويات
منظمات الأفكار

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



خطوة 1 اطو قطعة الورق إلى 3 أقسام عَرضيًّا.

خطوة 2 اعمل طية بعرض 2cm على طول أحد الحواف، ثم اطو قطعة الورق من المنتصف عند هذا الخط، وكرر ذلك مرة أخرى.

خطوة 3 افتح الورقة وارسم خطوطًا على طول الطيات، وسمِّ الأجزاء على النحو الآتي: تدرج الخواص، الدورات، المجموعات، نصف قطر الذرة، نصف قطر الأيون، طاقة التأين، مقدار الكهروسالبية.

المطويات **استخدم هذه المطوية في القسم 3–3،** ولخص التدرج في خواص العناصر عبر الدورات والمجموعات.

نشاطات تمهيدية

1. **أنشئ جدولاً** تسجل فيه أطوال البراغي وكتلها، مراعيًا أن يظهر الجدول التدرج في خصائصها.

الجزء	مسمار	مسمار	مسمار	مسمار
الطول	2.6 cm	3.1cm	4.1 cm	7.3 cm
الكتلة	0.295 g	0.648 g	0.860 g	4.302 g

الجزء	برغي	برغي	برغي	برغي
الطول	1.2 cm	1.9 cm	3.1 cm	3.2 cm
الكتلة	0.819 g	1.607 g	1.765 g	3.926 g

الجزء	مربط	مربط	مربط	مربط
الطول	1.8 cm	2.8 cm	4.0 cm	3.2 cm
الكتلة	2.596 g	1.723 g	1.502 g	13.705 g

2. **صف** التدرج في الكتلة عند الانتقال من اليسار إلى اليمين في كل صف من الجدول.

تقل الكتلة بشكل تدريجي بالانتقال من اليسار إلى اليمين وتكون أكبر الكتلة في اليسار وأصغرها في اليمين.

3. **صف** التدرج في الكتلة عند الانتقال عموديًّا من أعلى كل عمود إلى أسفله.

تزداد الكتلة بشكل تدريجي عند الانتقال عمودياً من أعلى إلى أسفل وتكون أثقل الكتلة في الأسفل.

4. **حلّل** طريقتك في ترتيب العينـــات، وفسّر أي نمط آخر تجده في الجدول.

ترتيب العينات يكون من حيث الكتلة ويمكن ترتيب العينات من حيث الطول.

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

يمكن ترتيب المواد على أساس الطول أو نصف القطر ويمكن أن يصمم الجدول ويكتب فيه الاسم التجاري، كمية السعرات الحرارية، ومقدار الصوديوم ولون المشروب.

موقع واجباتي

رابط الدرس الرقمي

www.ien.edu.sa

3–1

الأهداف

- **تتبع** مراحل تطور الجدول الدوري.
- **تعرف** الملامح الرئيسة 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 الأكتنيدات
اللافلزات
الهالوجينات
الغازات النبيلة
أشباه الفلزات

تطور الجدول الدوري الحديث

Development of the Modern Periodic Table

الفكرة الرئيسة **لقد تطوّر الجدول الدوري للعناصر تدريجيًّا 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 1–3** على 33 عنصرًا موزعة على 4 فئات.

جون نيولاندز John Newlands اقترح الكيميائي الإنجليزي جون نيولاندز عام 1864م مخططًا تنظيميًّا للعناصر؛ فقد لاحظ أن الخواص تتكرر عند ترتيبها تصاعديًّا وفق تسلسل الكتل الذرية لكل ثمانية عناصر. ويسمى هذا النمط بالدورية؛ لأنه يتكرر بالنمط نفسه. ولقد قام نيولاندز بتسمية هذه العلاقة الدورية بقانون الثمانيات. ويوضح **الشكل 1–3** طريقة نيولاندز في ترتيب 14 عنصرًا كانت معروفة في أواسط عام 1860م. وقد واجه قانون الثمانيات معارضة؛ لأنه لا يمكن تطبيقه على العناصر المعروفة جميعها آنذاك.

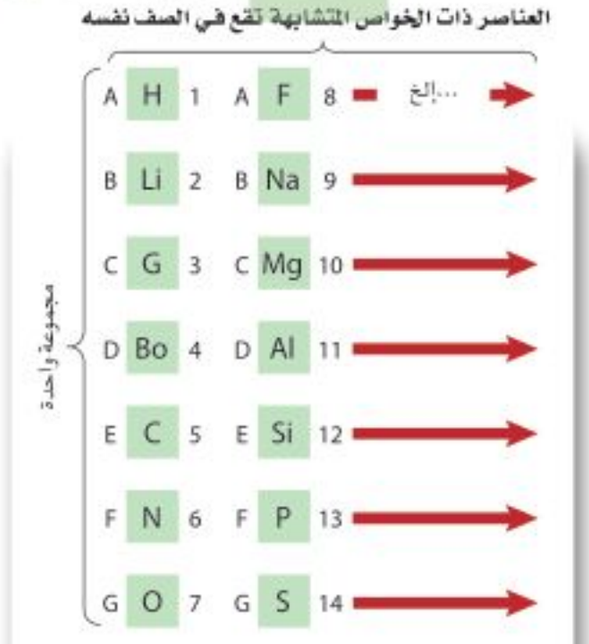
كما أن العلماء لم يتقبلوا كلمة الثمانيات. وعلى الرغم من أن القانون لم يحظ بموافقة الجميع، إلا أنه مع مرور بعض السنوات بدا جليًّا أن نيولاندز كان على صواب؛ إذ تتكرر خواص العناصر بشكل دوري كل ثمانية عناصر.

الجدول 1-3 **جدول لافوازييه للمواد البسيطة**

الغازات	الضوء، الحرارة، الأكسجين، النيتروجين، الهيدروجين.
الفلزات	الأنتمون، الفضة، الزرنيخ، البزموث، الكوبلت، النحاس، القصدير، الحديد، المنجنيز، الزئبق، الموليبديوم، النيكل، الذهب، البلاتينيوم، الرصاص، التنجستون، الخارصين (الزنك).
اللافلزات	الكبريت، الفوسفور، الكربون، حمض الهيدروكلوريك، حمض الهيدروفلوريك، حمض البوريك.
العناصر الأرضية	الطباشير، الماغنسيا (أكسيد الماغنسيوم)، البورات، الصلصال، السليكا (أكسيد السليكون).

موقع واجباتي

موقع واجباتي



الشكل 1–3 لاحظ جون نيولاندز أن خواص العناصر تتكرر كل 8 عناصر.

مايـر ومندليـف Meyer and Mendeleev في عام 1869م قـام كل من الكيميائي الألماني لوثـر ماير (1830 – 1895م) والكيميائي الـروسي ديمتري مندليف (1834–1907م) بتقديـم الدليل على العلاقة بين العدد الكتـلي للعناصر وخواصها. وقد حظي مندليف بسـمعة أكثر من ماير؛ حيث قام بنشر دراسته أولاً. لاحظ مندليف – كما لاحظ نيولاندز قبل عدة سـنوات – أنه عند ترتيب العناصر تصاعديًّا وفـق كتلها الذرية فإن خواصها تتكرر وفق نمط دوري، فقام بتشكيل الجدول الدوري بترتيب العناصر تصاعديًّا وفق كتلها الذرية في أعمدة تحوي العناصر المتشابهة في خواصها.

وقـد لاقى جدول مندليف – كما في **الشـكل 2–3** – قبولًا واسـعًا؛ حيث أمكنه توقع وجود عناصر لم تُكتشف بعد وحدّد خواصها، كما ترك مندليف أماكن شاغرة في الجدول للعناصر التي اعتقد أنها لم تكتشـف بعد. وقد تمكّن مندليـف من خلال ملاحظة أنماط التغير في خواص العناصر المعروفة من توقع خواص العناصر التي سيتم اكتشافها، ومنها السكانديوم، والجاليوم، والجيرمانيوم.

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. إذ إن ترتيب العناصر وفق كتلها 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 تصاعديًّا 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 تصاعديًّا وفق أعدادها الذرية **بتدرج الخواص**.

ماذا قرأت؟ **قارن** بين طريقة كل من مندليف وموزلي في ترتيب العناصر.

رتب مندليف العناصر تصاعديا وفق كتلها الذرية

ثم جاء موزلي ورتبها تصاعدياً وفق أعدادها الذرية

الشكل 2–3 قـام مندليف في النسـخة الأولـى للجـدول الذي نشـره في عـام 1869م بترتيب العناصر ذات الخواص الكيميائية المتشابهة أفقيًّا. وقد تـرك أماكـن فارغـة للعناصـر التـي لم تكـن قـد اكتشـفت في ذلك الوقت.

Typische Elemente

			K = 39	Rb = 85	Cs = 133	—	—	
			Ca = 40	Sr = 87	Ba = 137	—	—	
			—	?Yt = 88?	?Di = 138?	Er = 178?	—	
			Ti = 48?	Zr = 90	Ce = 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?	—	
H = 1	Li = 7	Na = 23	Cu = 63	Ag = 108	—	Au = 199?	—	
	Be = 9,4	Mg = 24	Zn = 65	Cd = 112	—	Hg = 200	—	
	B = 11	Al = 27,3	—	In = 113	—	Tl = 204	—	
	C = 12	Si = 28	—	Sn = 118	—	Pb = 207	—	
	N = 14	P = 31	As = 75	Sb = 122	—	Bi = 208	—	
	O = 16	S = 32	Se = 78	Te = 125?	—	—	—	
	F = 19	Cl = 35,5	Br = 80	J = 127	—	—	—	

موقع واجباتي

موقع واجباتي

المفردات

أصل الكلمة

الدورية Periodic

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

يلخص **الجدول 2–3** مساهمات كل من نيولاندز وماير ومندليف وموزلي في تطوير الجدول الدوري. وأصبح هذا الجدول من أهم الأدوات التي يستخدمها الكيميائيون. ويعد الجدول الدوري مرجعًا مهمًّا لفهم خواص العناصر، والتنبؤ بها وتنظيم المعلومات المتعلقة بالتركيب الذري.

الجدول 2-3 المساهمات في تصنيف العناصر

جون نيولاندز 1837–1898م

- رتب العناصر تصاعديًّا وفق الكتل الذرية.
- لاحظ تكرار خواص العناصر لكل ثمانية عناصر.
- وضع قانون الثمانيات.

لوثر ماير 1830–1895م

- أثبت وجود علاقة بين الكتل الذرية وخواص العناصر.
- رتب العناصر تصاعديًّا وفق الكتل الذرية.

ديمتري مندليف 1834–1907م

- أثبت وجود علاقة بين الكتل الذرية وخواص العناصر.
- رتب العناصر تصاعديًّا وفق الكتل الذرية.
- تنبأ بوجود عناصر غير مكتشفة، وحدد خواصها.

هنري موزلي 1887–1915م

- اكتشف أن العناصر تحتوي على عدد فريد من البروتونات سمّاه العدد الذري.
- رتب العناصر تصاعديًّا وفق العدد الذري، مما نتج عنه نموذج لدورية خواص العناصر.

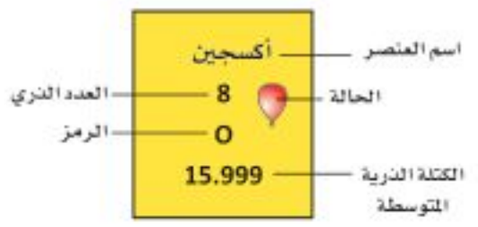
الجدول الدوري الحديث
The Modern Periodic Table

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

ماذا قرأت؟ **عرّف** المجموعات والدورات.

المجموعات: أعمدة في الجدول الدوري.

الدورات: صفوف في الجدول الدوري.



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

موقع واجباتي

موقع واجباتي

يحتوي الجدول الدوري الحديث على سبع دورات بدءًا من الهيدروجين في الدورة الأولى. وقد رُقمت المجموعات من 1 إلى 18. فمثلاً، تحتوي الدورة الرابعة على البوتاسيوم والكالسيوم، في حين يوجد السكانديوم Sc في العمود الثالث من اليسار، أيْ في المجموعة الثالثة. ويوجد الأكسجين في المجموعة 16. وكما أن لعناصر المجموعات 1 و 2 و 13 – 18 الكثير جدًّا من الخواص الفيزيائية والكيميائية، لذلك يشار إليها بعناصر المجموعات الرئيسة 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 للطَّرْق 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 خطًّا متعرجًا يصل إلى الأستاتين At في أسفل المجموعة 17. ويفصل هذا الخط بين الفلزات واللافلزات في الجدول الدوري. وقد مُثّلت الفلزات بالمربعات ذات اللون الأزرق في **الشكل 5–3**.

الفلزات القلوية العناصر عن يسار الجدول جميعها فلزات إلا الهيدروجين، وتُسمى عناصر المجموعة 1 (ما عدا الهيدروجين) **الفلزات القلوية**. ونظرًا إلى شدة نشاطها فهي غالبًا 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.

