كلية العلوم

القسم : الفيزياء

السنة : الاولى

المادة : كيمياء عامة١

المحاضرة : الخامسة/نظري/ د. ميرنا صالح

{{ مكتبة A to Z }}

Facebook Group : مكتبة A to Z

2026

يمكنكم طلب المحاضرات برسالة نصية (SMS) أو عبر(What's app-Telegram)على الرقم 0931497960

المحاضرة السابعة	الكيمياء العامة I	الاثنين: / /
قســـــم الفيزياء السنة الأولى - الفصل الأول	الفصل الثالث الجدول الدوري The Periodic Table	

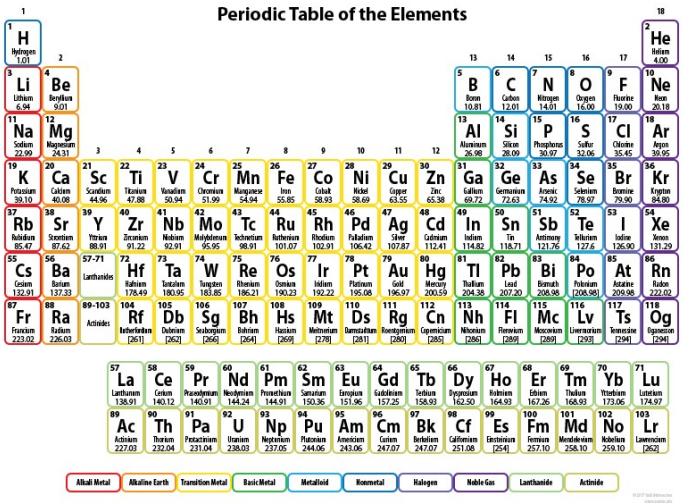
تتضمن هذه المحاضرة:

3269 كلمة تشمل: 16683 حرف موزعة ضمن: 13 صفحة

مخطط الفصل الثالث — Chapter 3 Outline

في نهاية هذا الفصل ستكون قادراً على فهم:

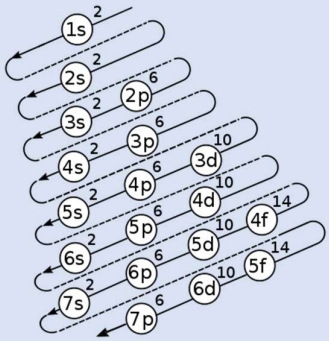
- الجدول الدوري، تطوره تاريخياً ووضعهُ حالياً.
- أهم التصنيفات ضمن الجدول الدوري.
- قاعدة هوند ومبدأ أوف باو.
- مفهوم الإلكترونات التكافؤية.
- التسميات الكيميائية وأنواع المركبات.



يحتوي الجدول الدوري الحديث كميات هائلة من المعلومات المهمة، في هذا الفصل سنناقش نشأة هذه المصطلحات القيمة التي يتضمنها، ثم لاحقاً سنرى كيف شرح نموذج الميكانيك الكوانتي ترتيب الخصائص الكيميائية ضمنه.

المحتوى

الصفحة	
89	الجدول الدوري
91	مبدأ أوف باو والجدول الدوري.
93	قاعدة هوند.
96	المعادن الانتقالية.
99	اللانثانيدات.
99	الأكتينات.



مخطط أوف باو

الهدف التعليمي من المحاضرة السابعة
Educational Goal

في نهاية هذا المحاضرة ستكون قادر على فهم:

- ✓ الجدول الدوري وطرائق تصنيف العناصر ضمنه.
- ✓ مبدأ أوف باو للتوزيع الإلكتروني.
- ✓ قاعدة هوند.

جميع الحقوق محفوظة لأصحابها من حيث الاقتباس والصور على شبكة الانترنت

III-1- الجدول الدوري Periodic Table

تم إنشاء الجدول الدوري نتيجة تقدم الكيمياء في القرنين الثامن عشر والتاسع عشر، حيث أصبح من الواضح أن:

الأرض تتكون من عناصر متنوعة بشكل كبير

هذه العناصر تتمتع بخواص مختلفة جداً فيما بينها، أشياء أكثر تعقيداً من النموذج البسيط للأرض المكون من **الماء والهواء والنار** الذي كان مقترحاً من قبل القدماء.

في البداية كانت مجموعة العناصر وخواصها مذهلة، بالتدريج بدت أنماطها تتوضح، وظهرت محاولات عديدة لتصنيفها يمكن إيجاز أهم هذه المحاولات وفق ما يلي:

1. محاولة جوهان دوبرنر Johann Dobereiner (1780-1849):

كان **جوهان دوبرنر** أول كيميائي حاول تصنيف بعض أنماط العناصر، حيث أوجد عدة مجموعات لثلاثة عناصر تمتلك خواص متشابهة، مثل:

- **الكلور** Chlorine
- **البروم** Bromine
- **اليود** Iodine

عندما حاول دوبرنر توسيع هذا النموذج من الإضافات الثلاثية (كما دعاها) ليشمل قائمة من العناصر المعروفة، بدا حينها واضحاً أن ذلك **محدود للغاية**.

2. محاولة جون نيولاند John Newlands:

حيث اقترح الكيميائي الإنكليزي **جون نيولاند** عام **1864** أن:

العناصر يجب ترتب وفق صفاتها المشتركة

معتمداً على فكرة أن **خصائص معينة تبدو مكررة لكل ثمانية عناصر في طريقة مشابهة للسلم الموسيقي** حيث تتكرر كل ثماني نغمات، بالرغم من أن هذا النموذج استطاع ترتيب عدة عناصر في مجموعة إلا أنه **لم يكن ناجحاً بشكل عام**.

3. محاولة الألماني جوليوس لوثر مير (1830-1895) Julius Lothar Meyer، والروسي ديمتري مندلييف (1834-1907) Dmitri Mendeleev.

