



كلية العلوم

القسم : الفيزياء

السنة : الاولى

المادة : كيمياء عامة ١

المحاضرة: السابعة/نظري/د. ميرنا صالح

{{ مكتبة A to Z }}

مكتبة A to Z : Facebook Group

كلية العلوم ، كلية الصيدلة ، الهندسة التقنية ، تكنولوجيا المعلومات والاتصالات

٧

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

Chapter 3 Outline

مخطط الفصل الثالث

في نهاية هذا الفصل ستكون قادراً على فهم:

- ❖ الجدول الدوري، تطوره تاريخياً ووضعه 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.

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

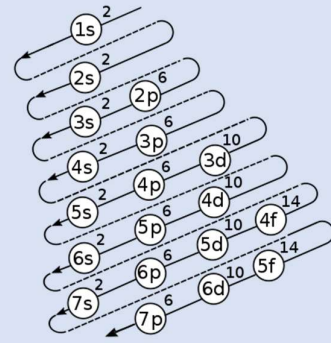
الهدف التعليمي من المحاضرة السابعة

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



مخطط أوف باو

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 ترتيب 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 (I-III) يبين جدول مندلييف لتصنيف العناصر.

TABELLE II								
REIHEN	GRUPPE I. — R ² O	GRUPPE II. — RO	GRUPPE III. — R ² O ³	GRUPPE IV. RH ⁴ RO ²	GRUPPE V. RH ³ R ² O ⁵	GRUPPE VI. RH ² RO ³	GRUPPE VII. RH R ² O 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	—=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 (I-III):

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

على سبيل المثال:

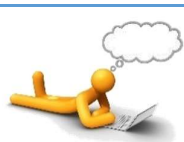
عندما نشر مندلييف لأول مرة جدولته الموضح في الشكل (I-III) عام 1872، كانت عناصر الغاليوم Gallium والسكانديوم Scandium والجرمانيوم Germanium غير معروفة، وقد استطاع مندلييف التنبؤ بوجود وخصائص هذه العناصر من خلال الثغرات في جدولته الدوري.

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

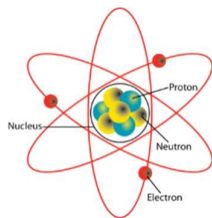
الجدول (I-III):

خصائص الجرمانيوم وفق ما توقعه مندلييف ووفق الملاحظة الفعلية له.

الملاحظة عام 1886	المجدولة عام 1871	خصائص الجرمانيوم
72.3	72	الوزن الذري atomic weight
5.47 g/cm ³	5.5 g/cm ³	الكثافة Density
0.32 j/(°C.g)	0.31 j/(°C.g)	الحرارة النوعية specific Heat
960°C	مرتفعة جداً	نقطة الانصهار Melting point
GeO ₂	RO ₂	صيغة الأكسيد Oxide formula



هل تعلم



ديمتري مندلييف
Dmitri Mendeleev
1834-1907

عالم كيميائي روسي، اشتهر باسم مندلييف. اشتهر بسبب مساهمته في تأليف النسخة الأولى من الجدول الدوري للعناصر. على عكس الذين ساهموا في فكرة الجدول الدوري، استطاع مندلييف توقع الخصائص الكيميائية للعناصر التي لم تكتشف في وقته. 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 لاحقاً 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 المحولة تعزز فكرتك عن الموضوع، لا تهمل حلها.

Don't forget:

تذكر هذا

الملاحظات التي وضعها مندليف في جدولته الدوري

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

من محاضرات سابقة

النقاط الهامة حول نموذج بور للذرة:

- النموذج يناسب بشكل صحيح كميات سويا 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 إحدى عيوب نموذج بور.

بالإصرار تصل لهدفك،

نريدك اسماً فلا تكن رقماً
2022

تمكن أيضاً مندليف اعتماداً على جدولته من تصحيح قيم متعددة للكتل الذرية.

