المستوى
2
مقررات

المستوى
3
فصلي

2-1: تطور الجدول الدوري الحديث

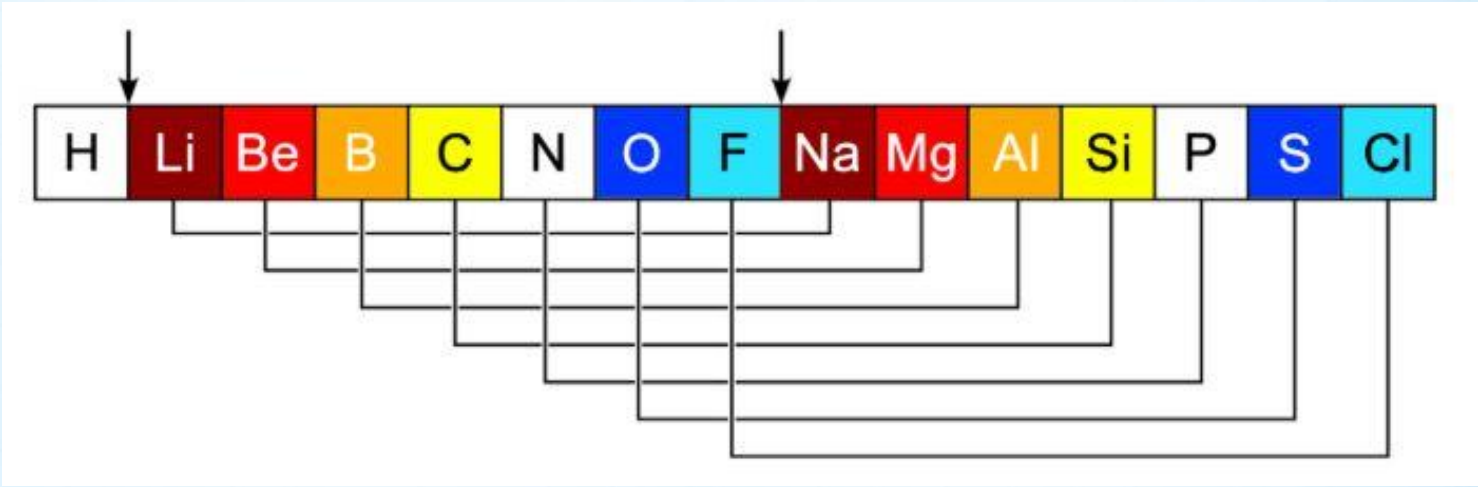
تطور الجدول الدوري

- العالم الفرنسي أنتوني لافوازييه أول من قام بمحاولة تصنيف و ترتيب العناصر المختلفة المعروفة في وقته إلى أربعة مجموعات.

الجدول 2-1	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).

جون نيولاندز

- اقترح الكيميائي الإنجليزي جون نيولاندز في عام ١٨٦٤ تنظيماً جديداً للعناصر يعتمد على ترتيب العناصر تبعاً لتزايد كتلها الذرية.حيث لاحظ نيولاندز تكرار الخصائص مرة كل ثمانية عناصر، وبذلك رتب العناصر ضمن صفوف أفقية يضم كل صف منها سبع عناصر، ويقع العنصر الثامن مباشرة تحت العنصر الأول ، والتاسع تحت الثاني وهكذا .
- العناصر التي تلي الكالسيوم في الكتلة الذرية لا يتفق ترتيبها في جدول نيولاندز مع الجدول الدوري الحديث ، فالحديد مثلاً يقع ضمن مجموعة الأكسجين .