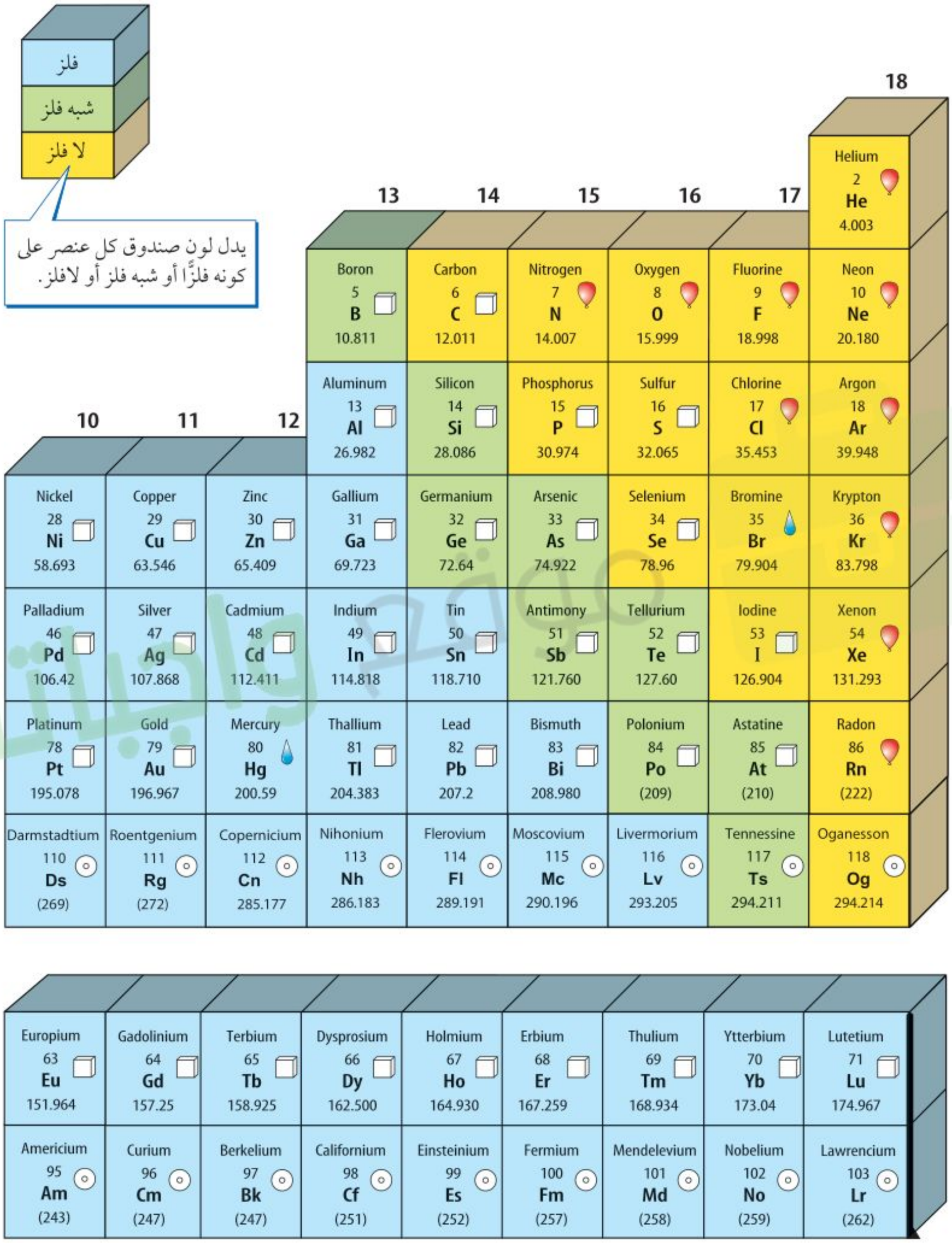
الفلزات القلوية الأرضية توجد **الفلزات القلوية الأرضية** في المجموعة 2، وهي أيضًا سريعة التفاعل. ويُعد عنصرا الكالسيوم Ca والماغنسيوم Mg من الفلزات المفيدة لصحة الجسم، وهما من الفلزات القلوية الأرضية. والماغنسيوم صلب، ووزنه خفيف نسبيًّا، لذا يستخدم في تصنيع الأجهزة الإلكترونية، ومنها الحواسيب المحمولة، كما في **الشكل 4–3**.

الشكل 4–3 لأن الماغنسيوم خفيف وقوي يستخدم في تصنيع الأجهزة الإلكترونية. فمثلاً الإطار الخارجي لهذا الحاسب الآلي المحمول مصنوع من الماغنسيوم.

موقع واجباتي

موقع واجباتي

الشكل 3-5 الجدول الدوري للعناصر



موقع واجباتي

موقع واجباتي

العناصر في كل عمود تدعى مجموعة، ولهاخواص كيميائية متشابهة.

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

موقع واجباتي

موقع واجباتي

مختبر حل المشكلات

تحليل التدرج في خواص العناصر

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

التحليل

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

التفكير الناقد

1. **استنبط** نمط التغير في كل خاصية واردة في الجدول، بحيث يمكنك استقراء القيم الخاصة بعنصر الفرانسيوم، مسترشدًا بقانون تدرج الخواص.
2. **توقع** ما إذا كان عنصر الفرانسيوم صلبًا أم سائلاً أم غازًا. وكيف يمكن دعم هذا التوقع؟

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	؟	؟	؟

3. **استدل** أي عمود من أعمدة البيانات يظهر أكثر احتمالاً للخطأ في التوقع؟ اشرح ذلك.
4. **وضّح** لماذا لا يكفي إنتاج مليون ذرة من عنصر الفرانسيوم في الثانية لإجراء قياسات؛ مثل قياس الكثافة ودرجة الانصهار؟

الاجابة في الصفحة التالية

الفلزات الانتقالية والفلزات الانتقالية الداخلية تُقسم العناصر الانتقالية إلى **فلزات انتقالية** و**فلزات انتقالية داخلية**. وتعرف الفلزات الانتقالية الداخلية بسلسلتي **اللانثانيدات** و**الأكتنيدات** وتقعان 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 5–3**، وغالبًا 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 الخاملة جدًّا **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.

وزارة التعليم
Ministry of Education
2023 - 1445

موقع واجباتي

موقع واجباتي

التفكير الناقد

1. **استنبط** نمـــط التغير في كل خاصيـــة واردة في الجدول، بحيث يمكنك اســـتقراء القيم الخاصة بعنصر الفرانسيوم، مسترشدًا بقانون تدرج الخواص.

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

2. **توقع** ما إذا كان عنصر الفرانسيوم صلبًا أم سائلاً أم غازًا. وكيف يمكن دعم هذا التوقع؟

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

3. **استدل** أي عمـــود من أعمدة البيانـــات يظهر أكثر احتمالاً للخطأ في التوقع؟ اشرح ذلك.

إنّ توقُّع نصف القطر هو الأكثر احتمالاً للخطأ؛ فمن الصعب استقراء تأثير مستويات الطاقة الرئيسة في نصف القطر بسبب تغيّرها من دورة إلى أخرى.

4. **وضّح** لمـــاذا لا يكفـــي إنتاج مليـــون ذرة من عنصر الفرانســـيوم في الثانية لإجراء قياســـات؛ مثل قياس الكثافة ودرجة الانصهار؟

إنّ تجمّع مليون ذرة معًا من جسم ما يمكن رؤيته بالمجهر، ولكنه يُعدّ عددًا صغيرًا جدًّا إذا ما قارنته مع حبة من الملح؛ فحبة ملح واحدة تحتوي على 10^{15} تقريبًا من ذرات الصوديوم.

موقع واجباتي

موقع واجباتك

الشكل 6–3 قام العلماء المهتمون بتطوير تقنيات الغواصات 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 5–3** **بأشباه الفلزات**. ولأشباه الفلزات خواص فيزيائية وكيميائية مشابهة للفلزات واللافلزات معًا. 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 6–3**.

ويمكنك الرجوع إلى دليل العناصر الكيميائية في نهاية هذا الكتاب لمعرفة المزيد عن مختلف مجموعات العناصر.

رة التعليم
Ministry of Educ
2023 - 1445

موقع واجباتك

موقع واجباتي

التقويم 1-3

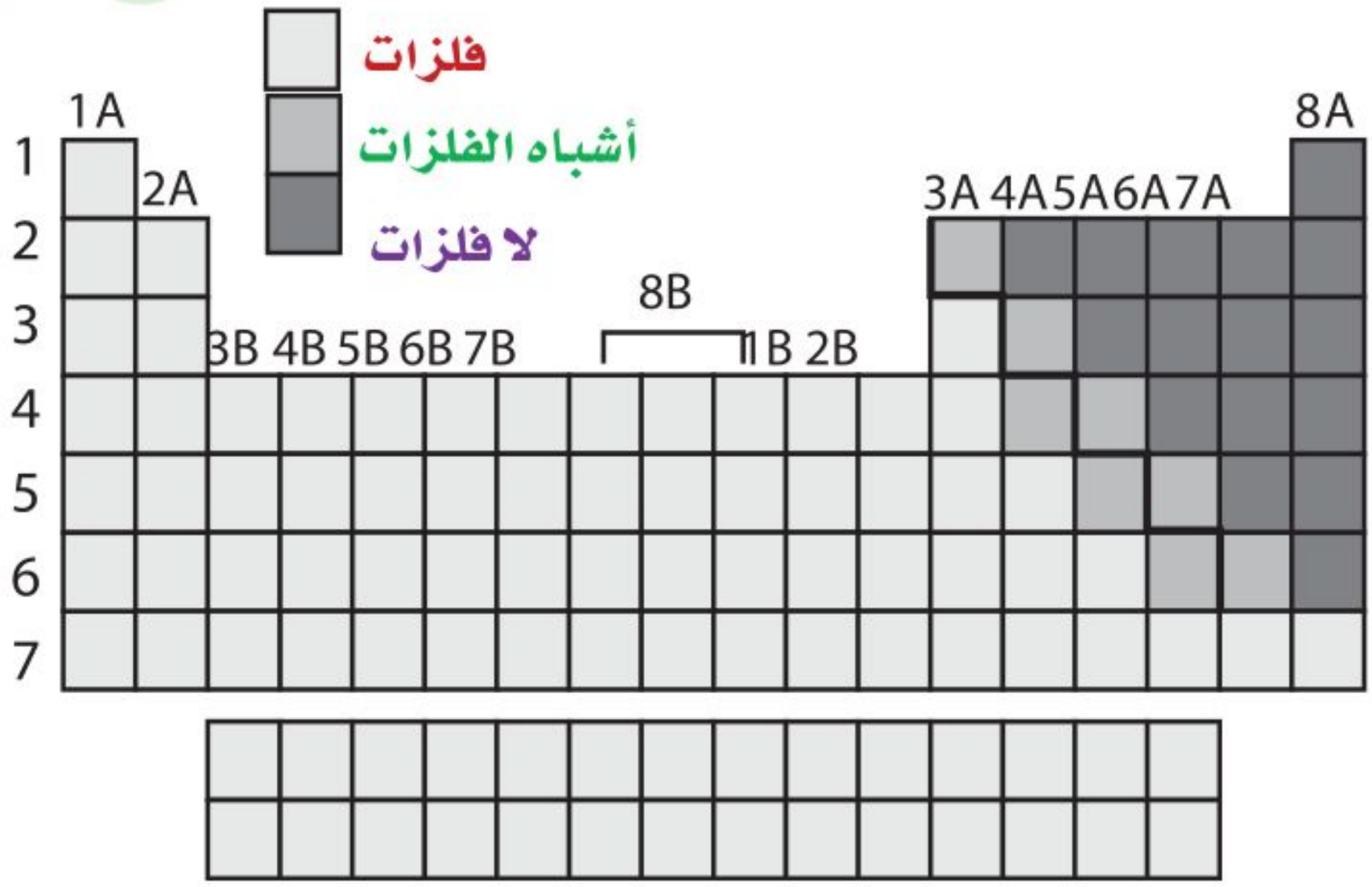
الخلاصة

1. الفكرة الرئيسة صف التطور في الجدول الدوري الحديث، واذكر مساهمات كل من لافوازييه، ونيولاندز، ومندليف، وماير، وموزلي في ذلك.

رتَّب لافوازييه العناصر المعروفة في زمنه في أربعة أقسام. وكان نيولاندز أول من رتَّب العناصر وأشار إلى تكرار الخواص بشكل دوري. وقدَّم كلٌّ من مندليف وماير الجداول الدورية موضِّحين العلاقة بين الكتل الذرية وخواص العناصر، أمّا موزلي فقد رتب العناصر وفق العدد الذري بدلًا من الكتل الذرية.

2. ارسم مخططًا مبسطًا للجدول الدوري، وأشر إلى مواقع الفلزات، واللافلزات وأشباه الفلزات.

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



موقع واجباتي

موقع واجباتي

التقويم

الخلاصة

3. صف الخواص العامة للفلزات واللافلزات وأشباه الفلزات.

الفلزات: لامعة، قابلة للسحب والطرق، جيدة التوصيل للحرارة والكهرباء. أما اللافلزات: فمعتمة، هشَّة رديئة التوصيل للحرارة والكهرباء. في حين أن لأشباه الفلزات خواص وسطًا بين خصائص الفلزات واللافلزات.

4. حَدّد: أي العناصر الآتية عناصر ممثلة، وأيها عناصر انتقالية؟

a. ليثيوم Li — **مُمثِّلة**

b. بلاتين Pt — **انتقالية**

c. بروميثيوم Pm — **انتقالية**

d. كربون C — **مُمثِّلة**

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

a. اليود I — **أيّ عنصر آخر في المجموعة 17**

b. الباريوم Ba — **أيّ عنصر آخر في المجموعة 2**

c. الحديد Fe — **أيّ عنصر آخر في المجموعة 8**

وزارة التعليم
Ministry of Education
2023 - 1445

موقع واجباتي

موقع واجباتي

التقويم 3-1

الخلاصة

6. **قارن** استنادًا إلى الجدول الدوري الحديث، ما العنصران اللذان تكون قيمة الكتلة الذرية لكل منهما أقل من ضعف عدده الذري؟

الهيدروجين، والأكسجين.

7. **تفسير 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 الكادميوم Cd. استخدم الجدول الدوري لتحديد العنصر الذي يمكن أن تستخدمه الشركة.

الجرمانيوم Ge.

موقع واجباتي

موقع واجباتي

موقع واجباتي

رابط الدرس الرقمي

www.ien.edu.sa

3–2

الأهداف

- **تفسّر** سبب تشابه خواص عناصر المجموعة الواحدة.
- **تحدّد** فئات الجدول الدوري الأربعة استنادًا 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 الرئيسة **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 كاملًا: في أي شارع هو؟ وأي مدينة؟ وأي منطقة؟ وبالطريقة نفسها يتم تعرف العناصر من خلال توزيعها الإلكتروني.

ترتيب العناصر وفق التوزيع الإلكتروني

Organizing the Elements by Electron Configuration

يحدِّد التوزيع الإلكتروني الخواص الكيميائية للعنصر. ويمكنك معرفة التوزيع الإلكتروني وعدد إلكترونات التكافؤ من خلال موقع العنصر في الجدول الدوري الحديث. يوضح **الجدول 3–3** 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 تتشابه 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 اثنانِ من إلكترونات التكافؤ توزيعهما الإلكتروني s^2، وللمجموعتين 1 و2 والمجموعات من 13 إلى 18 في الجدول الدوري توزيعه الخاص من إلكترونات التكافؤ.

