

LEARN
GROW
ACHIEVE



A Brighter
Tomorrow

مدارس المنارة الخاصة
AL MANARA PRIVATE SCHOOLS

معاً نحو نجاح أكبر
Together Towards Greater Success

التكويني
الثاني



المراجعة

REVISION BOOKLET

الكيمياء

المادة:



العاشر

الصف:



العام الدراسي

2026 - 2027

Better
Students
Brighter
Futures



المعرفة
Knowledge



الإبتكار
Innovation



التميز
Excellence

A BRIGHTER
TOMORROW

ملزمة مراجعة الامتحان التكويني الثاني

الكيمياء – الصف العاشر – الوحدة 2 : الجدول الدوري والقانون الدوري

اسم الطالب	الصف والشعبة
------------	--------------

• مخرجات التعلم التي تغطيها الملزمة

م	مخرج التعلم
1	يصف المجموعات المختلفة للعناصر في الجدول الدوري، ويتنبأ بالخواص الفيزيائية والكيميائية لكل مجموعة
2	يحدد موقع اللانثانيدات والأكتينيدات في الجدول الدوري مع توضيح بعض استخداماتها
3	يستكشف موقع العناصر في الجدول الدوري بناءً على توزيعها الإلكتروني، ويتنبأ بخواصها الكيميائية والفيزيائية
4	يحدد خواص العناصر في كل فئة s، p، d من الجدول الدوري، موضحاً العلاقة بين موقع العنصر في الجدول الدوري وخواصه وتوزيعه الإلكتروني
5	يتنبأ بالخواص الدورية للعناصر مثل: نصف القطر الذري، وطاقة التأين، والميل الإلكتروني، والسالبية الكهربائية (عبر الدورة والمجموعة في الجدول الدوري)
6	الروابط (يتنبأ بدورية السالبية الكهربائية في الجدول الدوري، موضحاً نوع الروابط المتكونة بين العناصر (الأيونية والتساهمية والفلزية)

1. يصف المجموعات المختلفة للعناصر في الجدول الدوري، ويتنبأ بالخواص الفيزيائية والكيميائية لكل مجموعة

أولاً: الشرح المبسط والأمثلة المحلولة

◀ تنظيم الجدول الدوري الحديث

• رتب موزلي العناصر تصاعدياً حسب العدد الذري عدد البروتونات، فظهر تكرار دوري في الخواص يُسمى القانون الدوري.

• الدورات: الصفوف الأفقية، وعددها 7 دورات.

• المجموعات العائلات: الأعمدة الرأسية، وعددها 18 مجموعة مرقمة من 1 إلى 18.

• العناصر الرئيسية (الممثلة): (عناصر المجموعتين 1 و 2 والمجموعات من 13 إلى 18).

• العناصر الانتقالية: عناصر المجموعات من 3 إلى 12.

	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	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	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
5	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
6	Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
7	Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn	Nh	Fl	Mc	Lv	Ts	Og
6			Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu		
7			Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr		

■ الفلزات القلوية (1) ■ الفلزات القلوية الأرضية (2) ■ الفلزات الانتقالية (من 3 إلى 12) ■ فلزات أخرى
■ أشباه الفلزات ■ لافلزات أخرى ■ الهالوجينات (17) ■ الغازات النبيلة (18) ■ سلسلة اللانثانيدات
■ سلسلة الأكتينيدات

الشكل 1: المجموعات والعائلات في الجدول الدوري

◀ الفلزات واللافلزات وأشباه الفلزات

النوع	موقعه في الجدول	أهم الخواص
الفلزات	يسار الخط المتعرج معظم العناصر	لامعة، صلبة في درجة حرارة الغرفة عدا الزئبق، جيدة التوصيل للحرارة والكهرباء، قابلة للطرق والسحب
اللافلزات	يمين الخط المتعرج الجزء الأيمن العلوي	غازات أو مواد صلبة هشة باهتة اللون، رديئة التوصيل للحرارة والكهرباء، والبروم هو اللافلز السائل الوحيد
أشباه الفلزات	على جانبي الخط المتعرج من البورون إلى الأستاتين	لها خواص فيزيائية وكيميائية بين الفلزات واللافلزات، ويُستخدم السيليكون والجرمانيوم في رقائق الحاسوب والخلايا الشمسية