ماير و مندليف

- قام العالم الكيميائيين الألماني لوثر ماير و الروسي ديمتري مندليف بتقديم الدليل على العلاقة بين العدد الكتلي للعناصر و خواصها.
- مندليف أكثر شهرة من ماير لأنه قام بنشر دراسته أولا قبل ماير.
- لاحظ مندليف أنه عند ترتيب العناصر (و التي كانت في زمنه ٦٣ عنصرا) ترتيبا تصاعديًّا وفق 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.
- ومن مميزات عمل مندلييف أنه ترك في جدوله ٣ فراغات بجدوله وقال مندليف أن هذه الفراغات ستملآ بعناصر لم تكتشف بعد و هي السكانديوم و الجاليوم و الجيرمانيوم.

المستوى 2 مقررات

المستوى 3 فصلي

الجدول الدوري للعالم ديمتري مندليف

H = 1			Ti = 50	Zr = 90	? = 180	
	Be = 9.4	Mg = 24	V = 51	Nb = 94	Ta = 182	
	B = 11	Al = 27.4	Cr = 52	Mo = 96	W = 186	
	C = 12	Si = 28	Mn = 55	Rh = 104.4	Pt = 197.4	
	N = 14	P = 31	Fe = 56	Ru = 104.4	Ir = 198	
	O = 16	S = 32	Ni = Co = 59	Pl = 106.6	Os = 199	
	F = 19	Cl = 35.5	Cu = 63.4	Ag = 108	Hg = 200	
Li = 7	Na = 23	K = 39	Zn = 65.2	Cd = 112		
		Ca = 40	? = 68	Ur 116	Au = 197?	
		? = 45	? = 70	Sn = 118		
		?Er = 56	As = 75	Sb = 122	Bi = 210?	
		?Yt = 60	Se = 79.4	Te = 128?		
		?In = 75.6	Br = 80	I = 127		
			Rb = 85.4	Ca = 133	Tl = 204	
			Sr = 87.6	Ba = 137	Pb = 207	
			Ce = 92			
			La = 94			
			Di = 95			
			Th = 118?			

موزلي

- اكتشف العالم الأنجليزي هنري موزلي أن العناصر تحتوي على عدد فريد من البروتونات سماه العدد الذري.
- أعاد موزلي في العام 1913 ترتيب العناصر تصاعديا حسب أعدادها الذرية.
- يزيد العدد الذري للعنصر الذي يسبقه بنفس الدورة بمقدار (١) صحيح .
- يُعرف تكرار الخواص الكيميائية والفيزيائية عند ترتيب العناصر تصاعديًّا وفق أعدادها الذرية بتدرج الخواص.

الجدول 2-2	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

- يتكون الجدول الدوري من عدد من المربعات مرتبة بشكل أفقي و عمودي.
- كل مربع يحتوي على اسم العنصر و رمزه و العدد الذري و العدد الكتلي (كمعلومات أساسية) ، و هناك جداول أخرى قد تحتوي مربعاتها بالإضافة إلى المعلومات السابقة درجة الغليان و الإنصهار و التوزيع الإلكتروني و الحالة الفيزيائية و غيرها من المعلومات.
- رتبت العناصر في الجدول الدوري وفق التزايد في أعدادها الذرية .
- الأعمدة الرأسية في الجدول الدوري تسمى المجموعات و عددها ١٨ عمود .
- الصفوف الأفقية في الجدول الدوري تسمى الدورات و عددها ٧ دورات .
- يتم تقسيم عناصر الجدول الدوري إلى فلزات و أشباه فلزات و لافلزات
- تسمى العناصر الموجودة في المجموعات 1 و 2 و من ١٣-١٨بعناصر المجموعات الرئيسة أو العناصر الممثلة.

تابع الجدول الدوري الحديث

- تسمى العناصر الموجودة في المجموعات من 3–12 بالعناصر الانتقالية
- يمكن تقسيم عنصار الجدول الدوري أيضا فلزات و أشباه فلزات و لافلزات

الفلزات

- الفلزات عناصر ملساء و لامعة و موصلة للحرارة و للكهرباء و جميعها موادا صلبة عند درجة حرارة الغرفة ماعدا الزئبق فهو فلز سائل عند درجة حرارة الغرفة.
- معظم العناصر الممثلة و الانتقالية فلزات
- يمكن تقسيم الفلزات أيضا إلى:

أ – فلزات قلوية : فلزات شديدة التفاعل و توجد في المجموعة ١ و توجد على شكل مركبات . من أشهرها الصوديوم و هو أحد مكونات ملح الطعام NaCl و الليثيوم أحد أهم مكونات البطاريات التي تستخدم في الحواسيب المحمولة و الهواتف الخلوية.