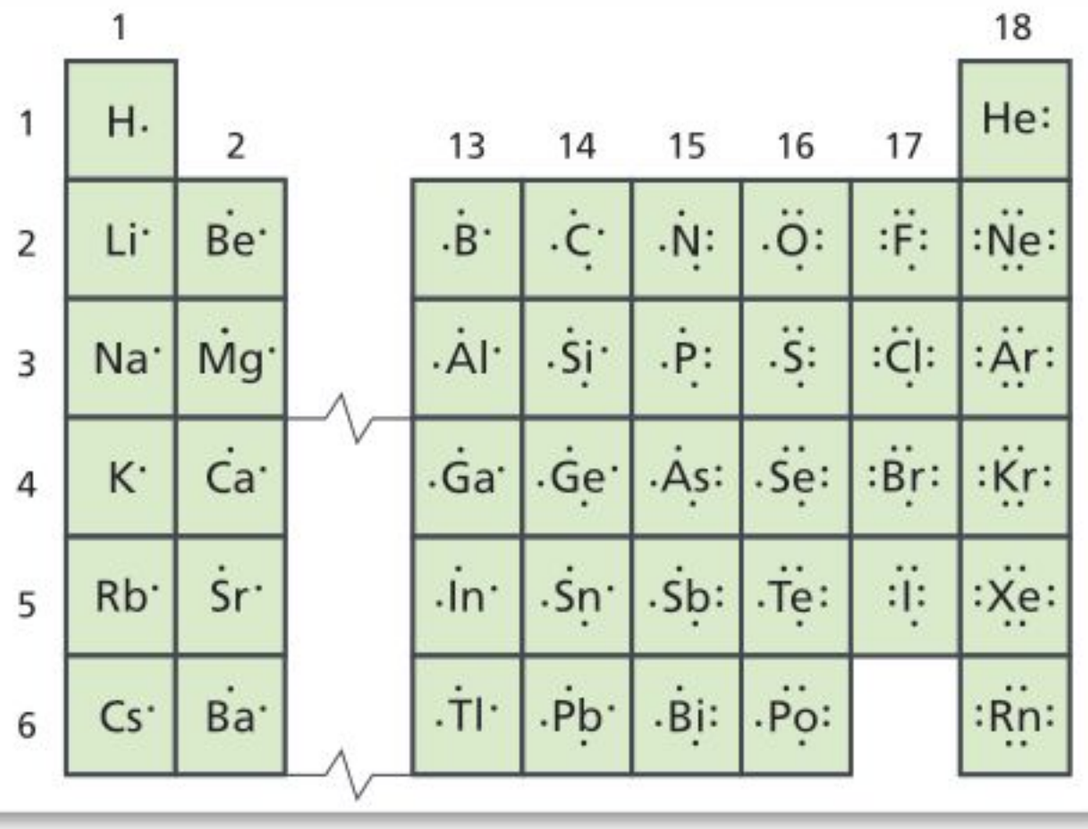
إلكترونات التكافؤ والدورة يحدَّد رقم مستوى الطاقة الأخير الذي يحتوي إلكترونات التكافؤ رقمَ الدورة التي يوجد فيها العنصر في الجدول الدوري. فعلى سبيل المثال، يوجد إلكترون التكافؤ لعنصر الليثيوم في مستوى الطاقة الثاني، لذا يكون عنصر الليثيوم في الدورة الثانية. أما عنصر الجاليوم ذو التوزيع الإلكتروني $[Ar]\,4s^2\,3d^{10}\,4p^1$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

الجدول 3-3 التوزيع الإلكتروني لعناصر المجموعة 1

الدورة 1	الهيدروجين H	$1s^1$	$1s^1$
الدورة 2	الليثيوم Li	$1s^2\,2s^1$	$[He]\,2s^1$
الدورة 3	الصوديوم Na	$1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^1$	$[Ne]\,3s^1$
الدورة 4	البوتاسيوم K	$1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3p^6\,4s^1$	$[Ar]\,4s^1$

موقع واجباتي

موقع واجباتي



الشكل 7–3 يوضح الشكل التمثيل النقطي لإلكترونات التكافؤ لمعظم العناصر الممثلة.

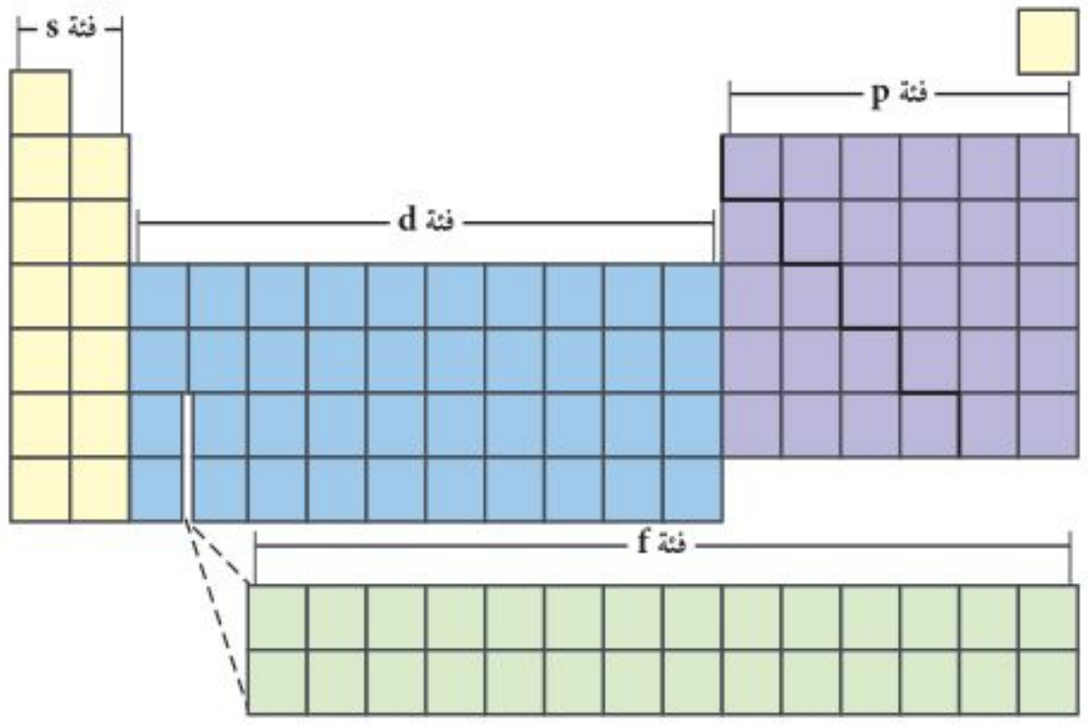
لاحظ كيف يتغير عدد إلكترونات التكافؤ من مجموعة إلى أخرى، وكيف يتغير ضمن المجموعة الواحدة؟

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، وأمـا عناصر المجموعة 14 فلها أربعة إلكترونات تكافؤ، وهكذا. وأمّا عناصر الغازات النبيلة في المجموعة 18 ففي كل منها ثمانية إلكترونات، ما عدا الهيليوم الذي له إلكترونَا تكافؤ فقط. يبين **الشـكل 7–3** كيف يسـاعد التمثيل النقطي للإلكترونات على الربط بـين رقم المجموعة وعدد إلكترونات التكافؤ. لاحظ أن عدد إلكترونات تكافؤ عناصر المجموعات من 13 إلى 18 يساوي رقم الآحاد فيها.

عناصر الفئات Block Elements s,p,d,f

يحتـوي الجدول الدوري أعمدةً وصفوفًا ذات أحجام متفاوتة. ويعود السـبب في عدم انتظام شكل الجدول الدوري إلى أنه قُسّم إلى فئات تمثل مستويات الطاقة الثانوية للذرة، والتي تحتوي على إلكترونات التكافؤ. ولوجود أربعة مسـتويات طاقة ثانوية (s, p, d, f) فقد تم تقسيم الجدول الدوري إلى أربع فئات مختلفة كما في **الشكل 8–3**.



الشكل 8–3 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؟

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

موقع واجباتي

موقع واجباتي

الجدول 4-3 التوزيع الإلكتروني للغازات النبيلة			
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	$[Ar]\,4s^2\,3d^{10}\,4p^6$

عناصر الفئة - s تتكون من عناصر المجموعتين الأولى والثانية وعنصر الهيليوم. حيث تحتوي عناصر المجموعة الأولى على مستويات s شبه ممتلئة بإلكترونات 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 بإلكترونات التكافؤ تبدأ هذه الإلكترونات في تعبئة المستوى الثانوي p. وتشمل مجموعات العناصر 13 – 18، في الجدول الدوري، التي لها مستويات p الفرعية الممتلئة كليًّا أو جزئيًّا بإلكترونات 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 تقريبًا لا تتفاعل كيميائيًّا. ويوضح **الجدول 4–3** التوزيع الإلكتروني للغازات النبيلة الأربعة الأولى. إن مستويات الطاقة الفرعية s وp في مستويات الطاقة الخارجية لها ممتلئة تمامًا بالإلكترونات. وينتج عن هذا التوزيع الإلكتروني استقرار بنائها الذري.

المفردات

الاستعمال العلمي

البنية: Structure

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

اشترك عدد من العلماء في اكتشاف بنية الذرة.

الشكل 9–3 تاريخ الجدول الدوري

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

1600

1700

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

1800

1828م بدأ العلماء في اتخاذ الحروف رموزًا للعناصر الكيميائية.

1869م طوّر كل من لوثرماير وديمتري مندليف – كل منهما على حدة – جداول للعناصر، تستند إلى خواصها، وتوقَّعا خواص عناصر أخرى غير معروفة.

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

1905

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

1920

موقع واجباتي

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 بتعبئة 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 و5f. ولوجود 7 مستويات فرعية في المستوى الثانوي f فإنه يتسع لـ 14 إلكترونًا بحدٍّ أقصى، وبذلك تمتد العناصر فئة f على مدى 14 عمودًا في الجدول الدوري.

لذا تحدد 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 الدورتان الثانية والثالثة على عناصر من الفئتين s، p، أمّا الدورتان الرابعة والخامسة فتحتويان على عناصر من فئات s، p، d، كما تحتوي الدورتان 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 9–3** لمزيد من المعلومات عن تاريخ الجدول ومساهمات العديد من العلماء في تطويره.

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

مهن في الكيمياء

الباحث الكيميائي يتخصص بعض الكيميائيين النوويين في دراسة أحدث العناصر وأثقلها. ولإنتاج عناصر ثقيلة يعمل الكيميائي في المجال النووي مع فريق كبير يشمل فيزيائيين، ومهندسين وفنيين. تنتج العناصر الثقيلة بالتصادمات التي تتم في مسرّعات الجسيمات. ويقوم الكيميائي النووي بتحليل نتائج هذه التصادمات لتعرّف العناصر وفهم خواصها.

تعرف الفئات حسب مستويات الطاقة الفرعية التي تملاء بالالكترونات

موقع واجباتي

موقع واجباتي

مثال 1–3

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

1 تحليل المسألة

لديك التوزيع الإلكتروني لعنصر الإسترانشيوم

المعطيات

التوزيع الإلكتروني = $[Kr]\,5s^2$

المطلوب

المجموعة = ؟ الدورة = ؟ الفئة = ؟

2 حساب المطلوب

يشير عدد إلكترونات التكافؤ إلى رقم مجموعة العناصر الممثلة.

يشير s^2 إلى أن إلكترونات تكافؤ الإسترانشيوم تملأ المستوى الثانوي (s)، لذا يوجد عنصر الإسترانشيوم في **الفئة s والمجموعة 2**

يشير رقم أعلى مستوى طاقة إلى رقم الدورة.

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. $[Ne]\,3s^2$ **b.** $[He]\,2s^2$ **c.** $[Kr]\,5s^2$ **d.** $[Xe]\,6s^2$

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

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

a. $s^2\,d^1$ **b.** $s^2\,p^3$ **c.** $s^2\,p^6$ **d.** $s^2\,d^5$

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**

d. $s^2\,d^5$

موقع واجباتي

موقع واجباتي

10. تحفيز 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 الدورة 2

$1s^2 2s^2 2p^4$

التقويم 2-3

11. الفكرة الرئيسة فسر ما الذي يحدد فئات الجدول الدوري؟

مستوياتُ الطاقة الفرعية التي تُعبأ بالإلكترونات هي التي تُحدِّد فئاتِ الجدول الدوري.

12. حدّد فئة العناصر التي توزيع إلكتروناتها على النحو الآتي:

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

a. s^2p^4 **فئة p**

b. s^1 **فئة s**

c. s^2d^1 **فئة d**

d. s^2p^1 **فئة p**

موقع واجباتي

موقع واجباتي

التقويم 2-3

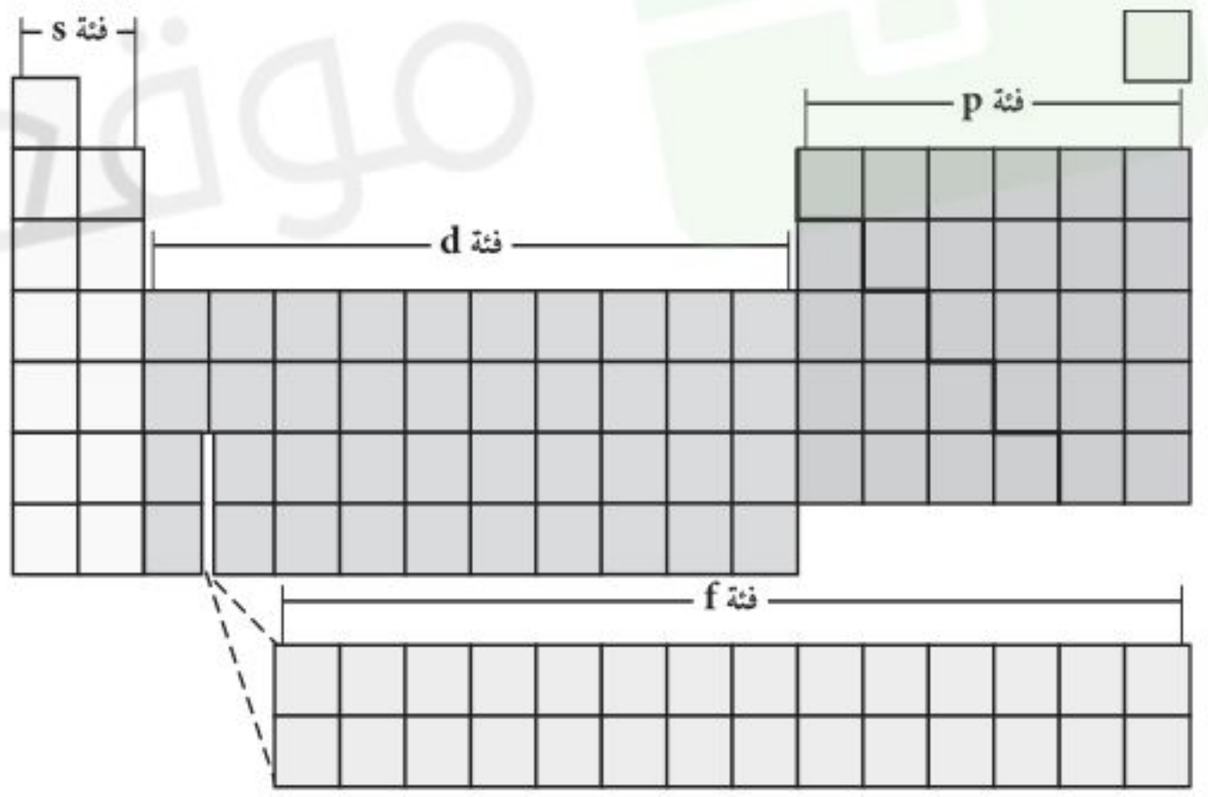
13. **توقّــع** عنصر الزينــون غاز نبيــل لا يتفاعل، ويســتخدم في المصابيح الومضية، وهــو رديء التوصيل للحرارة والكهربــاء. فهل تتوقع أن يكون عنــصر الزينون من الفلزات أو اللافلزات أو أشــباه الفلزات؟ وأين يقع هذا العنصر في الجدول الدوري؟ فسر إجابتك.

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

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

لأن توزيع إلكترونات التكافؤ لها هو نفسه.

15. **نمذج** ارسم مخططا بسيطا للجدول الدوري، وبين فئات s، p، d، f.



الشكل 8– 2

ينبغي أن تَظهَر المخططات مشابهةً للشكل 8–2.