أهم العائلات وخواصها

المجموعة	اسم العائلة	إلكترونات التكافؤ	الخواص المميزة	أمثلة
1	الفلزات القلوية (عدا الهيدروجين)	1	فلزات لينية شديدة النشاط، لا توجد حرة في الطبيعة بل في مركبات، تكوّن أيونات موجبة أحادية الشحنة	Li Na K
2	الفلزات القلوية الأرضية	2	نشطة لكنها أقل نشاطاً من الفلزات القلوية، وأكثر صلابة، تكوّن أيونات ثنائية الشحنة الموجبة	Mg Ca
من 3 إلى 12	الفلزات الانتقالية	—	فلزات لامعة موصلة، كثير منها له أكثر من شحنة أيونية، ومركباتها ملونة غالباً	Fe Cu Ti
17	الهالوجينات	7	لافلزات شديدة النشاط، توجد غالباً في مركبات، تكوّن أيونات سالبة أحادية الشحنة	F Cl Br I
18	الغازات النبيلة	(8 الهيليوم 2)	غازات غير نشطة كيميائياً تقريباً لأن مستوى طاقتها الخارجي ممتلئ	He Ne Ar

القاعدة الذهبية : عناصر المجموعة الواحدة لها العدد نفسه من إلكترونات التكافؤ؛ لذلك تتشابه خواصها الكيميائية، وتندرج خواصها الفيزيائية بانتظام عند الانتقال إلى أسفل المجموعة.

كيف أتنبأ بخواص عنصر؟

- أحدّد مجموعته ودورته من الجدول الدوري.
- أحدّد نوعه : فلز أم لافلز أم شبه فلز.
- أقارنه بعناصر مجموعته المعروفة : الخواص الكيميائية متشابهة، والخواص الفيزيائية تتدرج.

■ مثال محلّول

عنصر يقع في الدورة 3 والمجموعة 2. حدّد اسمه ونوعه، وتنبأ بشحنة أيونه وصيغة مركّبه مع الكلور.

الحل:

- العنصر في الدورة 3 والمجموعة 2 هو المغنيسيوم Mg
- نوعه : فلز من عائلة الفلزات القلوية الأرضية، وله إلكترونات تكافؤ
- يفقد إلكترونين فيكوّن الأيون Mg^{2+}
- الكلور يكوّن الأيون Cl^{-} ، ولتعاقل الشحنات نحتاج أيوني كلوريد، فتكون الصيغة $MgCl_2$

ثانيًا: الأسئلة التدريبية

المستوى الأول

س: 1 ثرتب العناصر في الجدول الدوري الحديث تصاعديًا حسب

أ	الكتلة الذرية	ب	العدد الذري
ج	عدد النيوترونات	د	عدد إلكترونات التكافؤ

س: 2 يُطلق على عناصر المجموعة 17 اسم

أ	الغازات النبيلة	ب	الهالوجينات
ج	الفلزات القلوية	د	الفلزات القلوية الأرضية

س: 3 اللافلز الوحيد الذي يوجد سائلًا في درجة حرارة الغرفة هو

أ	الزئبق Hg	ب	البروم Br
ج	اليود I	د	الكلور Cl

المستوى الثاني :

س: 4 عنصر صلب لامع، جيد التوصيل للكهرباء، ويمكن سحبه أسلاكًا. يُرجَّح أن يكون

أ	فلزًا	ب	لافلزًا
ج	شبه فلز	د	غازًا نبيلاً

س: 5 أي العناصر الآتية شبه فلز؟

أ	الصوديوم Na	ب	السيليكون Si
ج	الكلور Cl	د	الأرجون Ar

س: 6 أي زوج من العناصر الآتية له خواص كيميائية متشابهة؟

أ	الصوديوم والمغنيسيوم	ب	الصوديوم والبوتاسيوم
ج	الكلور والأرجون	د	الكربون والنيتروجين

س: 7 علّل : تتشابه الخواص الكيميائية لعناصر المجموعة الواحدة.

.....

.....

س: 8 قارن بين الفلزات واللافلزات وفق الجدول الآتي:

وجه المقارنة	الفلزات	اللافلزات
اللمعان		
التوصيل للحرارة والكهرباء		
الحالة في درجة حرارة الغرفة		
القابلية للطرق والسحب		

المستوى الثالث :

س: 9 عنصر يقع في الدورة 3 والمجموعة 17. حدّد اسمه، ونوعه، واسم عائلته

.....

.....