تابع الفلزات

ب – الفلزات القلوية الأرضية : فلزات شديدة التفاعل و لكنها أقل تفاعلا من الفلزات القلوية توجد في المجموعة ٢ و توجد على شكل مـركبات أيضا. من أشهرها الكالسيوم Ca و المغنيسيوم Mg و الذي يدخل في صناعة الحواسيب المحمولة.

ج – الفلزات النتقالية و الفلزات الانتقالية الداخلية : تقسم الفلزات إلى فلزات إنتقالية و فلزات انتقالية داخلية و التي تشمل اللانثنيدات و الأكتنيدات.

اللافلزات

- توجد اللافلزات في الجزء العلوي الأيمن من الجدول الدوري
- غالبا ما تكون اللافلزات غازات أو مواد صلبة هشة ذات لون داكن و هي رديئة التوصيل للحرارة و للكهرباء . من أهم اللافلزات غاز الأكسجين و الذي يعتبر العنصر الأكثر وفرة في جسم الإنسان.

تابع اللافلزات

- اللافلز الوحيد الذي يوجد بصورة سائلة عند درجة حرارة الغرفة هو البروم.
- تسمى عناصر المجموعة ١٧ الهالوجينات و هي عناصر شديدة التفاعل
- يدخل عنصر الفلور و هو من الهالوجينات في صناعة معاجين الاسنان و كذلك يضاف إلى الماء لحمياة الاسنان من التسوس.
- تسمى عناصر المجموعة ١٨ الغازات النبيلة و تستخدم في صناعة المصابيح الكهربائية و لوحات النيون.

أشباه الفلزات

- عناصر لها خواص فيزيائية و كيميائية مشابهة للفلزات و اللافلزات.
- من أهم أشباه الفلزات السيليكون **Si** و الجيرمانيوم **Ge** المستخدمة فس صناعة رقائق الحاسوب و الخلايا الشمسية . يستخدم السيليكون في الجراحات التجميلية

المستوى
2
مقررات
المستوى
3
فصلي

2-2: تصنيف العناصر

ترتيب العناصر وفق التوزيع الإلكتروني

- يحدد التوزيع الإلكتروني الخواص الكيميائية للعنصر.

الجدول 2-3	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	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^1$	$[Ar]\ 4s^1$

المستوى 2 مقررات

المستوى 3 فصلي

إلكترونات التكافؤ

- ذرات المجموعة الواحدة لها الخواص نفسها لأن لها عدد إلكترونات التكافؤ نفسه.
- جميع عناصر المجموعة الأولى (الفلزات القلوية) لها إلكترون تكافؤ واحد حيث أن التوزيع الإلكتروني لأي منها ينتهي بـ s^1 .