موقع واجباتي

موقع واجباتي

رابط الدرس الرقمي

www.ien.edu.sa

3–3

الأهداف

- **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، وطاقة تأينها، وسالبيتها الكهربائية.

مراجعة المفردات

مستوى الطاقة الأساسي: هو مستوى الطاقة الرئيس للذرة.

المفردات الجديدة

الأيون

طاقة التأين

الكهروسالبية

القاعدة الثمانية

تدرج خواص العناصر Periodic Trends

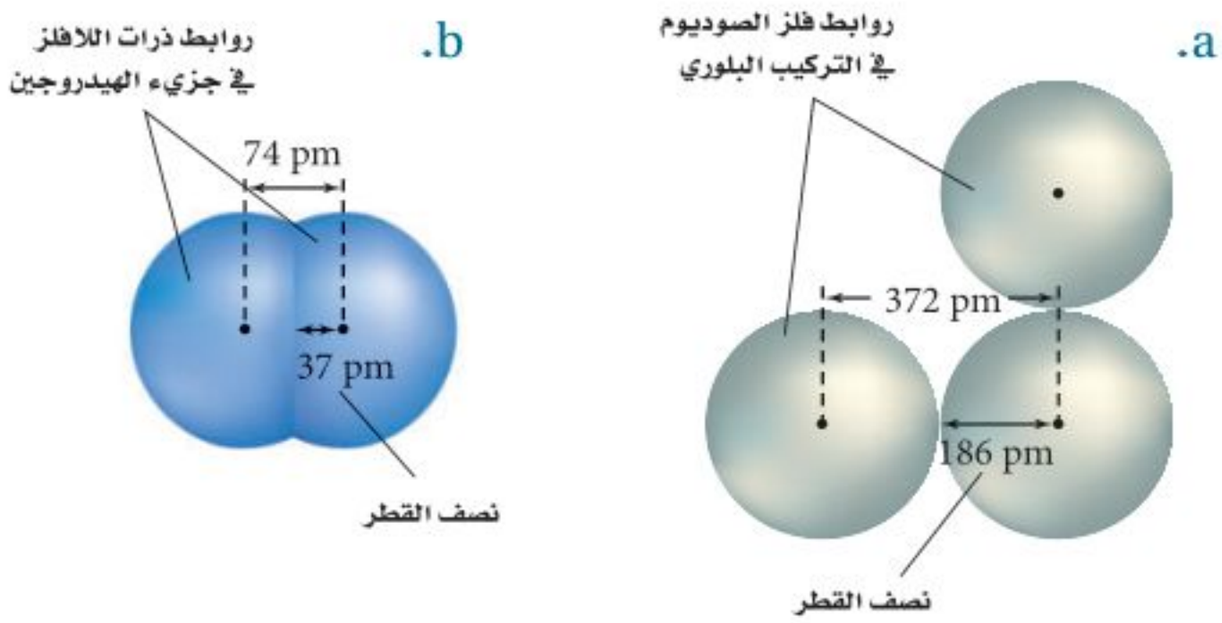
الفكرة الرئيسة **يعتمد تدرج خواص العناصر في الجدول الدوري على حجوم الذرات، وقابليتها لفقدان إلكترونات أو اكتسابها.**

الربط مع الحياة يساعد التقويم على تتبع النشاطات في حياتنا؛ حيث يتكرر نمط الأسبوع من السبت إلى الجمعة. فإذا دونت بعض النشاطات اليومية سلفًا استطعت توقع ما يحدث في هذا اليوم من ذلك الأسبوع. وكذلك يتيح لنا ترتيب العناصر في الجدول الدوري تعرُّف 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 3–10a**. أما بالنسبة للعناصر التي توجد على شكل جزيئات – ومنها اللافلزات – فيعرف نصف قطر الذرة بنصف المسافة بين نوى الذرات المتطابقة والمتحدة كيميائيًّا بروابط فيما بينها. ويوضح **الشكل 3–10b** نصف قطر جزيء ثنائي الذرة مثل الهيدروجين H_2.



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

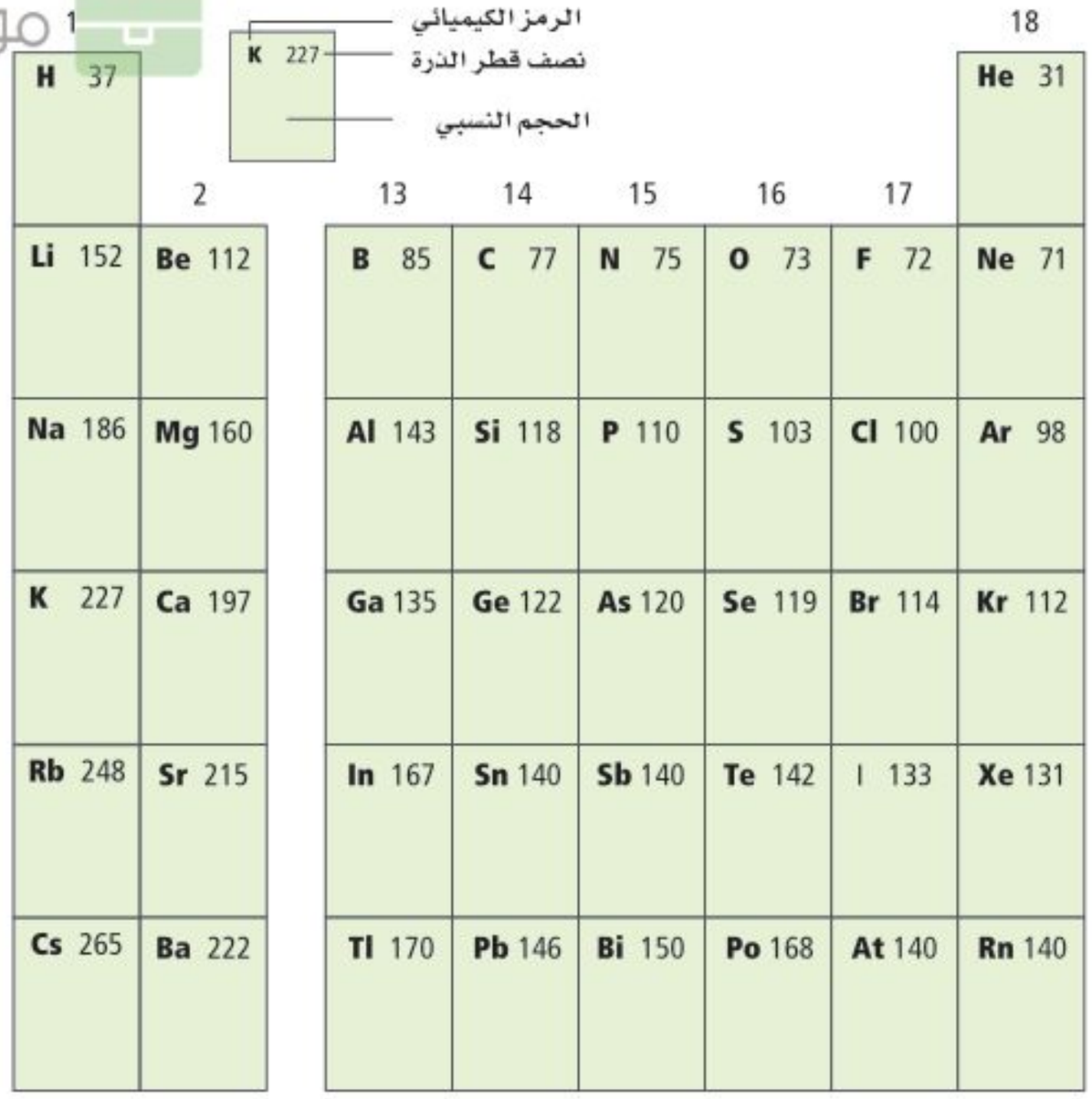
يتحدد نصف القطر لذرات اللافلزات بنصف المسافة بين نوى ذرتين متطابقتين ومتحدتين كيميائيًا.

$1 = 1\ pm = 10^{-12}\ m$ بيكومتر

الشكل 3–10 تعتمد أنصاف أقطار الذرات على نوع الروابط التي تكوّنها الذرات.

موقع واجباتي

موقع واجباتك



الشكل 11-3 تتغير أنصاف أقطار العناصر الممثلة والمحسوبة بالبيكوميتر (10^{-12}m) عند الانتقال من اليسار إلى اليمين عبر الدورة وإلى أسفل المجموعة.

استنتج لماذا يزداد نصف القطر كلما انتقلنا من أعلى إلى أسفل في المجموعة الواحدة؟

تشغل الإلكترونات مستويات أكبر ذات طاقة أعلى؛ وتحجب الإلكترونات الداخلية النواة عن إلكترونات التكافؤ عند تزايد شحنتها.

تدرج نصف القطر الذري عبر الدورات يتناقص في الغالب نصف القطر عند الانتقال من يسار الدورة إلى يمينها. وسبب هذا التغير – كما في **الشكل 11–3** – هو زيادة الشحنة الموجبة في النواة مع بقاء مستويات الطاقة الرئيسة في الدورة ثابتًا؛ حيث يزداد – بالانتقال من اليسار إلى اليمين في الدورة – عدد البروتونات (شحنة موجبة) في نواة ذرة العنصر بروتونًا عن ذرة العنصر الذي قبله، بينما يبقى عدد إلكترونات مستويات الطاقة الداخلية ثابتًا، ويزداد عدد إلكترونات التكافؤ واحدًا أيضًا. وحيث لا يزداد حجب إلكترونات التكافؤ عند الزيادة في شحنة النواة، فإن شحنة النواة تجذب إلكترونات مستوى الطاقة الخارجي لتصبح أقرب إلى النواة.

ماذا قرأت؟ ناقش كيف يفسّر نقصان نصف القطر عبر الدورة في الجدول الدوري، مع بقاء مستوى الطاقة الرئيس دون تغير؟

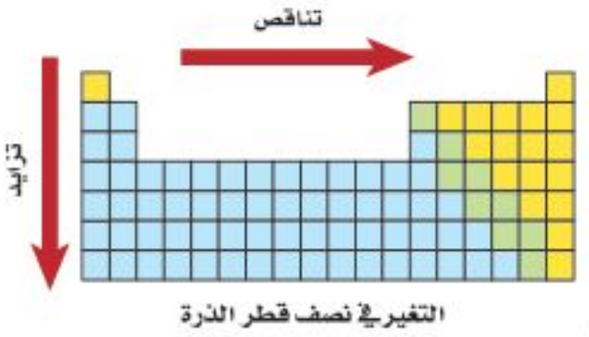
تتزايد شحنة النواة عند إضافة الإلكترونات إلى مستوى الطاقة نفسه، ونظرا إلى ثبات مقدار حجب النواة فإن النواة تجذب إلكترونات المستويات الخارجية بقوة أكبر؛ مما يؤدي إلى نقصان نصف القطر

تدرج نصف القطر الذري عبر المجموعات يزداد في الغالب نصف قطر الذرة عند الانتقال إلى أسفل المجموعة؛ فعند الانتقال من أعلى إلى أسفل في المجموعة الواحدة تقابل الزيادة في الشحنة الموجبة في النواة زيادة في عدد إلكترونات مستويات الطاقة الداخلية؛ أي أنّ شحنة النواة المؤثرة في إلكترونات مستوى الطاقة الأخير تبقى ثابتة تقريبًا لعناصر المجموعة الواحدة. وفي المقابل يزداد عدد مستويات الطاقة الرئيسة (قيمة عدد الكم الرئيس n) مما يجعل إلكترونات مستوى الطاقة الخارجي أبعد عن النواة، ويقلل ازدياد هذه المسافة من تأثير الجذب الناتج عن زيادة شحنة النواة. كما تقوم مستويات الطاقة الإضافية بين النواة والإلكترونات الخارجية بحجب هذه الإلكترونات عن النواة. ويلخص **الشكل 12–3** هذه التغيرات عبر الدورة والمجموعة.

المطويات

أدخل معلومات من هذا القسم في مطويتك.

الشكل 12–3 ينقص نصف القطر عند الانتقال من اليسار إلى اليمين عبر الدورة، ويزداد كلما اتجهنا إلى أسفل في المجموعة.



موقع واجباتك

مثال 2–3

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 11–3**، 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، وC، وF.

طبّق 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.

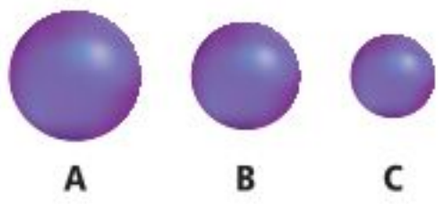
وبالرجوع إلى قيم أنصاف الأقطار في **الشكل 11–3** نتحقق من الإجابة.

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 11–3.

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

تُمثل الكرة B عنصر الكربتون؛ حيث يزداد نصف قطر الذرة كلّما اتجهنا من أعلى المجموعة إلى أسفلها؛ لذا فإن الهيليوم هو الأصغر؛ لأن له أصغر نصف قطر، أمّا الرادون فهو الأكبر؛ لأن له أكبر نصف قطر.

موقع واجباتك

موقع واجباتي

18. هـــل يمكن تحديد أيّ العنصرين المجهولين له أكبر نصـــف قطر إذا علمت فقط أن العدد الذري لأحدهما أكبر 20 مرة من العدد الذري للآخر؟ فسّر إجابتك.

لا، إذا كان كلّ ما هو معلوم أنّ 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 أيّ العنصرين نصف قطره أكبر من الآخر.

19. تحفيز حدّد أي العنصرين في كل زوج مما يأتي 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.

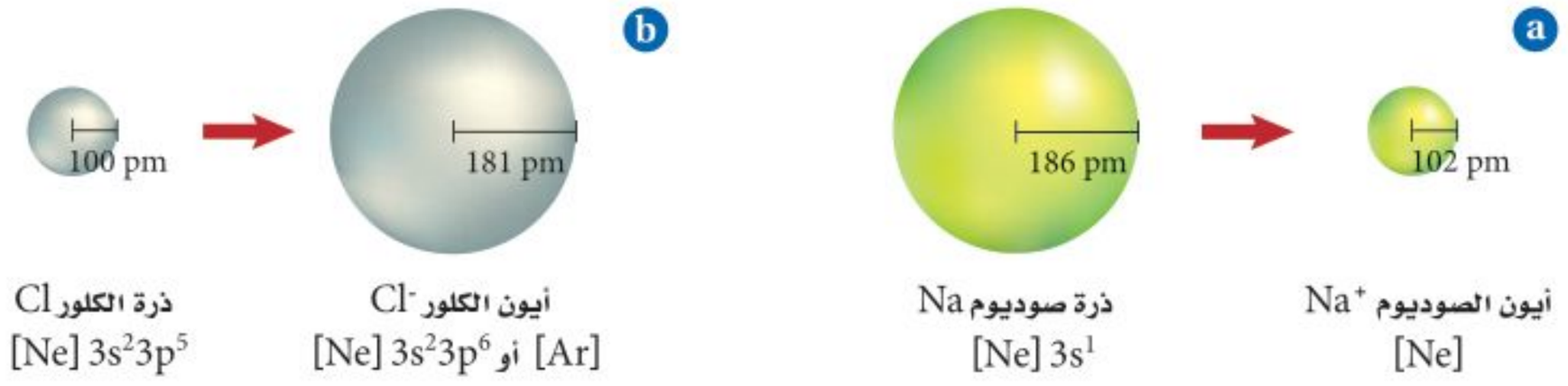
العنصر في الدورة 6 والمجموعة 15.