س: 10 العنصر X فلز لين يتفاعل بشدة مع الماء ويكون الأيون X^+ إلى أي مجموعة ينتمي على الأرجح؟

أ	المجموعة 1	ب	المجموعة 2
ج	المجموعة 17	د	المجموعة 18

2. يحدد موقع اللانثانيدات والأكتينيدات في الجدول الدوري مع توضيح بعض استخداماتها

أولاً: الشرح المبسط والأمثلة المحولة

الفلزات الانتقالية الداخلية

تنقسم العناصر الانتقالية إلى فلزات انتقالية (المجموعات من 3 إلى 12) و فلزات انتقالية داخلية. والفلزات الانتقالية الداخلية سلسلتان تُعرفان باسم سلسلة اللانثانيدات وسلسلة الأكتينيدات، وتوضعان في صفين منفصلين أسفل الجدول الدوري.

	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	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	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
5	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
6	Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
7	Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn	Nh	Fl	Mc	Lv	Ts	Og
6			Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu		
7			Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr		

اللانثانيدات: من (58) Ce إلى (71) Lu - الدورة 6 الأكتينيدات: من (90) Th إلى (103) Lr - الدورة 7

الشكل 2: موقع اللانثانيدات والأكتينيدات (تدرج كل سلسلة بعد العنصر المحاط بالإطار الأحمر)

وجه المقارنة	سلسلة اللانثانيدات	سلسلة الأكتينيدات
الموقع الحقيقي	الدورة 6 بعد اللانثانوم La	الدورة 7 بعد الأكتينيوم Ac
العناصر (حسب الكتاب)	من السيريوم (58) Ce إلى اللوتيتيوم (71) Lu	من الثوريوم (90) Th إلى اللورنسيوم (103) Lr
المستوى الفرعي الذي يمتلئ	4f	5f
المجمع	f	f
من خواصها	فلزات لامعة متشابهة الخواص جدًا	جميعها مشعة، ومعظم ما بعد اليورانيوم U مُحَضَّر صناعيًا

لماذا توضعان أسفل الجدول؟ لو وُضعت السلسلتان في مكانهما داخل الدورتين 6 و 7 لأصبح الجدول عريضًا جدًا (32 عمودًا)، فتوضعان أسفله لتوفير المساحة وتسهيل قراءة الجدول.

◀ من استخداماتها

العنصر	السلسلة	الاستخدام
اليوروبيوم Eu	اللانثانيدات	مواد فوسفورية تبعث ضوءًا عند اصطدام الإلكترونات بها الشاشات والمصابيح
السيريوم Ce	اللانثانيدات	أحجار القذّاحات ومساحيق تلميع الزجاج
اليورانيم U	الأكتينيدات	وقود المفاعلات النووية، ومنها محطة بركة للطاقة النووية في دولة الإمارات
الأمريسيوم Am	الأكتينيدات	كاشفات الدخان المنزلية

ثانيًا: الأسئلة التدريبية

المستوى الأول :

س: 1 توضع سلسلتا اللانثانيدات والأكتينيدات في الجدول الدوري

أ	أعلى يمين الجدول	ب	في صفين منفصلين أسفل الجدول
ج	في المجموعة 18	د	في المجموعة 1

س: 2 يُطلق على اللانثانيدات والأكتينيدات معًا اسم

أ	الفلزات الانتقالية الداخلية	ب	العناصر الرئيسية
ج	الهالوجينات	د	أشباه الفلزات

س: 3 ضع كلمة صح أو خطأ أمام العبارة الآتية:

جميع عناصر سلسلة الأكتينيدات عناصر مشعة	()
---	-----

س: 4 اكتب المصطلح العلمي الدال على العبارة الآتية:

المصطلح العلمي	العبارة
	سلسلة العناصر التي تلي اللانثانوم في الدورة 6 ويمتلى فيها المستوى الفرعي 4f

المستوى الثاني :

س: 5العنصر المستخدم وقودًا في محطة بركة للطاقة النووية في دولة الإمارات هو

أ	اليورانيم U	ب	السيريوم Ce
ج	النيوديميوم Nd	د	الغادولينيوم Gd

س: 7: تقع عناصر سلسلة اللانثانيدات في

أ	الدورة 4	ب	الدورة 5
ج	الدورة 6	د	الدورة 7

س: 8: تنتمي اللانثانيدات والأكتينيدات إلى المجموع

أ	s	ب	p
ج	d	د	f

س: 9: علّل: توضع سلسلتا اللانثانيدات والأكتينيدات أسفل الجدول الدوري.

.....

.....

.....