إلكترونات التكافؤ و الدورة

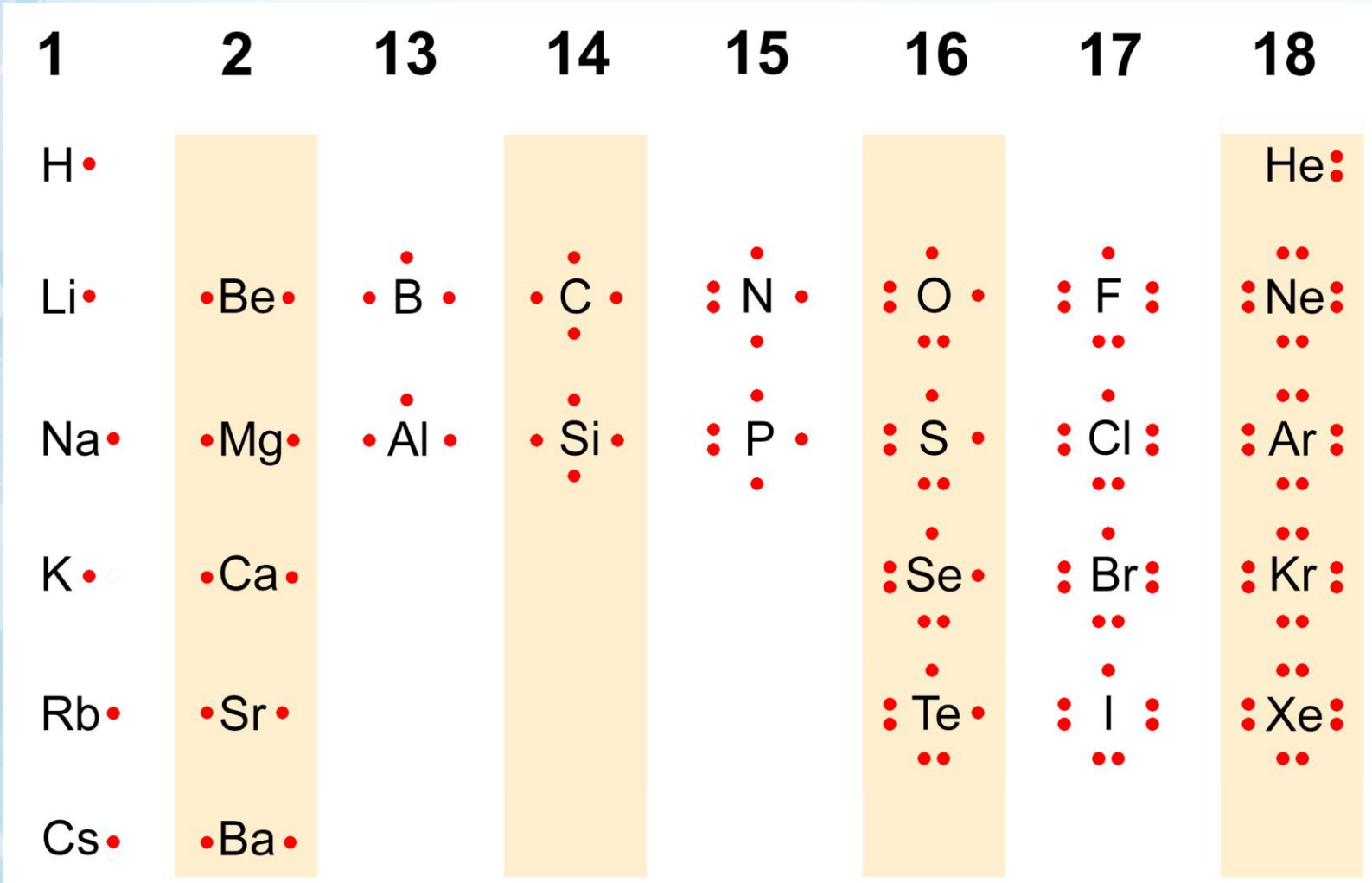
- يحدَّد رقم مستوى الطاقة الأخير الذي يحتوي إلكترونات التكافؤ رقم الدورة التي يوجد فيها العنصر في الجدول الدوري. مثال: يوجد إلكترون التكافؤ لعنصر الليثيوم في مستوى الطاقة الثاني لذلك يقع عنصر الليثيوم في الدورة الثانية.
- عنصر الجاليوم ذو التوزيع الإلكتروني $[Ar]4s^23d^{10}4p^1$ فإن إلكترونات تكافئه تقع في مستوى الطاقة الرابع، لذا يكون عنصر الجاليوم في الدورة الرابعة.