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

عنصر في الدورة 4 والمجموعة 18.

موقع واجباتي

موقع واجباتي



الشكل 13-3

a. الأيونات الموجبة أصغر حجمًا من ذراتها المتعادلة.

b. الأيونات السالبة أكبر حجمًا من ذراتها المتعادلة.

نصف قطر الأيون Ionic Radius

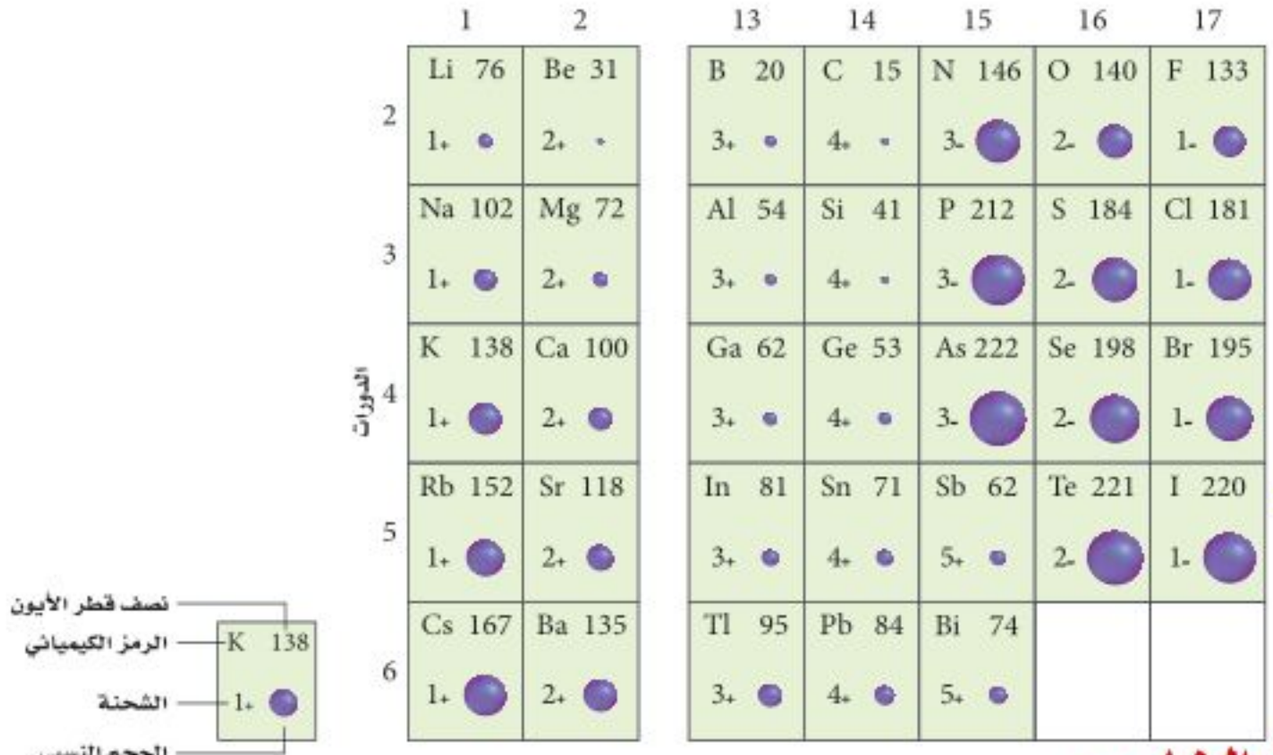
تستطيع الذرات فقد أو اكتساب إلكترون أو أكثر لتكوين الأيونات. ولأن الإلكترونات سالبة الشحنة فإن الذرات تصبح مشحونةً عندما تكتسب الإلكترونات أو تفقدها. لذا **فالأيون** ذرة أو مجموعة ذرية لها شحنة موجبة أو سالبة.

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: يقلّ التنافر بين ما تبقى من الإلكترونات، بالإضافة إلى زيادة التجاذب بينها وبين النواة ذات الشحنة الموجبة، مما يسمح للإلكترونات بالاقتراب أكثر من النواة.

المطويات

أدخل معلومات من هذا القسم في مطويتك.

عندما تكتسب الذرات إلكترونات وتكون أيونات سالبة يزداد حجمها؛ لأن إضافة إلكترون إلى الذرة يولّد 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 13a–3** كيف يقل نصف قطر ذرة الصوديوم عندما تكوّن أيونًا موجبًا، كما يوضح **الشكل 13b–3** كيف يزيد نصف قطر ذرة الكلور عندما تكون أيونًا سالبًا.



الشكل 14–3 يوضح نصف القطر الأيوني للعناصر الممثلة مقيسًا بوحدة pm (10^{-12}m).

فسر لماذا يزيد نصف قطر الأيون الموجب والأيون السالب عند الانتقال إلى أسفل المجموعة في معظم المجموعات؟

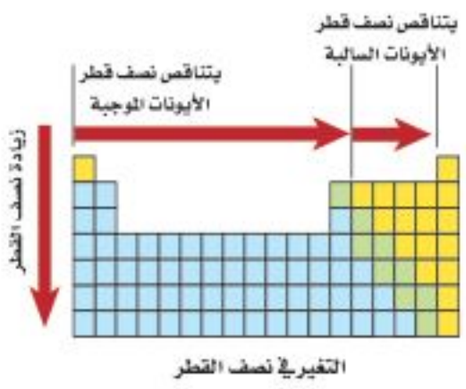
لأن رقم مستوى الطاقة الرئيسي يزداد في المجموعة من أعلى إلى أسفل، وبذلك تقل قوة جذب النواة لإلكترونات مستوى الطاقة الخارجي.

موقع واجباتي

موقع واجباتي

تدرج نصف قطر الأيون عبر الدورات يوضح **الشكل 14–3** أنصاف أقطار أيونات معظم العناصر الممثلة. لاحظ أن العناصر التي في الجهة اليسرى من الجدول تكون أيونات موجبة أصغر حجمًا، في حين تكوِّن العناصر التي في الجهة اليمنى من الجدول أيونات سالبة أكبر حجمًا. وفي الغالب، كلما تحركت من اليسار إلى اليمين عبر الدورة تناقَص حجم الأيون الموجب. وعند بداية المجموعة 15 أو 16 يتناقص حجم الأيون السالب أيضًا تدريجيًّا.

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 15–3** اتجاه التغير في نصف قطر الأيونات عبر المجموعات والدورات.



الشكل 15–3 يلخص الشكل التغير العام في نصف قطر الأيون.

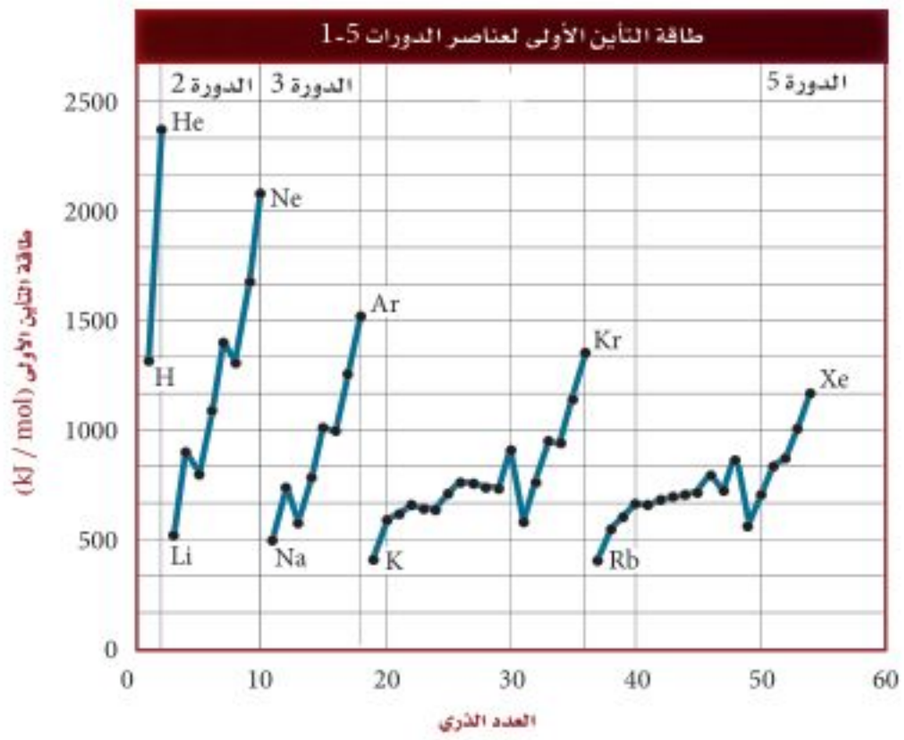
طاقة التأين Ionization Energy

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. وتعرّف **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 طاقةَ التأين الأولى. لذا فطاقة التأين الأولى لليثيوم هي 8.64×10^{-19} J. كما ينتج عن فقدان الإلكترون تكوين أيون Li^+. ويبين **الشكل 16–3** طاقة التأين الأولى لعناصر الدورات من 1 إلى 5.

ماذا قرأت؟ عرّف طاقة التأين. **هي الطاقة التي يتطلبها انتزاع إلكترون من الذرة وهي في الحالة الغازية**

فكّر في طاقة التأين على أنها إشارة إلى مدى قوة تمسُّك نواة الذرة بإلكترونات تكافئها. لذا تشير طاقة التأين الكبيرة إلى أن القوة التي تمسك النواة بهذه الإلكترونات كبيرة أيضًا. 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 يساعد البطارية على إنتاج قدرة كهربائية أكبر.

تجربة عملية
خواص الجدول الدوري للعناصر
ارجع إلى دليل التجارب العملية على منصة عين الإثرائية



الشكل 16–3 يوضح طاقة التأين الأولى لعناصر الدورات **1–5** مقارنةً بالعدد الذري لها.

اختبار الرسم البياني

صف اتجاه التغير في طاقة التأين الأولى خلال المجموعة.

يتناقص

موقع واجباتي

موقع واجباتي

الجدول 5-3 طاقات التأين لعناصر الدورة 2

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

تُمثل كل مجموعة من النقاط المتصلة في الرسم الموضح في **الشكل 16–3** 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 جدًّا، لذلك لا تكوّن أيونات في أغلب الأحيان؛ حيث إن التوزيع الإلكتروني المستقر لهذه العناصر يحد من نشاطها الكيميائي.

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 طاقةَ التأين الثانية. وتُسمى الطاقة التي يتطلبها انتزاعُ إلكترون ثالث من أيون ثنائي الشحنة الموجبة طاقةَ التأين الثالثة، كما هو موضح في **الجدول 5–3**.

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 جدًّا. فمثلاً، طاقة التأين الثانية لليثيوم (7300 kJ /mol) أكبر كثيرًا من طاقة التأين الأولى (520 kJ /mol). وهذا يعني أن ذرة الليثيوم غالبًا ما تفقد إلكترونًا واحدًا، ومن غير المتوقع أن تخسر إلكترونًا ثانيًا.

اربعة

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 كثيرًا من تلك التي تمسك بها الذرة إلكترونات التكافؤ.

تدرج طاقة التأين عبر الدورات يتبين من **الشكل 16–3** والقيم في **الجدول 5–3**، أن طاقة التأين الأولى تزداد عند الانتقال من اليسار إلى اليمين عبر الدورة نفسها. وتُنتج الزيادةُ في شحنة نواة كل عنصر زيادةً في قوة جذبها لإلكترونات التكافؤ.

الكيمياء في واقع الحياة

طاقة التأين

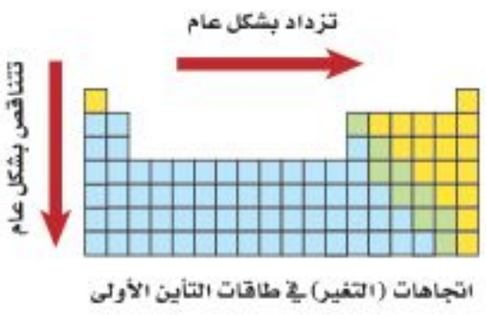
الغوص إن الزيادة في الضغط الذي يتعرض له الغواصون تحت سطح الماء يتسبب في دخول كمية أكبر من الأكسجين إلى الدم، مما يسبب الإرباك والغثيان. ولتجنب ذلك يلجأ الغواصون إلى استخدام خليط هليوكس – أكسجين مخفف بالهيليوم.

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

موقع واجباتي

موقع واجباتي

تدرج طاقة التأين عبر المجموعات تقل طاقة التأين 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 **17–3**.



الشكل 17-3 تزداد طاقة التأين عند الانتقال من اليسار إلى اليمين عبر الدورة، وتتناقص عند الانتقال إلى أسفل المجموعة.

الشكل 18-3 يوضح قيم الكهروسالبية لمعظم العناصر المعطاة بوحدات "باولنج".

استنتج لماذا لم توضع قيم الكهروسالبية للعناصر النبيلة؟

هي على درجة كبيرة من الاستقرار إذ من غير المحتمل أن تقوم بتكوين المركبات

الكهروسالبية (السالبية الكهربائية) Electronegativity

تعرف **الكهروسالبية** على أنها مدى قابلية ذرات العنصر على جذب الإلكترونات في الرابطة الكيميائية. ويبين **الشكل 18–3** أن الكهروسالبية غالبًا تقل عند الانتقال إلى أسفل المجموعة، وتزاداد عند الانتقال من اليسار إلى اليمين عبر الدورة.

وتتراوح قيم الكهروسالبية للعناصر بين 0.7 و 3.98 ووحدتها باولنج؛ نسبة إلى العالم الأمريكي باولنج Pauling (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 لإلكترونات الرابطة. ولذا لم تُعين قيم الكهروسالبية للغازات النبيلة؛ لأنها تشكل عددًا قليلاً من المركبات.

موقع واجباتي

موقع واجباتي

التحليل

1. **اعمل** جدولًا تبين فيه التنظيم في صورته النهائية.

Xn	Ad	Tu	Qa
Bp		Pd	Lq
	Rx	Cx	Ax

2. **صف** التدرج في اللون عبر الدورة وعبر المجموعة في التنظيم الذي أعددته.

يتناقص طول موجة اللون عبر الدورة، ويصبح اللون باهتا كلما اتجهنا إلى أسفل المجموعة

3. **صف** التدرج في الكتلة عبر الدورة وعبر المجموعة في التنظيم الذي أعددته، وفسر موقع أي عنصر لا ينسجم مع النمط.