الشكل الحالي للجدول الدوري تم تخيله بشكل مستقل من قبل هذين الكيميائيين، وقد أعطي مندلييف معظم الثقة، لأنه هو من شدد على أنه:

> **من المفيد أن يتنبأ الجدول بوجود وخصائص عناصر ما زالت غير معروفة (مجهولة)**

الشكل (1-III) يبين جدول مندلييف لتصنيف العناصر.

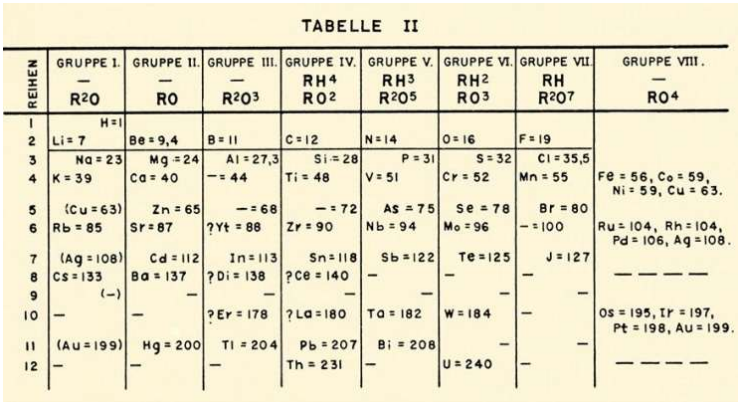


TABELLE II

REIHEN	GRUPPE I. — R^2O	GRUPPE II. — RO	GRUPPE III. — R^2O^3	GRUPPE IV. RH^4 RO^2	GRUPPE V. RH^3 R^2O^5	GRUPPE VI. RH^2 RO^3	GRUPPE VII. RH R^2O^7	GRUPPE VIII. — RO^4
1	H=1							
2	Li = 7	Be = 9,4	B = 11	C = 12	N = 14	O = 16	F = 19	
3	Na = 23	Mg = 24	Al = 27,3	Si = 28	P = 31	S = 32	Cl = 35,5	
4	K = 39	Ca = 40	— = 44	Ti = 48	V = 51	Cr = 52	Mn = 55	Fe = 56, Co = 59, Ni = 59, Cu = 63.
5	(Cu = 63)	Zn = 65	— = 68	— = 72	As = 75	Se = 78	Br = 80	
6	Rb = 85	Sr = 87	?Yt = 88	Zr = 90	Nb = 94	Mo = 96	— = 100	Ru = 104, Rh = 104, Pd = 106, Ag = 108.
7	(Ag = 108)	Cd = 112	In = 113	Sn = 118	Sb = 122	Te = 125	J = 127	
8	Cs = 133	Ba = 137	?Di = 138	?Ce = 140	—	—	—	— — — —
9	(—)	—	—	—	—	—	—	
10	—	—	?Er = 178	?La = 180	Ta = 182	W = 184	—	Os = 195, Ir = 197, Pt = 198, Au = 199.
11	(Au = 199)	Hg = 200	Tl = 204	Pb = 207	Bi = 208	—	—	
12	—	—	—	Th = 231	—	U = 240	—	— — — —

الشكل (1-III):

الجدول الذي وضعه مندلييف لتصنيف العناصر، والذي يعد الأقرب للجدول الدوري الحديث.

على سبيل المثال:

عندما نشر مندلييف لأول مرة جدوله الموضح في **الشكل (1-III)** عام **1872**، كانت عناصر **الغاليوم** Gallium **والسكانديوم** Scandium **والجرمانيوم** Germanium غير معروفة، وقد استطاع مندلييف التنبؤ بوجود وخصائص هذه العناصر من خلال الثغرات في جدولهِ الدوري.

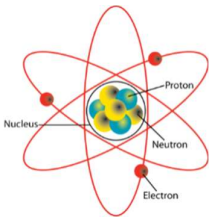
المعلومات عن الجرمانيوم الذي دعاه مندلييف (**ايكاسيليكون** Ekasilicon) تظهر في **الجدول (1-III)**، حيث نلاحظ التوافق الممتاز بين القيمة الفعلية وتنبؤ مندلييف الذي اعتمد على خصائص عناصر أخرى تقع في مجموعة من العناصر المشابهة للجرمانيوم.

الجدول (1-III):

خصائص الجرمانيوم وفق ما توقعهُ مندلييف ووفق المشاهدة الفعلية له.

خصائص الجرمانيوم	المجدولة عام 1871	المشاهدة عام 1886
الوزن الذري atomic weight	72	72.3
الكثافة Density	5.5 g/cm^3	5.47 g/cm^3
الحرارة النوعية specific Heat	0.31 j/(°C.g)	0.31 j/(°C.g)
نقطة الانصهار Melting point	مرتفعة جداً	960°C
صيغة الأكسيد Oxide formula	RO_2	GeO_2

هل تعلم



ديمتري مندلييف
Dmitri Mendeleev
1834-1907

عالم كيميائي روسي، اشتهر باسم مندلييف.
أشتهر بسبب مساهمتهِ في تأليف النسخة الأولى من **الجدول الدوري للعناصر**.
على عكس الذين ساهموا في فكرة الجدول الدوري، استطاع مندلييف **توقع الخواص الكيميائية للعناصر التي لم تكتشف في وقتها**.
وفي حالات عديدة غامر بالسؤال عن دقة الأوزان الذرية المقبولة في وقته، وكان يجادل بأنها لا تتطابق مع المتوقع لها بواسطة القانون الدوري، وقد أثبتت الأبحاث لاحقا صحة كلامه.
في سنواته الأخيرة، اخترع المواصفات القياسية **للفودكا الروسية (Vodka)** أكثر أهمية من ذلك قام بالتحقق من حقول وتركيب النفط. وساعد في عمل أول مصفاة زيت في روسيا. وقد مات في سانت بطرسبرغ بسبب الإنفلونزا .
تم تسمية العنصر رقم 101، مندليفيوم باسمه.