المستوى الثالث :

س: 12: قارن بين اللانثانيدات والأكتينيدات:

وجه المقارنة	اللانثانيدات	الأكتينيدات
الدورة		
المستوى الفرعي الذي يمثل		
النشاط الإشعاعي		
مثال واستخدامه		

3. يستكشف موقع العناصر في الجدول الدوري بناءً على توزيعها الإلكتروني، ويتنبأ بخواصها الكيميائية والفيزيائية

أولاً: الشرح المبسط والأمثلة المحلولة

◀ إلكترونات التكافؤ

إلكترونات التكافؤ: الإلكترونات الموجودة في أعلى مستوى طاقة رئيس للذرة (المستوى الخارجي)، وهي التي تحدد الخواص الكيميائية للعنصر.

الدورة	العنصر	التوزيع الإلكتروني	التوزيع المختصر
1	الهيدروجين	$1s^1$	$1s^1$
2	الليثيوم	$1s^2 2s^1$	$[\text{He}]2s^1$
3	الصوديوم	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$	$[\text{Ne}]3s^1$
4	البوتاسيوم	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$	$[\text{Ar}]4s^1$

لاحظ أن جميع عناصر المجموعة 1 تنتهي بالتوزيع ns^1 ؛ أي لكل منها إلكترون تكافؤ واحد، ولهذا تتشابه في خواصها الكيميائية.

◀ قواعد تحديد موقع العنصر من توزيعه الإلكتروني

المطلوب	القاعدة
الدورة	رقم الدورة = أعلى مستوى طاقة رئيس مشغول بالإلكترونات (أكبر قيمة لـ n)
المجموعة (المجمعان s و p)	المجموعتان 1 و 2: رقم المجموعة = عدد إلكترونات التكافؤ. المجموعات من 13 إلى 18: رقم المجموعة = عدد إلكترونات التكافؤ + 10
المجموعة (المجمع d)	رقم المجموعة = عدد إلكترونات $ns +$ عدد إلكترونات $(n-1)d$
المجمع	نوع المستوى الفرعي الأخير الذي تدخله الإلكترونات (s) أو p أو d أو f

◀ التمثيل النقطي للإلكترونات يوضح إلكترونات التكافؤ فقط حول رمز العنصر، وعدد النقاط يساوي عدد إلكترونات التكافؤ؛ فالصوديوم نقطة واحدة، والكلور سبع نقاط.

■ مثال محلول 1

الترتيب الإلكتروني للسترونشيوم كما يأتي. حدّد مجموعته ودورته ومجمعه دون استخدام الجدول الدوري.



الحل:

- أعلى مستوى طاقة رئيس هو الخامس، إذن الدورة 5
- إلكترونات تكافؤ في المستوى الفرعي s، إذن المجموعة 2
- آخر إلكترون دخل المستوى الفرعي s، إذن المجمع s

■ مثال محلل 2

حدّد موقع العنصر الآتي، وتنبأ بخواصه:



الحل:

- أعلى مستوى طاقة رئيس هو الثالث، إذن الدورة 3
- عدد إلكترونات التكافؤ ثم رقم المجموعة:

$$2 + 5 = 7 \quad 7 + 10 = 17$$

• إذن المجموعة 17

• آخر مستوى فرعي p، إذن المجمع p

• العنصر هو الكلور Cl: لافلز من الهالوجينات، شديد النشاط، يكتسب إلكترونًا واحدًا فيكون الأيون Cl^-

■ مثال محلل 3

حدّد موقع العنصر الآتي:



الحل:

- أعلى مستوى طاقة رئيس هو الرابع، إذن الدورة 4
- آخر مستوى فرعي d، إذن المجمع d، ورقم المجموعة:

$$2 + 6 = 8$$

• العنصر هو الحديد Fe، وهو فلز انتقالي

ثانيًا: الأسئلة التدريبية

المستوى الأول :

س: 1 عدد إلكترونات التكافؤ في ذرة العنصر الذي توزيعه الإلكتروني الآتي يساوي



أ	3	ب	5
ج	15	د	2

س: 2 يدل رقم الدورة التي يقع فيها العنصر على

أ	عدد إلكترونات التكافؤ	ب	أعلى مستوى طاقة رئيس مشغول بالإلكترونات
ج	عدد البروتونات	د	عدد النيوترونات

س: 3 ضع كلمة (صح أو خطأ) أمام العبارة الآتية:

()	تحتوي ذرة كل عنصر من عناصر المجموعة 2 على إلكترونين تكافؤ
-----	---

س: 4 اكتب المصطلح العلمي الدال على العبارة الآتية:

المصطلح العلمي	العبارة
	الإلكترونات الموجودة في أعلى مستوى طاقة رئيس للذرة، وتحدد خواصها الكيميائية

المستوى الثاني :

س: 6 أكمل الجدول الآتي:

التوزيع الإلكتروني	الدورة	المجموعة	المجمع
$[Ne]3s^2$			
$[He]2s^22p^4$			
$[Ar]4s^1$			
$[Kr]5s^24d^{10}5p^5$			
$[Ar]4s^23d^5$			

س: 7: العنصر الذي يقع في الدورة 4 والمجموعة 2 هو

أ	المغنيسيوم Mg	ب	الكالسيوم Ca
ج	السترونشيوم Sr	د	البوتاسيوم K

س: 8: اكتب التوزيع الإلكتروني المختصر لعنصر يقع في الدورة 3 والمجموعة 16، ثم حدّد اسمه.
خطوات الحل:

.....

.....

.....

المستوى الثالث :

س 10: عنصر توزيعه الإلكتروني كما يأتي .حدد موقعه (الدورة والمجموعة والمجمع)، واسمه، ونوعه، وتنبأ بالأيون الذي يكونه.



س 11: اكتب التوزيع الإلكتروني المختصر لكل مما يأتي:

أ عنصر في المجموعة 2 والدورة 4

ب عنصر في المجموعة 12 والدورة 4

خطوات الحل:

س 12: أي التوزيعين الآتيين لعنصرين لهما خواص كيميائية متشابهة؟

(4)	(3)	(2)	(1)
$[Ne]3s^23p^6$	$[Ar]4s^2$	$[He]2s^22p^5$	$[Ne]3s^23p^5$

أ	(1) و (2)	ب	(1) و (4)
ج	(2) و (3)	د	(3) و (4)

4. يحدد خواص العناصر في كل فئة (s)، p، (d) من الجدول الدوري، موضحة العلاقة بين موقع العنصر في الجدول الدوري وخواصه وتوزيعه الإلكتروني

أولاً: الشرح المبسط والأمثلة المحلولة

مجمعات الجدول الدوري

يُقسَّم الجدول الدوري إلى أربع فئات (مجمعات) حسب المستوى الفرعي الأخير الذي تدخله الإلكترونات. ويرتبط عدد أعمدة كل مجمع بالحد الأقصى لعدد الإلكترونات في مستواه الفرعي.

	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	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	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
5	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
6	Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
7	Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn	Nh	Fl	Mc	Lv	Ts	Og
6			Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu		
7			Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr		

المجمع s: المجموعتان 1 و 2 والهيليوم (المجمع p من 13 إلى 18) (المجمع d من 3 إلى 12) (المجمع f (اللانثانيدات والأكتينيدات)

الشكل 3: مجمعات الجدول الدوري

المجمع	المجموعات	سعة المستوى الفرعي	التوزيع الخارجي العام	نوع العناصر وأهم خواصها
s	1 و 2 (والهيليوم)	2	ns^1 ns^2	فلزات نشطة (عدا H و He)، لينة نسبياً، طاقة تأينها منخفضة، تفقد إلكتروناتها بسهولة وتكوّن أيونات موجبة $1+$ أو $2+$
p	من 13 إلى 18	6	ns^2np^{1-6}	تضم فلزات ولافلزات وأشباه فلزات؛ الهالوجينات شديدة النشاط تكتسب إلكترونًا، والغازات النبيلة مستقرة جدًا (ns^2np^6)
d	من 3 إلى 12	10	$ns^2(n-1)d$	الفلزات الانتقالية: لامعة، موصلة، درجات انصهارها مرتفعة غالبًا، لكثير منها أكثر من عدد تأكسد، ومركباتها ملونة
f	سلسلتا اللانثانيدات والأكتينيدات	14	$ns^2(n-2)f$	الفلزات الانتقالية الداخلية

◀ ملاحظات مهمة

- المجمع s يتكوّن من مجموعتين لأن المستوى الفرعي s يتسع لإلكترونين فقط.
- المجمع p يتكوّن من ست مجموعات لأن أفلاك p الثلاثة تتسع لستة إلكترونات، ولا توجد عناصر من المجمع p في الدورة 1 لعدم وجود المستوى الفرعي p في مستوى الطاقة الأول.
- في المجمع d يمتلئ فلك 4s قبل 3d حسب مبدأ أوفباو؛ لذلك يكون للمجمع d مستوى طاقة أقل بواحد من رقم الدورة. $(n-1)d$:
- الهيليوم توزيعه $1s^2$ ومن المجمع s، لكنه يوضع في المجموعة 18 لأن مستواه الخارجي ممتلئ وخواصه مثل الغازات النبيلة.