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. **توقع** أين يمكن وضع عنصر غازي جديد اسمه ph في الجدول الذي أعددته؟ وما مقدار كتلة ph؟

ينسجم pH مع الدورة الثالثة، ويستند العمود الأول إلى اللون والاتجاهات المذكورة. وتقع الكتلة بين 99 g و 106 g.

5. **توقع** خواص العنصر الذي سيحتل الفراغ الأخير في الجدول.

الرمز	الكتلة (g)	الحالة	اللون
Ad	52.9	صلب/ سائل	برتقالي
Ax	108.7	صلب قابل للطرق	أزرق باهت
Bp	69.3	غاز	أحمر
Cx	112.0	صلب هش	أخضر باهت
Lq	98.7	صلب قابل للطرق	أزرق
Pd	83.4	صلب هش	أخضر
Qa	68.2	صلب قابل للطرق	أزرق غامق
Px	106.9	سائل	أصفر
Tu	64.1	صلب هش	أخضر
Xn	45.0	غاز	بنفسجي

ينبغي أن يوجد في المكان الخالي سائل أصفر كتلته بين 70 g و 82 g.

موقع واجباتي

موقع واجباتي

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

$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1$ ذرة الصوديوم Na ؛ $1s^2\ 2s^2\ 2p^6$ أيون الصوديوم Na^+

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. وتعزّز هذه المعرفة ما تعلمناه من قبل من أن التوزيع الإلكتروني لمستويات s و p الفرعية لنفس مستوى الطاقة الممتلئة بالإلكترونات يكون أكثر استقرارًا. 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 ينتجه 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.

تجربة عملية

تدرج خواص العناصر في الجدول الدوري

ارجع إلى دليل التجارب العملية على منصة عين الإثرائية

المطويات

أدخل معلومات من هذا القسم في مطويتك.

موقع واجباتي

موقع واجباتي

التقويم 3-3

20. الفكرة الرئيسة فسر العلاقة بين التدرج في نصف قطر الذرة عبر الدورات والمجموعات في الجدول الدوري والتوزيع الإلكتروني.

تزداد أنصاف أقطار الذرات كلّما اتجهنا من أعلى المجموعة إلى أسفلها؛ حيث تُضاف إلكترونات إلى مستويات الطاقة الخارجية، فتحجب الإلكتروناتُ الداخلية إلكتروناتِ التكافؤ عن شحنة النواة المتزايدة. وتتناقص أنصاف أقطارِ الذرات كلّما 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 ثابتًا فتقترب إلكترونات التكافؤ من النواة.

21. بيِّن أيهما له أكبر قيمة لكل مما يأتي: الفلور أم البروم؟

a. الكهروسالبية — **الفلور**

b. نصف قطر الأيون — **البروم**

c. نصف قطر الذرة — **البروم**

d. طاقة التأيُّن — **الفلور**

موقع واجباتي

موقع واجباتي

التقويم 3-3

22. فسر 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 لنزعه، 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 بين الأكسجين والبيريليوم.

الكهروسالبية $= 3.44 - 1.57 = 1.87$

نصف قطر الأيون $= 140 - 31 = 109\ pm$

نصف قطر الذرة $= 73 - 112 = -39\ pm$

طاقة التأيُّن الأولى $= 1310\ kJ/mol - 900\ KJ/mol$

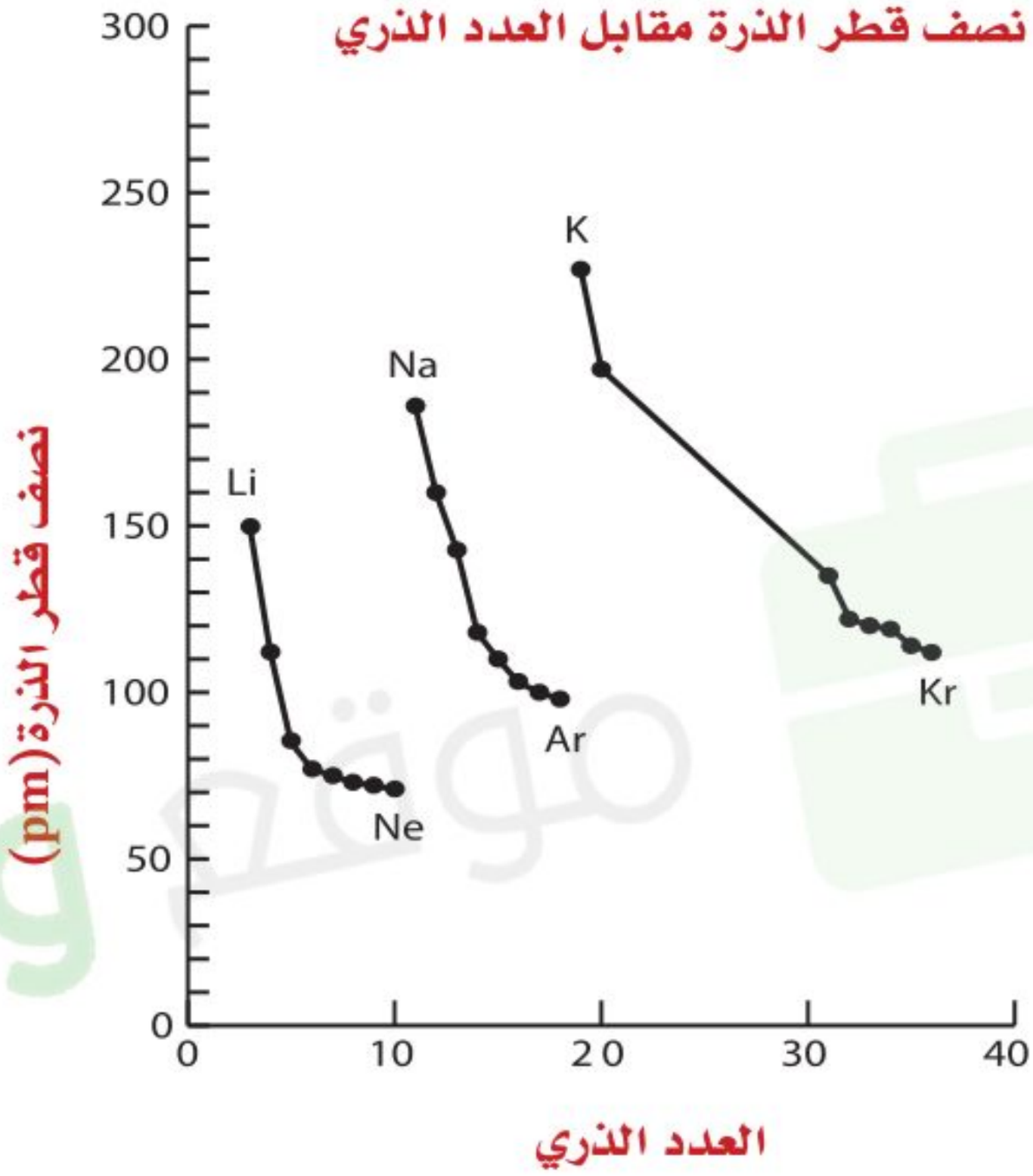
$= 410\ KJ/mol$

موقع واجباتي

موقع واجباتي

التقويم 3-3

24. عمل الرسوم البيانية واستخدامها مثّل بيانيًّا 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.



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

موقع واجباتي

الكيمياء والصحة

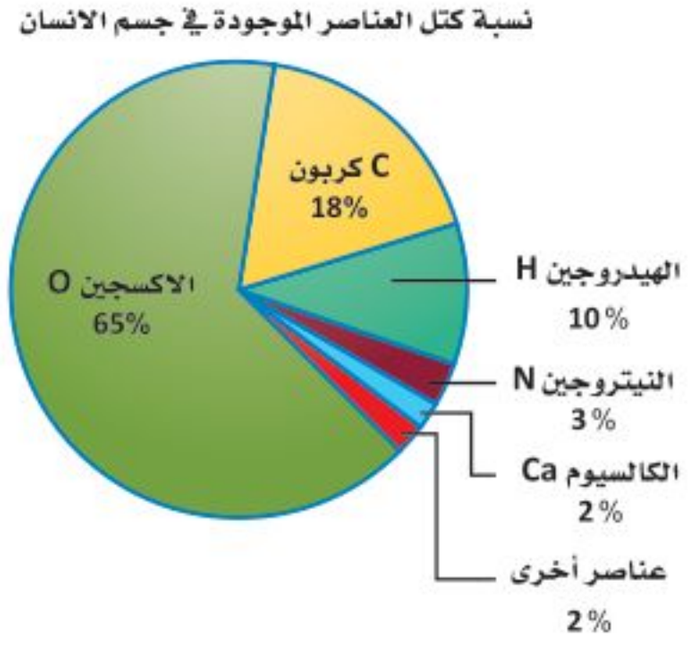
العناصر في جسم الإنسان

كلما أكل الإنسان أو تنفس أخذ جسمه العناصر التي يحتاج إليها لأداء واجباته بصورة طبيعية. ولهذه العناصر خواصها المحددة؛ اعتمادًا 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 بليون ذرة من الأكسجين. وقد يموت الإنسان خلال دقائق معدودة، إذا لم يُزوّد الدم بالأكسجين.

الكربون يكوِّن روابط قوية بين ذراته وذرات العناصر الأخرى، كما يكوِّن 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 معًا، على الرغم من أنه يمثل 10% من كتلة الجسم؛ لأن كتلة ذرته صغيرة جدًّا. 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 – جزءًا مهمًّا في تركيب الكربوهيدرات والمركبات العضوية التي يحتاج إليها الجسم للحصول على الطاقة.



الشكل 1 يتكون جسم الإنسان من الكثير من العناصر المختلفة.

الشكل 2 تغطي العضلات معظم جسم الإنسان.

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 توافرًا في الجسم، ولكن هناك بعض العناصر الأخرى التي يحتاج إليها الجسم للعيش والنمو. إن مقدارًا ضئيلاً من هذه العناصر – والتي تكوّن في مجملها 2% من كتلة الجسم – يُعد ضروريًّا للجسم. فمثلًا، لا تستطيع العظام والأسنان النمو دون التزود المستمر بالكالسيوم. وعلى الرغم من أن الكبريت يكوّن أقل من 1% من كتلة الجسم إلاّ أنه عنصر ضروري ويوجد في البروتينات، كما في الأظافر على سبيل المثال. كما أن الصوديوم والبوتاسيوم ضروريان لنقل الإشارات الكهربائية في الدماغ.

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

ينبغي أن يعلم الطلاب أن بعض أنواع الطعام المعلب لا يحتوي على جميع مكونات الطعام التي يحتاج إليها الجسم، وعليهم أيضًا أن يعلموا أنه على الرغم من وجود بعض العناصر بكميات قليلة جدًّا في جسم الإنسان، إلَّا أنها تلعب دورًا مهمًّا في وظائف الجسم الطبيعية. ومن ذلك الحديد الذي يوجد منه كمية قليلة جدًّا في جسم الإنسان، و لا يستطيع هيموجلوبين الدم نقل الأكسجين من دون الحديد.

موقع واجباتي

موقع واجباتي

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 تتدرج خواص العناصر الممثلة؟

المواد والأدوات اللازمة

أنابيب قابلة للإغلاق
سدادات أنابيب اختبار وأوعية بلاستيكية تحوي كميات قليلة من العناصر
جهاز التوصيل الكهربائي
حمض الهيدروكلوريك تركيزه 1.0 *M*
6 أنابيب اختبار
حامل أنابيب اختبار
مخبار مدرج 10 mL
ملعقة صغيرة
قلم للكتابة على الزجاج
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 دوِّن المظهر (الحالة الفيزيائية، اللون، اللمعان) لكل عينة في أنبوب الاختبار دون نزع السدادة.
3. خذ عينة صغيرة من كل عنصر في الوعاء البلاستيكي، وضعها على سطح صلب، واطرقها برفق. سيصبح العنصر مسطحًا إذا كان قابلاً للطرق. أما إذا كان هشًّا فسوف يتكسر إلى قطع صغيرة، ثم دوِّن ملاحظاتك.
4. حدد أي العناصر موصل للكهرباء باستخدام جهاز التوصيل الكهربائي، ثم نظف الأقطاب بالماء، وجففها قبل فحص كل عنصر.
5. عنون كل أنبوب اختبار برمز أحد العناصر في الأوعية البلاستيكية، ثم أضف 5 mL من الماء إلى كل أنبوب اختبار باستخدام المخبار المدرج.
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 تكوّن الفقاعات يعدّ دليلاً على التفاعل بين الحمض والعنصر، ثم سجل ملاحظاتك.

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

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

حلل واستنتج

1. **فسّر البيانات** اعتمادًا على الجدول أعلاه، وبالإضافة إلى ملاحظاتك، أعدّ قائمة بأسماء عينات العناصر التي تظهر الخواص العامة للفلزات.
2. **فسّر البيانات** اعتمادًا على الجدول أعلاه، وبالإضافة إلى ملاحظاتك، أعدّ قائمة بأسماء عينات العناصر التي تظهر الخواص العامة للافلزات.
3. **فسّر البيانات** اعتمادًا على الجدول أعلاه، وبالإضافة إلى ملاحظاتك، أعدّ قائمة بأسماء عينات العناصر التي تظهر الخواص العامة لأشباه الفلزات.
4. **اعمل نموذجًا** ارسم مخططًا 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، سجِّل رموز العناصر التي درستها في التجربة في مخطط الجدول الدوري الذي أعددته.
5. **استنتج** كيف تتدرج خواص العناصر التي لاحظتها في التجربة.

موقع واجباتي

موقع واجباتي

الفصل 3

دليل مراجعة الفصل

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

3-1 تطور الجدول الدوري الحديث

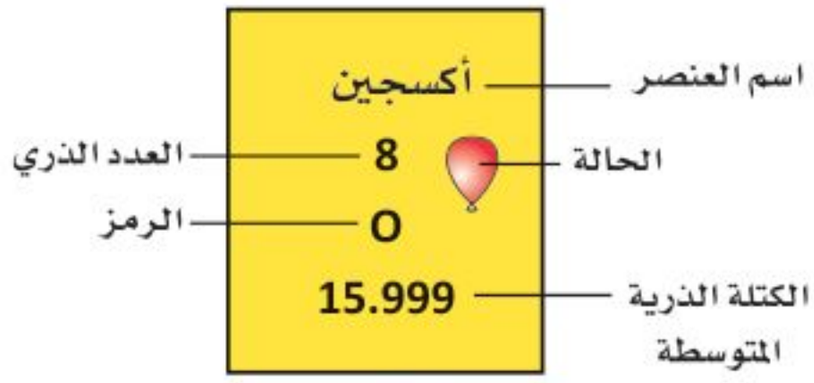
الفكرة الرئيسة لقد تطوّر الجدول الدوري للعناصر تدريجيًّا مع الوقت باكتشاف العلماء طرائق أكثر فائدة في تصنيف العناصر ومقارنتها.