تذكر هذا

عزيزي الطالب:
الأمثلة المحلولة تعزز فكرتك عن الموضوع، لا تهمل حلها.

تمكن أيضاً مندلييف اعتماداً على جدوله من تصحيح قيم متعددة للكتل الذرية.

على سبيل المثال:

الكتلة الذرية الأصلية **للإنديوم** Indium (**76**) اعتمدت على فرضية أن أكسيد الإنديوم يملك الصيغة **InO**، هذه الكتلة الذرية **وضعت الإنديوم الذي يملك خصائص معدنية ضمن اللامعادن**.

افترض مندلييف أنه ربما تكون الكتلة الذرية غير صحيحة، واقترح أن صيغة أكسيد الإنديوم كانت في الحقيقة In_2O_3، اعتماداً على صيغته الصحيحة فإن الكتلة الذرية لعنصر الإنديوم هي تقريباً (**113**)، والتي **وضعته ضمن المعادن**، كما صحح مندلييف أيضاً الكتل الذرية لكل من:

- **الأورانيوم** Uranium
- **البيريليوم** Beryllium.

بسبب فائدته الواضحة، فقد اعتمد الجدول الدوري لمندلييف عالمياً، وبقي واحداً من أكثر الأدوات قيمة في التنظيم الكيميائي، والاختلاف الأساسي بين جدول مندلييف والجدول الدوري الحديث الذي ندرسه اليوم، هو أنه:

في جدولنا الدوري الحديث تم تصنيف العناصر وفق الأعداد الذرية عوض الكتل الذرية التي اعتمدها مندلييف.

نورد فيما يلي بعض الملاحظات التي وضعها مندلييف في جدوله الدوري:

هـــــــــــــام:

أهم الملاحظات التي وضعها مندلييف في جدوله الدوري:

- تشير الخطوط (-) للفراغات التي خصصها مندلييف للعناصر التي تنبأ بوجودها وخصائصها.
- تشير النقط (.....) للفراغات التي خصصها مندلييف للعناصر التي تنبأ بوجودها ولم يتنبأ بخصائصها.
- تشير إشارات الاستفهام (؟) إلى بعض الأوزان الذرية التي لم يكن مندلييف متأكداً من صحتها.

III-1-1- مبدأ أوف باو و الجدول الدوري

The Aufbau Principle and The Periodic Table

جميع الذرات تمتلك نفس النموذج من المداريات التي تم وصفها في ذرة الهيدروجين (النموذج الكوانتي)، وبناءً على ذلك وضع أوف باو مبدأه الذي ينص على ما يلي:

مبدأ أوف باو:

كما أن البروتونات تضاف واحدة تلو الأخرى للنواة لتشكل العنصر، فإن الإلكترونات تضاف بشكل مشابه للمداريات الهيدروجينية، حيث تبدأ الإلكترونات بملء المدارية ذات الطاقة الأخفض ثم الأعلى

تذكر هذا

الملاحظات التي وضعها مندلييف في جدوله الدوري

- تشير الخطوط (-) للفراغات التي خصصها مندلييف للعناصر التي تنبأ بوجودها وخصائصها.
- تشير النقط (.....) للفراغات التي خصصها مندلييف للعناصر التي تنبأ بوجودها ولم يتنبأ بخصائصها.
- تشير إشارات الاستفهام (؟) إلى بعض الأوزان الذرية التي لم يكن مندلييف متأكداً من صحتها.

من محاضرات سابقة

النقاط الهامة حول نموذج بور للذرة:

- النموذج يناسب بشكل صحيح كميات سويات الطاقة لذرة الهيدروجين ويفترض وجود مدارات دائرية محددة متاحة للإلكترون.
- كلما أصبح الإلكترون مقيد بشكل وثيق أكثر، كلما أصبحت طاقته أكثر سلبية نسبة للحالة المرجعية ذات الطاقة المعدومة (عندما يكون الإلكترون بعيداً مسافة لا متناهية عن النواة)، حيث كلما ازداد قرب الإلكترون من النواة، كلما تحررت طاقة من النظام (الذرة).

عيوب نموذج بور

عندما تم تطبيق نموذج بور على ذرات غير الهيدروجين، لم يعمل هذا النموذج على الإطلاق في حالة الذرات المتعددة الإلكترونات وهذه هي احدى عيوب نموذج بور.

بالإصرار تصل لهدفك،

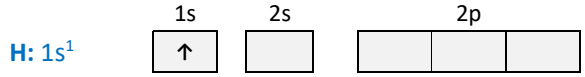
نريدك اسماً فلا تكن رقماً

2022

على سبيل المثال:

- **ذرة الهيدروجين** Hydrogen:

تمتلك ذرة الهيدروجين الكترون واحد يحتل المدارية **1s** وذلك في حالته الأرضية غير المهيجة، يكتب التوزع الإلكتروني من أجل ذرة الهيدروجين بالشكل $1s^1$، الذي يمكن أن يوضح وفق المخطط المداري التالي:



يشير السهم إلى أن الإلكترون يدور حول نفسه في اتجاه محدد.

يبين المخطط المرفق طريقة توزع الإلكترون من المدارية الأخفض للمدارية الأعلى وفق **مبدأ أوف باو**.

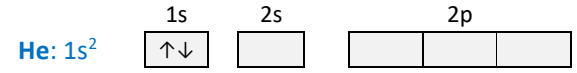
عزيزي الطالب:

يتوجب عليك حفظ هذا المخطط لأنه مهم جداً في إجاباتك التي تتعلق بالتوزيع الإلكتروني للعناصر.