◀ العلاقة الأساسية: الموقع في الجدول — يحدده التوزيع الإلكتروني — والتوزيع الإلكتروني (عدد إلكترونات التكافؤ) يحدد الخواص.

■ مثال محلّول

عنصر توزيعه الإلكتروني كما يأتي. حدّد مجعته، واسمه، ونوعه، واذكر خاصيتين له.



الحل:

- آخر مستوى فرعي يمتلئ هو d، إذن المجمع d
- الدورة 4، ورقم المجموعة يساوي مجموع إلكترونات 4s و 3d:

$$2 + 2 = 4$$
- العنصر في المجموعة 4 هو التيتانيوم Ti
- فلز انتقالي: صلب لامع موصل، ويتميز بالقوة وخفة الوزن فيستخدم في إطارات الدراجات والنظارات

ثانيًا: الأسئلة التدريبية

المستوى الأول :

س: 1 يتكوّن المجمع s في الجدول الدوري من

أ	مجموعتين	ب	ست مجموعات
ج	عشر مجموعات	د	أربعة عشر عمودًا

س: 2 التوزيع العام لإلكترونات التكافؤ في عناصر المجموعة 17 هو

أ	ns^2np^5	ب	ns^2
ج	ns^2np^6	د	ns^1

س: 3 ضع كلمة (صح (أو) خطأ (أمام العبارة الآتية:

تقع الفلزات الانتقالية في المجمع p	()
------------------------------------	-----

س: 4 اكتب المصطلح العلمي الدال على العبارة الآتية:

العبارة	المصطلح العلمي
العناصر التي تقع في المجمع d من الجدول الدوري	

المستوى الثاني :

س: 6 حدّد المجمع الذي ينتمي إليه العنصر حسب توزيع إلكترونات المستوى الخارجي، ثم اذكر نوعه:

التوزيع الخارجي	المجمع	نوع العنصر
s^2p^4		
s^1		
s^2d^1		
s^2p^6		

س: 7 أي العناصر الآتية من المجمع d؟

أ	الكالسيوم Ca	ب	الحديد Fe
ج	الجاليوم Ga	د	البروم Br

س: 8 تختلف كثير من عناصر المجمع d عن عناصر المجمع s في أن لها

أ	أكثر من عدد تأكسد	ب	حالة غازية
ج	خواص لافلززية	د	توصيلاً رديئاً للكهرباء

المستوى الثالث :

س: 11 قارن بين عناصر المجمع s وعناصر المجمع d:

وجه المقارنة	المجمع s	المجمع d
المجموعات		
التوزيع الخارجي العام		
النشاط الكيميائي		
الشحنات (أعداد التأكسد)		
مثال		

س: 12 توزيع الهيليوم الإلكتروني $1s^2$ ، أي أنه من المجمع s، لكنه يوضع في المجموعة 18. فسّر ذلك.

.....

.....

.....

س: 13 لديك ثلاثة عناصر توزيعها الإلكتروني كما في الجدول. حدّد مجمع كل عنصر واسمه، ثم بيّن: أيها الأنشط كيميائياً؟ وأيها لا يتفاعل تقريباً؟ وأيها يكون أيونات بأكثر من شحنة؟

A	B	C
$[\text{Ne}]3s^1$	$[\text{Ne}]3s^23p^6$	$[\text{Ar}]4s^23d^6$

.....

.....

.....

.....

.....

5. يتنبأ بالخواص الدورية للعناصر (مثل: نصف القطر الذري، وطاقة التأين، والميل الإلكتروني، والسالبية الكهربائية) عبر الدورة والمجموعة في الجدول الدوري

أولاً: الشرح المبسط والأمثلة المحلولة

(1) ◀ نصف القطر الذري

للفلزات: نصف المسافة بين نواتي ذرتين متجاورتين في البلورة. وللأفلزات: نصف المسافة بين نواتي ذرتين متمثلتين مرتبطين كيميائياً. ويُقاس بوحدة البيكومتر pm

- عبر الدورة) من اليسار إلى اليمين: (يقول؛ لأن الشحنة النووية تزداد بينما تبقى الإلكترونات في مستوى الطاقة الرئيس نفسه، فيزداد جذب النواة لها.
- عبر المجموعة) من أعلى إلى أسفل: (يزداد؛ لأن عدد مستويات الطاقة يزداد، فتبتعد الإلكترونات الخارجية عن النواة، وتحجبها الإلكترونات الداخلية.