المفردات

- التدرج في خواص العناصر
- المجموعات
- الدورات
- العناصر الممثلة
- العناصر الانتقالية
- الفلزات
- الفلزات القلوية
- الفلزات القلوية الأرضية
- الفلزات الانتقالية
- الفلزات الانتقالية الداخلية
- سلسلة اللانثانيدات
- سلسلة الأكتنيدات
- اللافلزات
- الهالوجينات
- الغازات النبيلة
- أشباه الفلزات

المفاهيم الرئيسة

- رُتبت العناصر في البداية تصاعديًّا حسب الكتل الذرية، مما نتج عنه بعض التناقض، ثم رتبت لاحقًا وفق الأعداد الذرية تصاعديًّا.
- يعني التدرج في خواص العناصر أن صفاتها الكيميائية والفيزيائية تتكرر عند ترتيبها تصاعديًّا حسب أعدادها الذرية.
- يرتب الجدول الدوري العناصر في دورات (صفوف) ومجموعات (أعمدة)، وتكون العناصر ذات الخواص المتشابهة في المجموعة نفسها.
- تُصنف العناصر إلى فلزات ولا فلزات وأشباه فلزات.



3-2 تصنيف العناصر

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

المفاهيم الرئيسة

- يحتوي الجدول الدوري على أربع 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.

3-3 تدرج خواص العناصر

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

المفردات

- الأيون
- طاقة التأين
- القاعدة الثمانية
- الكهروسالبية

المفاهيم الرئيسة

- تتناقص قيم نصف قطر الذرة والأيون من اليسار إلى اليمين عبر الدورة، وتتزايد من أعلى إلى أسفل عبر المجموعة.
- تتزايد طاقة التأين غالبًا من اليسار إلى اليمين عبر الدورة، وتتناقص من أعلى إلى أسفل عبر المجموعة.
- تنص القاعدة الثمانية على أن الذرات تكتسب الإلكترونات، أو تخسرها، أو تشارك بها لتحصل على مجموعة من ثمانية إلكترونات تكافؤ.
- غالبًا ما تتزايد الكهروسالبية من اليسار إلى اليمين عبر الدورة، وتتناقص من أعلى إلى أسفل عبر المجموعة.

موقع واجباتي

3-1

إتقان المفاهيم

25. ما النقص في الجدول الدوري لمندليف؟

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

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

قدَّم نيولاندز فكرة الدورية في الخواص.

27. أعدّ كل من لوثر ماير وديمتري مندليف جداول دورية متشابهة في عام 1869م. فلماذا حظي مندليف بسمعة أكبر بالجدول الدوري الذي أعدّه؟

لأن أعمال مندليف نُشرت أولًا، ولأنه وضَّح عددًا أكبر من الخواص الدورية، وتوقَّع خواص بعض العناصر التي لم تكن قد اكتشفت.

28. ما المقصود بتدرج خواص العناصر؟

يَظهَر التدرّج في الخواص الكيميائية والفيزيائية عند ترتيب العناصر في الجدول الدوري تصاعديًّا وفق تزايد العدد الذري.

29. صف الخواص العامة للفلزات.

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

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 — **لا فلز**

b. الباريوم Ba — **فلز**

c. الجرمانيوم Ge — **شبه فلز**

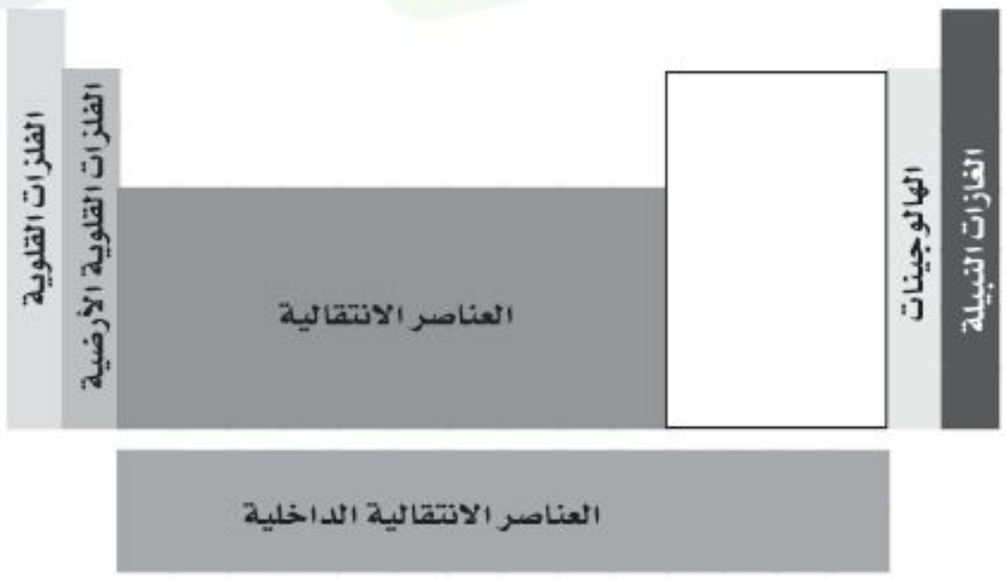
d. الحديد Fe — **فلز**

موقع واجباتي

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

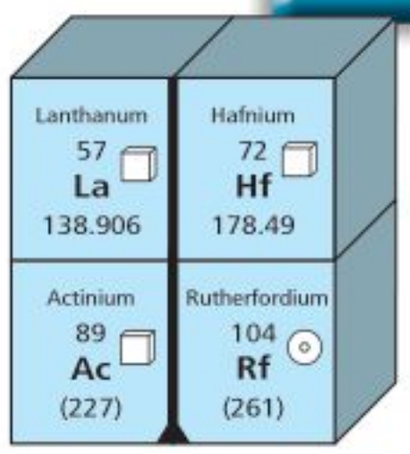
2	a. العناصر القلوية	1.	المجموعة 18
4	b. الهالوجينات	2.	المجموعة 1
3	c. العناصر القلوية الأرضية	3.	المجموعة 2
1	d. الغازات النبيلة	4.	المجموعة 17
		5.	المجموعة 15

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.



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

موقع واجباتي



الشكل 19–3

34. وضّح ما يشير إليه الخط الداكن في منتصف الشكل 19–3.

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

35. ما الرمز الكيميائي لكل من العناصر الآتية؟

a. فلز يُستخدَم في مقياس الحرارة.

Hg

b. غاز مشعّ يُستخدَم في التنبؤ بحدوث هزات أرضية، وهو غاز نبيل له أكبر كتلة ذرية مقارنةً بعناصر مجموعته.

Rn

c. يُستخدَم لطلاء علب المواد الغذائية، وهو فلز له أقلّ كتلة ذرية في المجموعة 14.

Sn

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

Ni

36. إذا اكتشف 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 رتبت العناصر وفق كتلها الذرية فأي العناصر الـ 55 الأولى يكون ترتيبها مختلفًا عما هو عليه في الجدول الدوري الحالي؟

ينبغي أن يحلّ كلٌّ من عنصري البوتاسيوم والأرجون أحدهما مكان الآخر في الجدول الدوري، ويحلّ كلٌّ من الكوبلت والنيكل أحدهما مكان الآخر، وكذلك الحال مع عنصري التيليريوم واليود؛ حيث يجب أن يحلّ أحدهما مكان الآخر.

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

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

موقع واجباتي

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

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

Si

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

In

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

W

3-2 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.

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

41. ما علاقة رقم 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؟

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

43. ما الفئات الأربع الرئيسة في الجدول الدوري؟

فئةs، وفئةp، وفئةd، وفئة f.

44. ما التوزيع الإلكتروني الأكثر استقرارًا؟

ns^2np^6، حيث n رقم مستوى الطاقة.

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

لعناصر المجموعة نفسها عدد إلكترونات التكافؤ نفسه. ويحدِّد رقمُ مستوى طاقة إلكترونات التكافؤ رقمَ الدورة التي يقع ضمنها.

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

a. عنصر في المجموعة 15، وغالبًا ما يكون جزءًا من مركّبات مساحيق التجميل.

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

b. هالوجين في الدورة 3، يدخل في تركيب مُنظِّفات الملابس، ويُستخدَم في صناعة الورق.

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

c. فلز انتقالي سائل عند درجة حرارة الغرفة، ويُستخدَم أحيانًا في مقاييس درجة الحرارة.

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

موقع واجباتي

تقويم الفصل 3

47. حدّد كلًّا من المجموعة، والدورة والفئة لكل عنصر مما 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 6–3** عدد العناصر في الدورات الخمس الأولى من الجدول الدوري. فسّر لماذا تحتوي بعض الدورات على أعداد مختلفة من العناصر؟

الجدول 6-3 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 مستويا الطاقة الثاني والثالث على المستويين الفرعيين s وp، ويحتوي المستويان الرابع والخامس على المستويات الفرعية s وp وd.

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؟

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

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

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

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.

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

موقع واجباتي

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

التوزيع الإلكتروني لفلزّ النيوديميوم $[Xe]6s^24f^4$؛ ويقع ضمن الفئة f.

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.

الفلزّ هو الألومنيوم؛ ويقع في المجموعة 13، وفي الدورة 3، وضمن الفئة p.

55. املأ الفراغ في الجدول 7–3.

الجدول 7-3 التوزيع الإلكتروني

الدورة	المجموعة	رمز العنصر	التوزيع الإلكتروني
3	a.	Mg	[Ne]3s 2
4	14	Ge	b.
c.	12	Cd	Kr]5s 24 [d10
2	1	d.	[He]2s 1

a. 2

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

c. 5

d. Li

إتقان المفاهيم

56. ما المقصود بطاقة التأين؟

طاقة التأيُّن هي الطاقة اللازمة لانتزاع إلكترون من ذرة متعادلة في الحالة الغازية.

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

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

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

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

موقع واجباتي

موقع واجباتي

3 تقويم الفصل

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

عند إزالة أيّ إلكترون، يتبقى عدد أقلّ من الإلكترونات لحجب ما تبقى من إلكترونات التكافؤ عن قوة جذب النواة الكهروستاتيكي؛ لذا تزداد قوة جذب النواة فتزداد طاقة التأيُّن، ممّا يجعل إزالة الإلكترونات المتبقية أكثر صعوبة.

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

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

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

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

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

a. N وLi — **N**

b. Ne وKr — **Ne**

c. Li وCs — **Li**

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

يُعرف التوزيع الإلكتروني ns^2np^6 بتوزيع الثمانية، ويحتوي على ثمانية إلكترونات وله أقلّ طاقة، وينتُج 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 استقرارًا. ونلاحظ أن هذه القاعدة لا تشمل كلا من الهيدروجين والهيليوم اللذين يُمثِّلان عناصر الدورة الأولى؛ بسبب احتواء كلٍّ منهما على مستوى طاقة واحد يكتمل بوجود إلكترونين من إلكترونات التكافؤ فقط.

موقع واجباتي

موقع واجباتي

3 تقويم الفصل

64. استخدم **الشكل 20–3** للإجابة عن الأسئلة الآتية، فسّر إجابتك.

الشكل 20–3

a. إذا كانت A تُمثِّل أيونًا، وB تُمثِّل ذرة للعنصر نفسه. فهل يكون الأيون موجبًا أم سالبًا؟

يكون الأيون سالبًا؛ لأن الأيون السالب أكبر حجمًا من ذرته دائمًا.

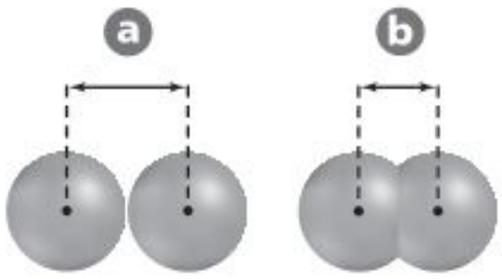
b. إذا كان A وB يُمثِّلان نصفي قطري ذرتي عنصرين في الدورة نفسها، فما ترتيبهما في الدورة؟

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

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

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

65. يمثل **الشكل 21–3** طريقتين لتعريف نصف قطر الأيون. صف كل طريقة، واذكر متى تستخدم كل منهما؟



الشكل 21– 2

تُستخدَم الطريقة a للفلزّات، حيث نصف قطر الذرة هو نصف المسافة بين ذرتين متجاورتين في البلورة الفلزية. وتُستخدَم الطريقة b للافلزّات الموجودة في صورة جزيئات؛ حيث نصف قطر الذرة هو نصف المسافة بين نواتي ذرتين متماثلتين ترتبطان معًا.

66. الكلور التوزيع الإلكتروني لذرة الكلور هو $[Ne]\,3s^2\,3p^5$ وعندما يكتسب إلكترونًا يصبح توزيعه الإلكتروني $[Ne]\,3s^2\,3p^6$، وهو التوزيع الإلكتروني للأرجون. فهل تغيرت ذرة الكلور إلى ذرة أرجون؟ فسر إجابتك.

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

موقع واجباتي

موقع واجباتي

3 تقويم الفصل

إتقان حل المسائل

67. تصنع بعض العبوّات من مادة اللكسان Lexan، وهي مادة بلاستيكية يدخل في تركيبها مركب مكوَّن من الكلور والكربون والأكسجين. رتّب هذه العناصر تنازليًّا حسب نصف قطر الذرة ونصف قطر الأيون.

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

بحسب نصف قطر الأيون؛ الكلور، ثُمّ الأكسجين، ثُمّ الكربون.

68. العدسات اللاصقة تصنع العدسات اللاصقة المرنة من اتحاد ذرات السليكون والأكسجين معًا. 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؟

	السليكون	الأكسجين
التوزيع الإلكتروني للذرة	$[Ne]3s^2 3p^2$	$[He]2s^2 2p^4$
التوزيع الإلكتروني للأيون	[Ne]	[Ne]
نصف قطر الذرة ($\times 10^{-12}$ m)	118	73
نصف قطر الأيون ($\times 10^{-12}$ m)	41	140

عندما يتَّحد السليكون والأكسجين معًا تُصبح ذرات السليكون أصغر حجمًا؛ لأنها تفقد الإلكترونات، في حين تصبح ذرات الأكسجين أكبر حجمًا لأنها تكسب الإلكترونات.

69. المُحلِّي الصناعي تحتوي بعض المشروبات الغازية التي تجنّب زيادة الوزن على المُحلي الصناعي أسبارتيم، وهو مركب يحتوي على الكربون والنيتروجين والأكسجين وذرات أخرى. اعمل جدولاً يوضح أنصاف أقطار الذرات والأيونات للكربون والنيتروجين والأكسجين. افترض حالة التأين الموضحة في **الشكل 14–3** واستخدم الجدول الدوري للتنبؤ بما إذا كانت حجوم ذرات الكربون والنيتروجين والأكسجين تتزايد أم تتناقص عند تكوين الروابط الكيميائية في الأسبارتيم.