حيث أن التوزيع الإلكتروني يبدأ من المدارية الأخفض طاقة وصولاً للمدارية الأعلى طاقة، وهناك بعض الاستثناءات التي تتعلق بهذا التوزيع والتي ستظهر معنا خلال الفقرات القادمة، خصوصاً بالنسبة لعنصري النحاس والكروم كما سنجد.

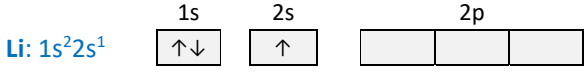
- **ذرة الهيليوم** Helium:

تمتلك ذرة الهيليوم الكترونين مختلفين في اللف الذاتي حول نفسهما، لذلك يحتل هذان الإلكترونان مدارية من النوع **1s**، ووفقاً **لمبدأ الاستبعاد لباولي** الذي تناولناه في المحاضرة السادسة (**صفحة 86**)، فإن الكترونات ذرة الهيليوم المتعاكسان باللف الذاتي يشكلان الترتيب $1s^2$.



- **ذرة الليثيوم** Lithium:

تمتلك ثلاث الكترونات، الكترونين منها يمكن أن يذهبا للمدارية **1s** حيث أن هذه المدارية هي المدارية الوحيدة من أجل السوية الطاقية الرئيسية الأولى **n=1**، أما الإلكترون الثالث سيحتل المدارية الأخفض طاقة ضمن السوية الطاقية الرئيسية الثانية **n=2**، أي في المدارية **2s** مشكلة الترتيب $1s^2 2s^1$.



تذكر هذا

مبدأ أوف باو

ينص على ما يلي:

(كما أن البروتونات تضاف واحدة تلو الأخرى للنواة لتشكل العنصر، فإن الإلكترونات تضاف بشكل مشابه للمداريات الهيدروجينية، حيث تبدأ الإلكترونات بملء المدارية ذات الطاقة الأخفض ثم الأعلى)

من المحاضرة السابقة

للموجة الكهرومغناطيسية ثلاث خصائص أساسية:

طول الموجة: يرمز له بالرمز الإغريقي لامبدا **λ**، وهو يعبر عن المسافة بين قمتين متتاليتين أو المسافة بين انخفاضين متتاليين في الموجة.

التواتر Frequency: يرمز له بالحرف الإغريقي نيو **ϑ**، ويشير لعدد الأمواج التي تعبر نقطة معينة من الفراغ خلال ثانية واحدة.

السرعة Speed: تتحرك الأمواج الكهرومغناطيسية بسرعة الضوء.

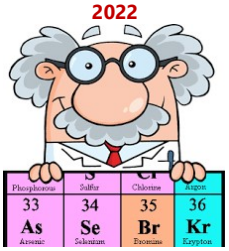
شحنة الذرة

يتم تعريف شحنة الذرة وفق ما يلي:

الشحنة الذرية = عدد البروتونات -عدد الإلكترونات

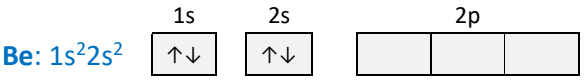
الأمل والألم كلمتان لذات الحروف، اختر ترتيب حروفك

2022



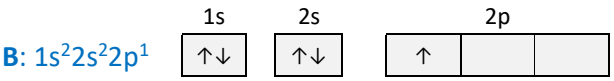
- **ذرة البيريليوم** Beryllium:

تمتلك أربع الكترونات، يعطى المخطط المداري لتوزع الإلكترونات وفق ما يلي:



- **ذرة البور** Boron:

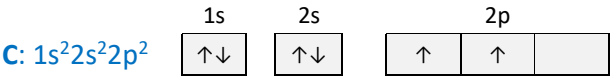
تمتلك خمس الكترونات، أربع الكترونات تتوضع في المداريات **1s**, **2s**، أما الإلكترون الخامس فيذهب للنموذج الثاني من المداريات الفرعية الموافق للسوية الطاقية الرئيسية **n=2** وهي المدارية **2p** وفق ما يلي:



حيث تملك جميع المداريات الفرعية من النوع **2p** متساوية الطاقة، لذلك من غير المهم في أي مدارية منها سيتوضع الإلكترون الخامس.

- **ذرة الكربون** Carbon:

تمتلك ست الكترونات، الكترونان يحتلان المدارية **1s** وإلكترونان يحتلان المدارية **2s**، وإلكترونان يحتلان المداريات **2p**، حيث هناك ثلاثة مداريات من النوع **2p** متساوية الطاقة:



الإلكترونات المتنازعة ستحتل مداريات **2p** منفصلة (كما رأينا) في سلوك يدعى **قاعدة هوند** Hund's Rule.

III-1-2- قاعدة هوند Hund's Rule

تنص هذه القاعدة على ما يلي:

> **قاعدة هونـــــــــد:**
>
> **التوزع الأقل طاقة بالنسبة للذرة هو ذلك الذي يمتلك العدد الأكبر من الإلكترونات غير المرتبطة (المفردة) المسموح به وفق مبدأ باولي في مجموعة معينة من المداريات، أي أن الإلكترون يميل لأن يكون مفرداً في مدارية مالم يكن عدد الإلكترونات أكبر من عدد المداريات.**

حيث يتم تمثيل الإلكترونات المفردة كسهم متجه نحو الأعلى يمثل اتجاه دوران الإلكترون حول نفسه.