F	O	N	C	B	Be	Li
72	73	75	77	85	112	152

أنصاف الأقطار الذرية لعناصر الدورة 2 بوحدة pm: تقل من الليثيوم إلى الفلور.

(2) ◀ نصف القطر الأيوني

- الأيون الموجب أصغر من ذرته: لفقده مستوى الطاقة الخارجي غالباً، ولقلة التنافر بين الإلكترونات المتبقية؛ مثل Na (186 pm) وأيونه (102 pm)
- الأيون السالب أكبر من ذرته: لأن الإلكترون المضاف يزيد التنافر بين الإلكترونات؛ مثل Cl (100 pm) وأيونه (181 pm)
- عبر الدورة يقل حجم الأيونات الموجبة تدريجياً، ثم يقل حجم الأيونات السالبة بدءاً من المجموعة 15 أو 16، وعبر المجموعة يزداد حجم الأيونات.

(3) ◀ طاقة التأين

طاقة التأين: الطاقة اللازمة لإزالة إلكترون من ذرة في الحالة الغازية. وطاقة التأين الأولى لليثيوم 520 kJ/mol

- عبر الدورة: تزداد بسبب زيادة الشحنة النووية وتمسك النواة بالإلكترونات التكافؤ.
- عبر المجموعة: تقل لأن إلكترونات التكافؤ تبتعد عن النواة فيسهل نزعها.
- الطاقة العالية تعني صعوبة فقد الإلكترونات (الافلزات والغازات النبيلة)، والطاقة المنخفضة تعني سهولة تكوين أيونات موجبة (الفلزات القلوية).
- القفزة الكبيرة في طاقات التأين المتتالية تحدث بعد إزالة جميع إلكترونات التكافؤ؛ فالليثيوم: الأولى 520 والثانية 7300 kJ/mol

(4) ◀ الميل الإلكتروني

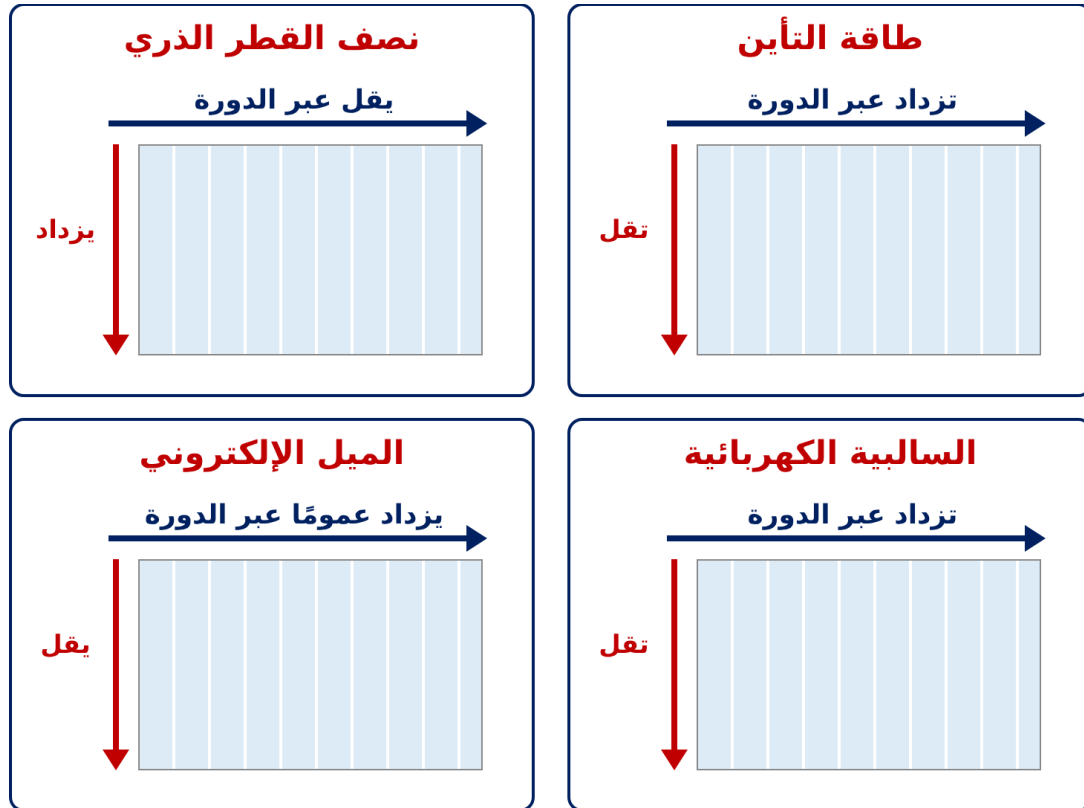
الميل الإلكتروني: مقدار الطاقة المصاحبة لإضافة إلكترون إلى ذرة متعادلة في الحالة الغازية لتكوين أيون سالب . وكلما كان أكبر زادت قدرة الذرة على اكتساب الإلكترون.