المستوى 2 مقررات

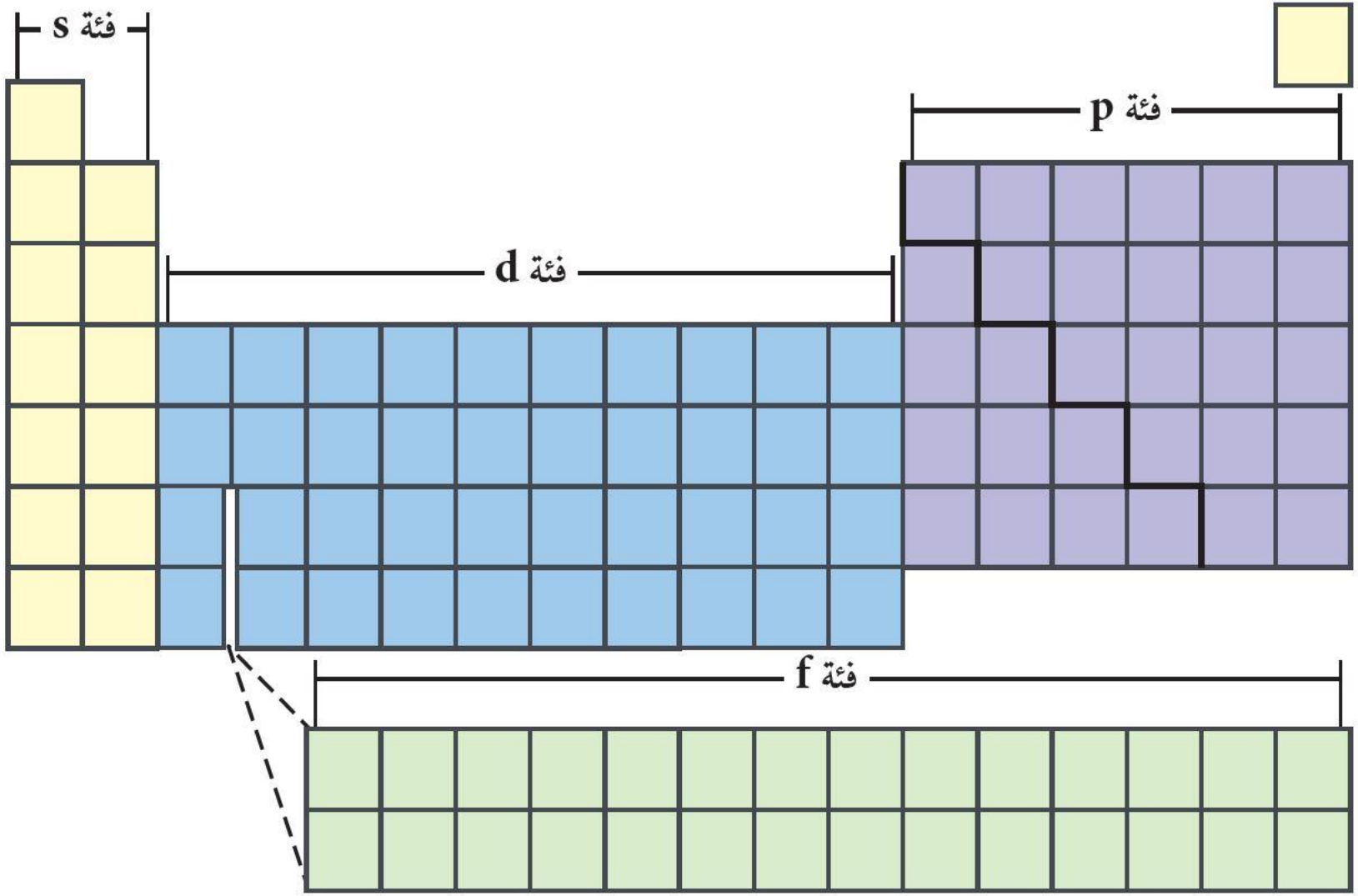
المستوى 3 فصلي

إلكترونات تكافؤ العناصر الممثلة

❖ عـــدد إلكـــترونات التكـــافؤ في المجموعـــة الأولى 1 ، و في المجموعة الثانية 2 ، و في الثالثـــة عشـــر 3 و هكـــذا حـــتى الوصـــول إلى المجموعـــة الثامنـــة عشر (الغازات النبيلة) حيث عدد إلكترونات التكافؤ فيها 8 .