إذاً وفق ما سبق فإن التوزع الإلكتروني للإلكترونات في ذرة الكربون **C** يكتب بالشكل التالي:

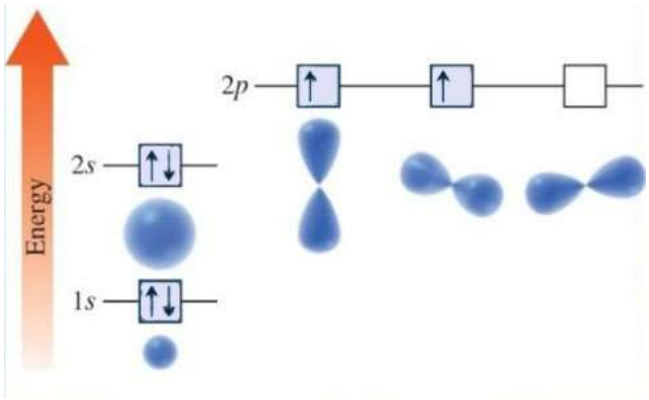
$$1s^2 2s^2 2p^1 2p^1$$

حيث يشير إلى أن الإلكترونات تحتل مداريتين منفصلتين من النوع **2p**.

على كل حال إن التوزع الإلكتروني يعطى عادة بالشكل التالي: $1s^2 2s^2 2p^2$، ويفهم منه أن الإلكترونات تتوزع في مداريتين منفصلتين من النوع **2p**، لذلك يكون مخطط التوزع الإلكتروني في مداريات الكربون وفق ما وجدناه في الصفحة السابقة:

	1s	2s	2p		
C: $1s^2 2s^2 2p^2$	↑↓	↑↓	↑	↑	

لاحظ أن الإلكترونات المفردة في المداريات **2p** تظهر على شكل لف ذاتي متماثل (سهم نحو الأعلى).



الشكل (2-III):
توزع الإلكترونات في ذرة الكربون من السوية الطاقية الأخفض حتى السوية الطاقية الأعلى.

الشكل (2-III) المجاور يوضح كيف تتوزع الإلكترونات في ذرة الكربون من السوية الطاقية الأخفض حتى السوية الطاقية الأعلى مع مراعاة:

- مبدأ الاستبعاد لباولي.
- قاعدة هوند.

- **ذرة النتروجين** Nitrogen **(الآزوت):**

تحتوي سبع الكترونات، يعطى التوزع الإلكتروني لها بالشكل: $1s^2 2s^2 2p^3$، حيث هناك ثلاث الكترونات تتوزع في المداريات من النوع **2p** بشكل منفصل ومتماثل باللف الذاتي.

	1s	2s	2p		
N: $1s^2 2s^2 2p^3$	↑↓	↑↓	↑↓	↑	↑

لاحظ كيف تحققت قاعدة هوند في هذا التوزيع.

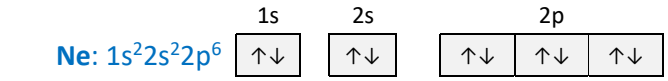
- **ذرة الأكسجين** Oxygen:

تمتلك ثماني الكترونات بالشكل $1s^2 2s^2 2p^4$، حيث نلاحظ أنه الآن سيحتل زوج الكتروني متعاكس في لفه الذاتي (وفق مبدأ الاستبعاد لباولي) إحدى المداريات من النوع **2p**.

	1s	2s	2p		
O: $1s^2 2s^2 2p^4$	↑↓	↑↓	↑↓	↑	↑

المخططات المدارية والتوزع الإلكتروني لكل من **الفلور** Fluorine (الذي يملك تسع الكترونات)، **والنيون** Neon (الذي يملك عشرة الكترونات) نبينها وفق ما يلي:

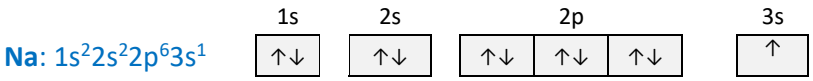
	1s	2s	2p		
F: $1s^2 2s^2 2p^5$	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑



ملاحظـــــــة:
مع عنصر **النيون** تكون السويات الطاقية الرئيسية **n=1** و **n=2** قد امتلأت بشكل كامل.

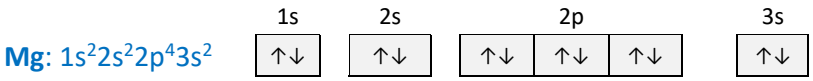
- **ذرة الصوديوم** Sodium:

تمتلك **11** الكترون، فإن الإلكترونات العشرة الأولى تحتل المداريات وفق ما يلي **$1s^2 2s^2 2p^6$**، أما الإلكترون الحادي عشر فيجب أن يحتل أول مدارية من السوية الطاقية الرئيسية الثالثة **n=3** وهي المدارية **3s**، حيث يصبح التوزع الإلكتروني للصوديوم هو **$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$**.



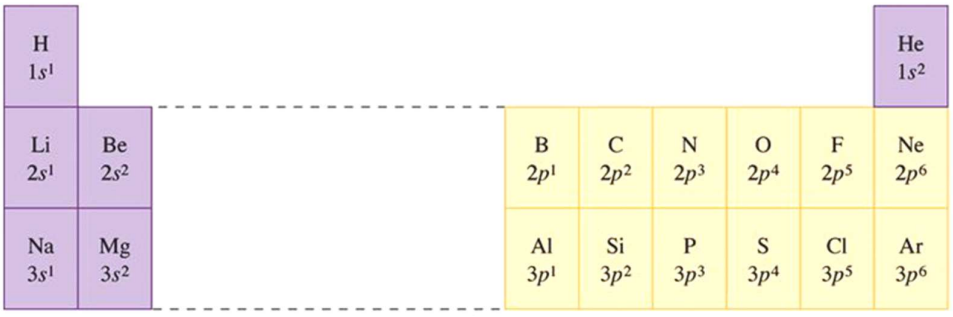
ملاحظـــــــة:

لتفادي كتابة الإلكترونات في المستوى الداخلي غالباً ما يتم اختصار هذا التوزع بالشكل **[Ne]$3s^1$**، حيث يشير **[Ne]** للتوزع الإلكتروني بالنسبة لذرة النيون والذي يكون بالشكل **$1s^2 2s^2 2p^6$**.
العنصر التالي هو **المغنزيوم Mg** Magnesium الذي يملك التوزع الإلكتروني $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$ أو **[Ne]$3s^2$**:



وكذلك بالنسبة للعناصر الستة التالية بدءاً من **الألمنيوم** Aluminum حتى **الأرغون** Argon، يتم كتابة توزعها الإلكتروني بإضافة الكترون للمدارية **3p** في كل مرة.