العنصر	نصف قطر الذرة ($\times 10^{-12}$m)	نصف قطر الأيون ($\times 10^{-12}$m)
كربون	77	15
نيتروجين	75	146
أكسجين	73	140

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

مراجعة عامة

70. عرّف الأيون.

الأيون ذرة اكتسبت إلكترونًا أو أكثر أو فقدته.

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

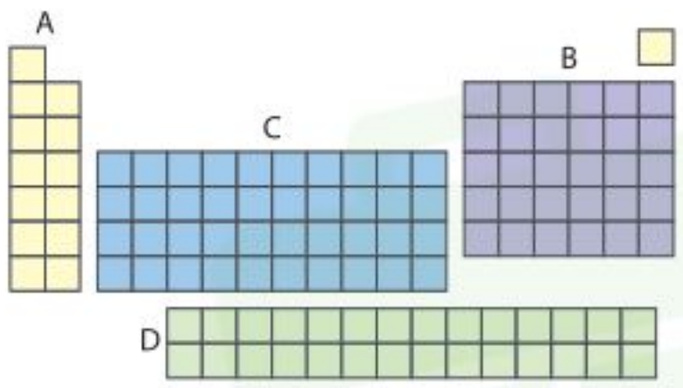
بسبب عدم وجود نهاية محدَّدة، ولا حدود ثابتة للذرة.

موقع واجباتي

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

البورون B.

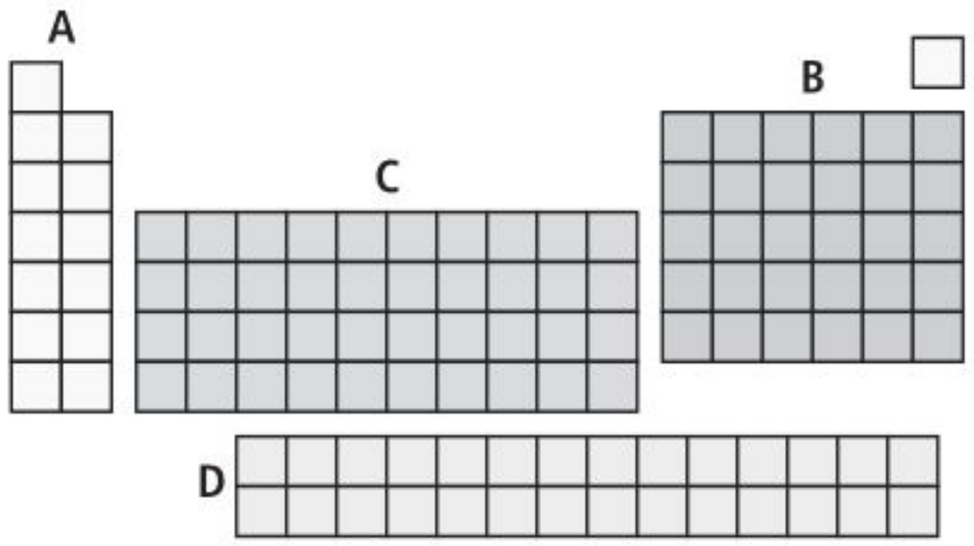
73. أيهما أكثر كهروسالبية: عنصر السيزيوم في المجموعة 1 المستخدم في مصابيح الأشعة تحت الحمراء، أم البروم وهو الهالوجين المستخدم في مركبات مقاومة الحريق؟ ولماذا؟



الشكل 22–3

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

74. يوضح الشكل **22–3** فئات الجدول الدوري. سمّ كل فئة من الجدول الدوري، واشرح 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.

75. أي عنصر في الأزواج الآتية له كهروسالبية أعلى:

a. As أو K **As**

b. Sb أو N **N**

c. Be أو Sr **Be**

موقع واجباتي

موقع واجباتي

3 تقويم الفصل

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

تُمثِّل الفئة s تعبئة مستوى s الذي يتَّسع لإلكترونين كحدٍّ أقصى، في حين تُمثِّل الفئة p تعبئة مستويات p الثلاثة التي تتَّسع لستة إلكترونات كحدٍّ أقصى، أمّا الفئة d فتُمثِّل تعبئة مستويات d الخمسة التي تتسع لعشرة إلكترونات كحدٍّ أقصى.

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

لقد عدَّل العلماء طرائق قياس الكتل الذرية.

78. رتب العناصر – الأكسجين والكبريت والتيلريوم والسلينيوم – تصاعديًّا حسب نصف قطر الذرة. وهل يعد ترتيبك مثالًا على تدرج الخواص في المجموعة أم في الدورة؟

الترتيب على النحو الآتي: الأكسجين O، ثُمّ الكبريت S، ثُمّ السلينيوم Se، ثُمّ التيلريوم Te. ويُعدّ هذا الترتيب مثالاً على تدرّج الخواص في المجموعة.

79. **الحليب** يعدّ العنصر ذو التوزيع الإلكتروني $[Ar]\ 4s^2$ من أهم الفلزات الموجودة في الحليب. حدد 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 1 الذي يتألف من مستوى طاقة s الوحيد، والذي يتَّسع لإلكترونين كحدٍّ 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.

موقع واجباتي

التفكير الناقد

83. طبق يكوِّنُ الصوديوم Na أيونًا موجبًا 1+؛ في حين يكوِّن الفلور F أيونًا سالبًا 1−. اكتب التوزيع الإلكتروني لكل أيون منهما. وفسّر لماذا لا يشكل 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 رسمًا بيانيًّا واستخدمه استعن بالبيانات الواردة في الجدول **8–3**. ومثِّل بيانيًّا الكثافة مقابل العدد الذري، واذكر أي نمط تغيُّر يمكن أن تلاحظه.

الجدول 8-3 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
الأنتيمون	51	6.70
البزموث	83	9.78

يوضِّح الرسم البيانيّ زيادة الكثافة بزيادة العدد الذري، لاحظ أن كثافة النيتروجين منخفضة جدًّا؛ لأنه العنصر الوحيد الذي يوجد في الحالة الغازية (بقية العناصر في الحالة الصلبة).

موقع واجباتي

موقع واجباتي

3 تقويم الفصل

85. فسِّر البيانات رسمت درجات انصهار عناصر الدورة 6 مقابل العدد الذري كما في **الشكل 23–3**. حدّد نمط التغير في درجات الانصهار والتوزيع الإلكتروني للعناصر. ثم ضع فرضية لتفسير هذا النمط.

الشكل 23–3

تحدث القيم العظمى لعناصر الفئة d عندما تكون المستويات نصف ممتلئة تقريبًا. (التوزيع الإلكتروني للعنصر W يحتوي على $5d^6$؛ لذا يكون له أعلى درجة انصهار). ووفق قاعدة هوند، تزداد الرابطة الفلزية قوة كلّما زاد عدد الإلكترونات غير المرتبطة، وتصل إلى القيمة العظمى عندما تكون المستويات نصف ممتلئة. لاحظ أن Hg وRn لا يحتويان على إلكترونات غير مرتبطة؛ لذا فإنَّ درجتي انصهارهما منخفضتان. أما عناصر الفئة p (86–81) فتكون العناصر التي يتوافر فيها إلكترونات غير مرتبطة ذات درجات انصهار عالية.

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

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

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

الجدول 9-3 طاقات التأين بوحدة kJ / mol

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

العنصر هو الفوسفور؛ حيث تُشير القفزة الكبيرة في مقدار طاقة التأيُّن بعد المستوى الخامس إلى أن للعنصر خمسة إلكترونات تكافؤ.

موقع واجباتي

موقع واجباتي

3 تقويم الفصل

مسألة تحفيز

88. يعبر عن طاقات التأين بوحدة (kJ /mol)، إلاّ أنه يعبر عن الطاقة اللازمة لانتزاع إلكترون من الذرة بالجول (J). استخدم القيم في **الجدول 5–3** لحساب الطاقة اللازمة لانتزاع الإلكترون الأول بوحدة الجول من ذرة كل من B، و Be، وLi، وC، ثم استخدم العلاقة $1eV = 1.6 \times 10^{-19} J$ لتحويل القيم إلى الإلكترون فولت.

Li: 8.64×10^{-19} J, أو 5.4 eV

Be: 1.5×10^{-18} J, أو 9.38 eV

B: 1.33×10^{-18} J, أو 8.31 eV

C: 1.81×10^{-18} J, أو 11.3 eV

Li:

$$520 \frac{kJ}{mol} \times \frac{1000\,J}{kJ} \times \frac{1mol}{6.02 \times 10^{23}\,atom} = 8.64 \times 10^{-19} J$$

$$8.64 \times 10^{-19} J \times \frac{1eV}{1.06 \times 10^{-19} J} = 5.4\,eV$$

Be:

$$900 \frac{kJ}{mol} \times \frac{1000\,J}{kJ} \times \frac{1mol}{6.02 \times 10^{23}\,atom} = 1.50 \times 10^{-18} J$$

$$1.50 \times 10^{-18} J \times \frac{1eV}{1.06 \times 10^{-19} J} = 9.38\,eV$$

B:

$$800 \frac{kJ}{mol} \times \frac{1000\,J}{kJ} \times \frac{1mol}{6.02 \times 10^{23}\,atom} = 1.33 \times 10^{-18} J$$

$$1.33 \times 10^{-18} J \times \frac{1eV}{1.06 \times 10^{-19} J} = 8.31\,eV$$

C:

$$1090 \frac{kJ}{mol} \times \frac{1000\,J}{kJ} \times \frac{1mol}{6.02 \times 10^{23}\,atom} = 1.81 \times 10^{-18} J$$

$$1.81 \times 10^{-18} J \times \frac{1eV}{1.06 \times 10^{-19} J} = 11.3\,eV$$

مراجعة تراكمية

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

المادة كلّ شيء له كتلة ويشغَل حيّزًا 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 كلًّا من وحدات القياس الآتية إلى ما هو مبين:

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

b. 76.2 pm إلى mm — $7.62 \times 10^{-8} m$

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

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

موقع واجباتي

تقويم الفصل 3

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

تُحسَب طاقة الكمّ بوصفها حاصل ضرب التردد في ثابت بلانك كما هو موضَّح في المعادلة الآتية:

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

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

الحديد.

تقويم إضافي

الكتابة في الكيمياء

93. الثلاثيات في بدايات القرن التاسـع عـشر اقترح الكيميائي الألمـاني دوبيرنـر ما يعرف باسـم الثلاثيـات. ابحث عن ثلاثيات دوبيرنر، واكتب تقريرًا حولها. ما العناصر التي تمثل الثلاثيات؟ وكيف كانت صفات العناصر فيها متشابهة؟

لاحظ دوبيرنر أن الكتلة الذرية للإسترانشيوم تقع في الوسط بين الكتلة الذرية للكالسيوم والباريوم، وهي عناصر لها خواص كيميائية متشابهة. كما درس ثُلاثيّة الهالوجينات المؤلفة من الكلور والبروم واليود وثُلاثيّة الفلزات القلوية المؤلفة من الليثيوم والصوديوم والبوتاسيوم. واقترح دوبيرنر أن الطبيعة تحتوي على ثُلاثيّات من العناصر؛ فللعنصر الأوسط (عند ترتيب العناصر وفق الكتلة الذرية)، خواص متوسطة بين العنصرين الآخرين.

تقويم إضافي

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

سيجد الطلاب أن الميل الإلكتروني EA هو تغير 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_1 غالبًا ما تقلّ كلّما اتجهنا من أعلى المجموعة إلى أسفلها، وتزداد كلّما اتجهنا من يسار الدورة إلى يمينها في الجدول الدوري.

موقع واجباتي

موقع واجباتي

تقويم الفصل 3

أسئلة المستندات

كان الجـدول الدوري الأصلي لمندليف جديـرًا 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 10–3** والجدول الدوري الحديث الموضح في **الشكل 5–3**.

الجدول 10-3 مجموعات العناصر

التسلسل	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 Ni (Cu)
6	Kr	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	—	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 يسـار الجدول. فلماذا يعد وضع هذه العناصر في نهاية الجدول – كما في الجدول الدوري الحديث– (المجموعة 18) منطقيًا أكثر؟

إن وضْع الغازات النبيلة في الجهة اليمنى يجعل العناصر المُمثِّلة مرتَّبة من اليسار إلى اليمين وفق تسلسل تعبئة مستويات الطاقة، فكلَّما تمّ تعبئة مستويات الطاقة استقرت الغازات النبيلة التي لها مستويات طاقة خارجية ممتلئة في الجهة اليمنى.

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

يُشبه He عناصر فئة s والتي تُعدّ الأكثر تشابهًا في جدول مندليف مع موقعه الحالي، وتُعدّ فئة f الأقلّ تشابهًا 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 معظـم الكتل الذرية في جـدول مندليف عن القيم الحالية. ما سبب ذلك؟

بسبب مراجعة العلماء طرائقهم في قياس الكتل الذرية للعناصر.

موقع واجباتي

موقع واجباتي

اختبار مقنن

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 الكهروسالبية للكربون C أكبر من قيمة الكهروسالبية للبورون 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 $[Ar]\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^4$. 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 و5:

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

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

a. 1

b. 17

c. 18

d. 4

5. الفئة التي يقع فيها العنصر Z هي:

a. s

b. p

c. d

d. f

استعن بالرسم الآتي للإجابة عن السؤالين 6 و7:

الجدول الدوري

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

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

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

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

موقع واجباتي

موقع واجباتي

اختبار مقنن

8. توجد أشباه الفلزات في الجدول الدوري فقط في:

a. الفئة d

b. المجموعات 13 إلى 17

c. الفئة f

d. المجموعتين 1 و2

9. ما المجموعة التي تحتوي على اللافزات 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

أسئلة الإجابات القصيرة

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

$[Ne]\,3s^2\,3p^1$

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

الدورة 3

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

المجموعة 13

13. ما اسم هذا العنصر؟

الألومنيوم

موقع واجباتي

موقع واجباتي

اختبار مقنن

أسئلة الإجابات المفتوحة

استخدم الجدول الآتي للإجابة عن السؤالين 14 و15.

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. بيّن العلاقة التي تربط بين التغير الكبير جدًّا في طاقة التأين وعدد إلكترونات التكافؤ لكل ذرة.

من الأسهل انتزاع إلكترون تكافؤ من مستوى طاقة شبه ممتلئ. أمّا 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 أقلّ استقرارًا؛ لذا نحتاج إلى قدر أكبر من الطاقة لانتزاعه.

15. توقّع أيّ طاقات التأين سوف تُظهر أكبر تغير لعنصر الماغنسيوم؟ فسّر إجابتك.

سيُظهِر الماغنسيوم أكبر تغير لطاقة التأيُّن عند طاقة التأيُّن الثالثة؛ حيث تُعبر كلٌّ من طاقة التأيُّن الأولى والثانية عن مقدار الطاقة المطلوبة لإزالة إلكتروني التكافؤ من الماغنسيوم، إن طاقة التأيُّن الثالثة ستكسر قاعدة الثمانية؛ لذا سنحتاج إلى طاقة أكبر من الطاقة اللازمة في الحالتين السابقتين.

موقع واجباتي