عناصر الفئات s,p,d,f



- قسم الجدول الدوري إلى أربعة فئات أو قطاعات تمثل مستويات الطاقة الثانوية للذرة و التي تحتوي على إلكترونات تكافؤ و هي : s,p,d,f .

عناصر الفئة s

- تشمل عناصر القطاع s الهيدروجين والهيليوم وعناصر المجموعتين الأولى والثانية .
- تحتوي عناصر المجموعة الأولى على مستويات s شبه ممتلئة بإلكترونات التكافؤ و توزيعها الإلكتروني ينتهب بـ s^1 .
- تحتوي عناصر المجموعة الثانية على مستويات s شبه ممتلئة بإلكترونات التكافؤ و توزيعها الإلكتروني ينتهب بـ s^2 .

عناصر الفئة p

- تصنف المجموعات من 13 إلى 18 ضمن القطاع p باستثناء عنصر الهيليوم.
- جميع العناصر التي تنتمي إلى القطاع p ينتهي توزيعها الإلكتروني بالمستويات الثانوية p الممتلئة كليا أو جزئيا بإلكترونات التكافؤ ، و توجد ضمن 6 مجموعات في الجدول الدوري.

تابع عناصر الفئة p

- عناصر المجموعة 18 (الغازات النبيلة) مستقرة و تقريبا لا تتفاعل كيميائيا.

عناصر الفئة d

- تحتوي على الفلزات الانتقالية، وهي أكبر الفئات.
- جميع العناصر التي تنتمي إلى القطاع d ينتهي توزيعها الإلكتروني بالمستويات الثانوية d الممتلئة كليا أو جزئيا بإلكترونات التكافؤ ، و توجد ضمن 10 مجموعات في الجدول الدوري.

عناصر الفئة f

- و تشمل عناصر سلسلتي الأكتنيدات و اللانثنيدات
- جميع العناصر التي تنتمي إلى القطاع f ينتهي توزيعها الإلكتروني بالمستويات الثانوية f الممتلئة كليا أو جزئيا بإلكترونات التكافؤ ، و توجد ضمن 14 مجموعة في الجدول الدوري.

مثال 1–2

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 الإسترانشيوم 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 رقم أعلى مستوى طاقة إلى رقم الدورة.