الشكل (3-III) التالي يلخص التوزع الإلكتروني لأول **18 عنصر** عن طريق إعطاء عدد الإلكترونات التي تحتلها المدارية الأخيرة، أي آخر مدارية تم ملؤها بالإلكترون الأخير.



الشكل (3-III): التوزع الإلكتروني لأول **18** عنصر عن طريق إعطاء عدد الإلكترونات التي تحتلها المدارية الأخيرة، أي آخر مدارية تم ملؤها بالإلكترون الأخير.

ما هو العنصر الذي يأتي بعد الأرغون ؟؟

هو عنصر **البوتاسيوم** (**K**) Potassium، حيث أن المداريات من النوع **3p** ممتلئة بشكل كامل بالإلكترونات، ربما تعتقد أن الإلكترون التالي سيذهب للمدارية **3d** (حيث أن المداريات الفرعية للسوية الطاقية الرئيسية **n=3** هي **3s**, **3p**, **3d**).

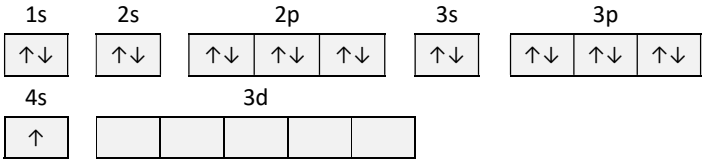
الجواب: لا

إن كيمياء البوتاسيوم **K** متشابهة جداً بشكل واضح مع كيمياء كل من عنصري:

- الليثيوم **Li**
- الصوديوم **Na**

وهذا يشير إلى أن أخر الكترون في ذرة البوتاسيوم يحتل المدارية **4s** عوضاً عن المدار **3d**، هذا الاستنتاج تم إثباته بمجموعة من التجارب العملية، لذلك يعطى التوزع الإلكتروني للبوتاسيوم وفق ما يلي وبما يتوافق مع **مخطط أوف باو** في **(الصفحة 92)**:

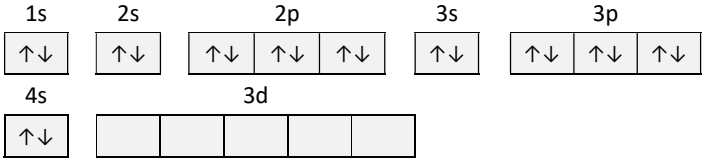
K: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$



أو بالشكل: **K:** $[Ar]\ 4s^1$

وكذلك بالنسبة للعنصر التالي وهو **الكالسيوم** (**Ca**) Calcium:

Ca: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$



أو بالشكل: **Ca:** $[Ar]\ 4s^2$

العنصر التالي وهو **السكانديوم** **(Sc)** Scandium يبدأ سلسلة مكونة من عشر عناصر تنتهي **بالزنك** **(Zn)** Zinc، تدعى هذه السلسلة بـ المعادن الانتقالية، **فما هي ؟**

III-1-3- المعادن الانتقالية Transition Metals

تعريـــــــــف:

المعادن الانتقالية

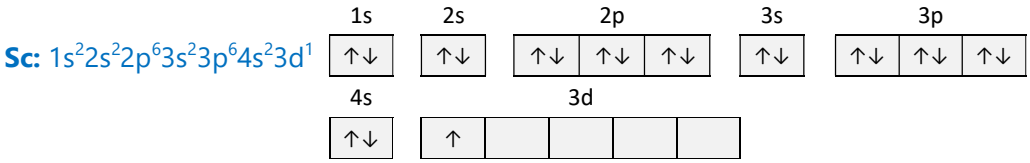
هي العناصر (بدءاً من السكانديوم وصولاً للزنك) التي تملك توزع الكتروني حاصل بإضافة الإلكترونات للمداريات الخمسة للمدارية الفرعية **3d**.

على سبيل المثال:

- التوزع الإلكتروني **السكانديوم** **(Sc)** Scandium هو:

Sc: $[Ar]\ 4s^2 3d^1$

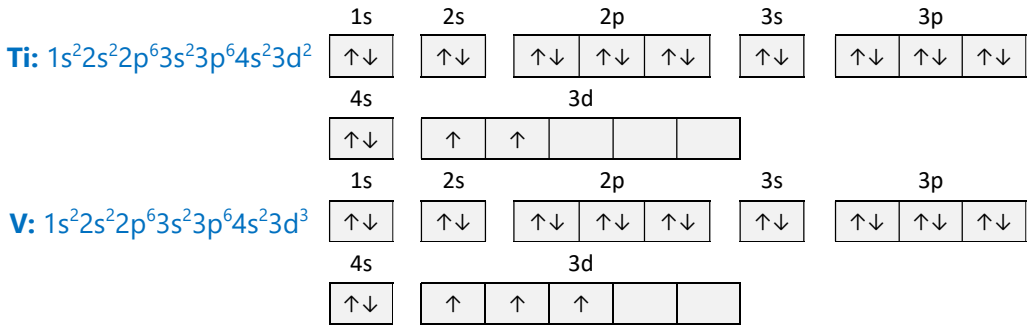
أو وفق الشكل التالي:



- التوزيع الإلكتروني لـ **التيتانيوم (Ti)** Titanium **والفناديوم (V)** Vanadium هو:

Ti: $[Ar]\ 4s^2 3d^2$

V: $[Ar]\ 4s^2 3d^3$



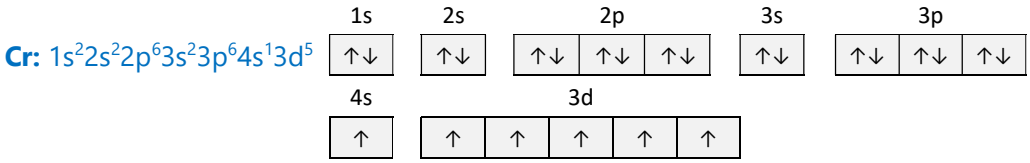
- التوزع الإلكتروني لـ **الكروم (Cr)** Chromium:

هو العنصر التالي، ومن المتوقع أن يمتلك التوزع الإلكتروني:

Cr: $[Ar]\ 4s^2 3d^4$

ولكن التوزع الإلكتروني الملاحظ له هو:

Cr: $[Ar]\ 4s^1 3d^5$



إن شرح طبيعة هذا التوزع الإلكتروني لن نسلط عليه الضوء الآن، لأنه في الحقيقة ما زال الكيميائيين على عدم توافق حول السبب الرئيسي لهذا الشذوذ، ولكن يكفي أن تلاحظ أن:

التوزع الإلكتروني الملاحظ هذا يمتلك المداريات 4s و3d النصف ممتلئة

وهذه طريق جيدة لتذكر التوزع الإلكتروني الصحيح للكروم.

- التوزع الإلكتروني للعناصر الأربعة التالية بدءاً من **المنغنيز (Mg)** Manganese حتى **النيكل (Ni)** Nickel:

تمتلك توزع الكتروني متوقع وذلك وفق ما يلي:

Mn: $[Ar]\ 4s^2 3d^5$ **Fe:** $[Ar]\ 4s^2 3d^6$ **Co:** $[Ar]\ 4s^2 3d^7$ **Ni:** $[Ar]\ 4s2^3 d^8$

- التوزع الإلكتروني لعنصر **النحاس (Cu)** Cupper:

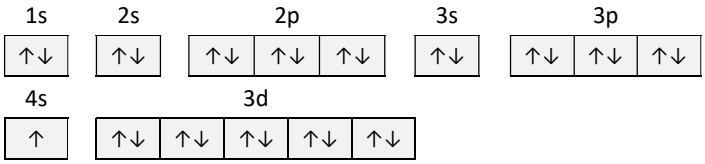
يتوقع أن يكون توزيعه الإلكتروني وفق ما يلي:

Cu: $[Ar]\ 4s^2 3d^9$

لكن التوزع الإلكتروني الملاحظ له هو:

Cu: $[Ar]\ 4s^1 3d^{10}$

Cu: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^{10}$



في هذه الحالة أيضاً:

المدارية **4s** نصف الممتلئة، والمدارية **3d** الممتلئة يميزان **التوزع الإلكتروني الفعلي للنحاس**.

نتيجـــــــــــــة:

التوزيع الإلكتروني لكل من الكروم والنحاس يمتلك استثناء، حيث:

- في حالة الكروم تميل لأن تكون المدارية **d** نصف ممتلئة.
- في حالة النحاس يميل التوزيع الإلكتروني لملء المدارية **d** بشكل كامل.

لذلك نجد في كلا الحالتين تكون المداريات **s** نصف ممتلئة لتعطي الأفضلية للمداريات **d**.

- التوزع الإلكتروني لعنصر **الزنك** (**Zn**) Zinc:

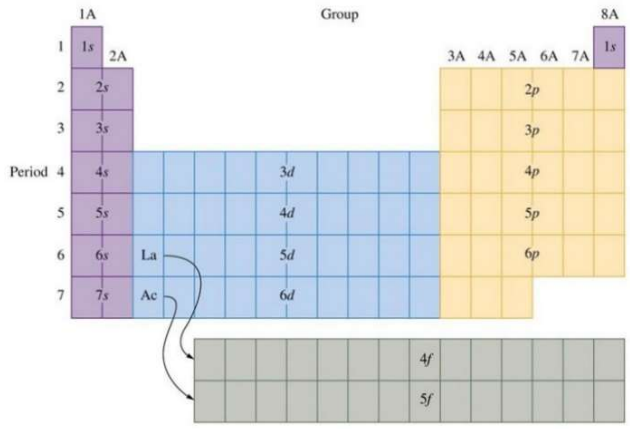
يمتلك توزع الكتروني متوقع وفق ما يلي:

Zn: $[Ar]\ 4s^2 3d^{10}$

بعد ذلك العناصر الستة التالية بدءاً من **الغاليوم (Ga)** Gallium وصولاً **للكريبتون (Kr)** Krypton تمتلك توزيع الكتروني يتوضع في المداريات الفرعية **4d**.

الشكل (4-III) المجاور يوضح الجدول الدوري بأكمله من حيث مفهوم امتلاء المداريات بالإلكترونات، حيث نلاحظ من الشكل ما يلي:

المداريات الفرعية **(n+1)s** تمتلئ دائماً بالإلكترونات قبل المداريات الفرعية **nd**.



الشكل (4-III): الجدول الدوري من حيث مفهوم امتلاء المداريات بالإلكترونات

على سبيل المثال:

المداريات **5s** في **الروبيديوم (Ru)** Rubidium **والسترونتيوم (St)** Strontium تمتلئ قبل المداريات الفرعية **4d**، فهل تعلم تفسير ذلك؟

هذا ما سنتطرق له في المحاضرات القادمة من خلال **تأثير الاختراق** Penetration effect.