- عبر الدورة: يزداد عمومًا، وأعلى للهالوجينات لأنها تحتاج إلكترونًا واحدًا لإكمال الثمانية.
- عبر المجموعة: يقل عمومًا لزيادة بُعد الإلكترون المضاف عن النواة.
- الغازات النبيلة ميلها الإلكتروني ضئيل جدًا لأن مستواها الخارجي ممتلئ.

(5) ◀ السالبية الكهربائية

السالبية الكهربائية: القدرة النسبية لذرات العنصر على جذب الإلكترونات في رابطة كيميائية. ويُعبّر عنها بوحدات بولينج؛ أعلاها الفلور (3.98)، وأقلها السيزيوم (0.79) والفرانسيوم (0.70)، وليس للغازات النبيلة قيم لأنها تكون عددًا قليلًا من المركبات.

- عبر الدورة: تزداد.
- عبر المجموعة: تقل.



الشكل 4: ملخص الاتجاهات الدورية

◀ قاعدة الثمانية: تميل الذرات إلى اكتساب الإلكترونات أو فقدها أو المشاركة بها للحصول على ثمانية إلكترونات تكافؤ (ترتيب الغاز النبيل).

■ مثال محلول

أي العناصر الآتية له أكبر نصف قطر ذري: الكربون C أم الفلور F أم البيريليوم Be أم الليثيوم Li؟
الحل: العناصر الأربعة في الدورة 2، وترتيبها من اليسار إلى اليمين Li ثم Be ثم C ثم F. وبما أن نصف القطر الذري يقل عبر الدورة، فالعنصر الأول (الليثيوم) له أكبر نصف قطر.

ثانيًا: الأسئلة التدريبية

المستوى الأول :

س: 1 أي العناصر الآتية له أكبر نصف قطر ذري؟

أ	الليثيوم Li	ب	الصوديوم Na
ج	البوتاسيوم K	د	السيوم Cs

س: 2 الطاقة اللازمة لإزالة إلكترون من ذرة في الحالة الغازية تسمى

أ	السالبية الكهربائية	ب	طاقة التأين
ج	الميل الإلكتروني	د	نصف القطر الذري

س: 3 ضع كلمة (صح أو خطأ) أمام العبارة الآتية:

()	يقول نصف القطر الذري عند الانتقال من اليسار إلى اليمين عبر الدورة
-----	---

س: 4 ضع كلمة (صح أو خطأ) أمام العبارة الآتية:

()	أيون الصوديوم أكبر حجمًا من ذرة الصوديوم
-----	--

س: 5 اكتب المصطلح العلمي الدال على العبارة الآتية:

المصطلح العلمي	العبارة
	الطاقة المصاحبة لإضافة إلكترون إلى ذرة متعادلة في الحالة الغازية لتكوين أيون سالب

المستوى الثاني :

س: 6 رتب العناصر الآتية تصاعدياً حسب نصف القطر الذري، مع ذكر السبب:

Mg Si Na S

خطوات الحل:

س: 8 أي العناصر الآتية له أعلى طاقة تأين أولى؟

أ	الصوديوم Na	ب	المغنيسيوم Mg
ج	الكلور Cl	د	الأرجون Ar

س: 9 علّل: يقل نصف القطر الذري عند الانتقال عبر الدورة من اليسار إلى اليمين.

س: 10 علّل: نصف قطر أيون الكلوريد أكبر من نصف قطر ذرة الكلور.

المستوى الثالث :

س: 12 فسّر: طاقة التأين الثانية لليثيوم (7300 kJ/mol) أكبر بكثير من طاقة التأين الأولى (520 kJ/mol).

س: 13 قارن بين الفلور والبروم: أيهما له القيمة الأكبر في كل خاصية؟ مع ذكر السبب.

الخاصية	العنصر الأكبر قيمة	السبب
السالبية الكهربائية		
نصف القطر الأيوني		
نصف القطر الذري		
طاقة التأين		