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

ويشير رقم 5 في $5s^2$ إلى أن عنصر الإسترانشيوم يقع في **الدورة 5**

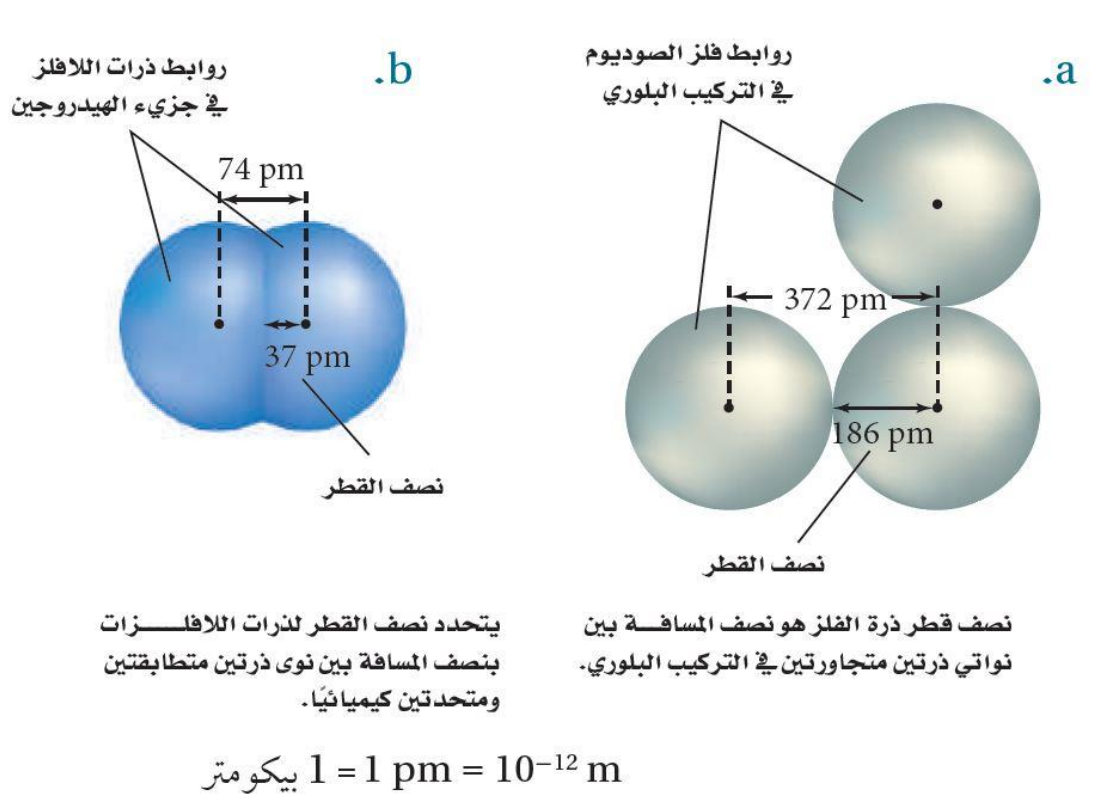
3 تقويم الإجابة

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

2-3: تدرج خواص العناصر

نصف قطر الذرة

- إن حجم الذرة من الخواص الدورية الذي يتأثر بالتوزيع الإلكتروني.
- إن حجم الذرة يتغير من مادة إلى مادة أخرى.
- يعرف نصف قطر الذرة للفلزات مثل الصوديوم بنصف المسافة بين نواتين متجاورتين في التركيب البلوري للعنصر.
- للعناصر التي توجد على شكل جزيئات – ومنها اللافلزات – فيعرف نصف قطر الذرة بنصف المسافة بين نوى الذرات المتطابقة والمتحدة كيميائيًّا بروابط فيما بينها.



تدرج نصف القطر الذري عبر الدورات

- يتناقص في الغالب نصف القطر عند الانتقال في الدورة من اليسار إلى اليمين.
- إن السبب وراء هذا التدرج في نصف القطر عبر الدورة هو أن كلما انتقلنا في الدورة من يسار إلى اليمين تزداد الشحنة الموجبة في النواة و تبقى مستويات الطاقة الرئيسة في الدورة ثابتًا و يبقى عدد إلكترونات مستويات الطاقة الداخلية ثابتًا، ويزداد عدد إلكترونات التكافؤ واحدًا أيضًا فتعمل شحنة النواة بجذب إلكترونات مستوى الطاقة الخارجي ليصبح أقرب إلى النواة.

تدرج نصف القطر الذري عبر المجموعات

- يزداد في الغالب نصف قطر الذرة في المجموعة عند الانتقال من أعلى إلى أسفل .
- عند الانتقال في المجموعة من أعلى لأسفل تزداد الشحنة الموجبة في النواة وفي المقابل يزداد عدد مستويات الطاقة الرئيسة 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.

مثال 2–2

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

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

1 تحليل المسألة

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

2 حساب المطلوب

حدّد الدورات

بالرجوع إلى الجدول الدوري تجد أن العناصر جميعها موجودة في الدورة الثانية.
وبترتيب العناصر من اليسار إلى اليمين عبر الدورة يظهر التسلسل الآتي: Li، و Be، 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 11–2** نتحقق من الإجابة.