III-1-4- اللانثانيدات Lanthanides

بعد **اللانثانيوم (La)** Lanthanum الذي يمتلك التوزيع الإلكتروني:

$$[Xe]6s^2 5d^1$$

فإن المجموعة المكونة من **14** عنصراً تتدعى **سلسلة اللانثانيد** أو **اللانثانيدات**، حيث تنشأ هذه المجموعة من امتلاء المداريات السبعة الفرعية **4f**، ونلاحظ أنه أحياناً يقوم الإلكترون باحتلال المدارية **5d** عوضاً عن المداريات **4f**، ويحدث ذلك لأن:

نتيجـــــــــــة: طاقة المداريات 5d و4f متقاربة جداً

III-1-5- الأكتينات Actinides

بعد **الأكتينيوم (Ac)** Actinium الذي يمتلك التوزيع الإلكتروني:

$$[Rn]7s^2 6d^1$$

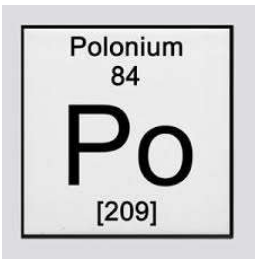
فإن المجموعة المكونة من **14** عنصراً تتدعى **سلسلة الأكتينيد** أو **الأكتينات**، حيث تنشأ هذه المجموعة من امتلاء المداريات السبعة الفرعية **5f**، ونلاحظ أنه أحياناً يقوم الكترون أو الكترونان باحتلال المدارية **6d** عوضاً عن المداريات **5f**، ويحدث ذلك لأن:

نتيجـــــــــــة: طاقة المداريات 6d و5f متقاربة جداً

تساؤلات:

قد يخطر ببال أحدكم هذا السؤال:

لماذا تكون بعض الكتل الذرية في الجدول الدوري موضوعة بين قوسين مربعين؟



الإجابة هي:

عند دراسة الجدول الدوري نلاحظ أن الكتل الذرية لبعض العناصر مثل العنصر **43** (التكنيشيوم Technetium) والعنصر **61** (البروميثيوم Promethium) ومعظم العناصر ذات العدد الذري **84** (البولونيوم Polonium) وأعلى، تكون كتلتها الذرية معطاة بين قوسين مربعين Square Brackets، لأن هذه العناصر تتكون بالكامل من النظائر المشعة Radioactive Isotopes غير المستقرة Unstable، حيث لا يمكن تحديد الوزن الذري لهذه العناصر لأن نظائرها المشعة قد تختلف بشكل كبير في الوفرة النسبية Relative Abundance حسب المصدر، أو قد لا تكون موجودة في الطبيعة. الرقم بين قوسين مربعين هو عدد الكتلة الذرية (والكتلة الذرية التقريبية) للنظير الأكثر استقراراً لهذا العنصر.

هل وضحت الفكرة؟

المفاهيم الأساسية للمحاضرة والموجز

Key Concepts and Summary

في هذه المحاضرة تطرقنا لمفهوم الجدول الدوري للعناصر، وانطلقنا من فكرة أن الجدول الدوري تم إنشائه في الأصل لتقديم نمط لملاحظات الخواص الكيميائية للعناصر، وأن محاولات التصنيف بدأت من خلال دوبرنر مروراً بـ نيولاند الذي اقترح أن العناصر يجب ترتب وفق صفاتها المشتركة، معتمداً على فكرة أن خصائص معينة تبدو مكررة لكل ثمانية عناصر في طريقة مشابهة للسلم الموسيقي، ثم انتهاءً بالعالم ديمتري مندلييف الذي اعتبر جدولهُ أكثر ثقة لأنه هو من شدد على أنه من المفيد أن يتنبأ الجدول بوجود وخصائص عناصر ما زالت غير معروفة (مجهولة).

ثم درسنا التوزيع الإلكتروني للعناصر اعتماداً على نموذج الميكانيك الكمي للذرة، وتعرفنا على مبدأ أوف باو الذي ينص على أن (**كما أن البروتونات تضاف واحدة تلو الأخرى للنواة لتشكل العنصر، فإن الإلكترونات تضاف بشكل مشابه للمداريات الهيدروجينية، حيث تبدأ الإلكترونات بملء المدارية ذات الطاقة الأخفض ثم الأعلى**)، ورأينا طريقة المخططات التي اتبعها، كما تعرفنا على قاعدة هوند التي تنص على أن (**التوزع الأقل طاقة بالنسبة للذرة هو ذلك الذي يمتلك العدد الأكبر من الإلكترونات غير المرتبطة "المفردة" المسموح به وفق مبدأ باولي في مجموعة معينة من المداريات**)، أي أن الإلكترون يميل لأن يكون مفرداً في مداره مالم يكن عدد الإلكترونات أكبر من عدد المدارات، وكانت المحاضرة مليئة بالأمثلة عن التوزيع الإلكتروني والنتائج الهامة.

هذا موجز مدرس المقرر، الأهم منهُ هو موجزك عزيزي الطالب بعد قراءة المحاضرة ومعرفة أهم الأفكار التي وردت فيها وتطبيقاتها.

-- نهاية المحاضرة --

في المحاضرة القادمة بتاريخ / / ستتعرف إلى عناوين متعددة منها:

- ✓ الجدول الدوري الحديث.
- ✓ الإلكترونات التكافؤية.

أعدت هذه المحاضرة وفق قواعد الجودة العالمية لمناهج التدريس، كما تم الاستعانة في إعداد هذه المحاضرة بجامعات (جورج واشطن – الأرز - الينوي) في الولا يات المتحدة .

:

القسم العملي يعزز مهاراتك النظرية فلا تهمله، موعدنا بعد المحاضرة