على سبيل المثال:

الكتلة الذرية الأصلية للإنديوم Indium (76) اعتمدت على فرضية أن أكسيد الإنديوم يملك الصيغة In_2O_3 ، هذه الكتلة الذرية وضعت الإنديوم الذي يملك خصائص معدنية ضمن اللامعادن.

افترض مندليف 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 مندليف أيضاً الكتل الذرية لكل من:

• الأورانيوم Uranium

• البيريليوم Beryllium.

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

في جدولتنا الدوري الحديث تم تصنيف العناصر وفق الأعداد الذرية عوض الكتل الذرية التي اعتمدها مندليف.

نورد فيما يلي بعض الملاحظات التي وضعها مندليف في جدولته الدوري:

هـام:

أهم الملاحظات التي وضعها مندليف في جدولته الدوري:

- تشير الخطوط (-) للفراغات التي خصصها مندليف للعناصر التي تنبأ بوجودها وخصائصها.
- تشير النقاط (.....) للفراغات التي خصصها مندليف للعناصر التي تنبأ بوجودها ولم يتنبأ بخصائصها.
- تشير إشارات الاستفهام (?) إلى بعض الأوزان الذرية التي لم يكن مندليف 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 مبدأ 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 الأقل ثم الأعلى

Don't forget:

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 الأقل 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 ν ، ويشير لعدد الأمواج التي تعبر نقطة معينة من الفراغ خلال ثانية واحدة.
السرعة Speed: تتحرك الأمواج الكهرومغناطيسية بسرعة الضوء.

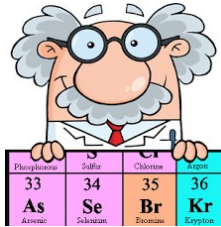
شحنة الذرة

يتم تعريف شحنة الذرة وفق ما يلي:

الشحنة الذرية =

عدد البروتونات - عدد الإلكترونات

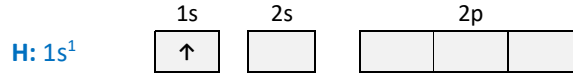
الأمل والألم كلمتان لذات الحروف، اختر ترتيب حروفك 2022



على سبيل المثال:

• ذرة الهيدروجين Hydrogen:

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

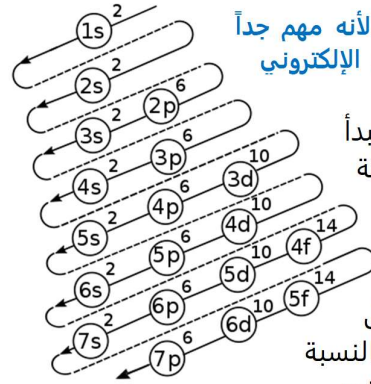


يشير السهم إلى أن الإلكترون يدور حول نفسه في اتجاه محدد.

يبين المخطط المرفق طريقة توزيع الإلكترون من المدارية الأقل للمدارية الأعلى وفق مبدأ أوف باو.

عزيزي الطالب:

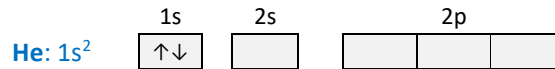
يتوجب عليك حفظ هذا المخطط لأنه مهم جداً في إجاباتك التي تتعلق بالتوزيع الإلكتروني للعناصر.



حيث أن التوزيع الإلكتروني يبدأ من المدارية الأقل 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.

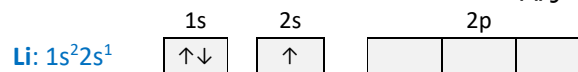
• ذرة الهيليوم Helium:

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



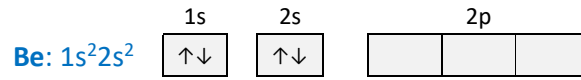
• ذرة الليثيوم Lithium:

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



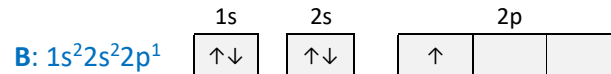
• ذرة البيريليوم Beryllium:

تمتلك أربع إلكترونات، يعطى المخطط المداري لتوزيع الإلكترونات وفق ما يلي:



• ذرة البور Boron:

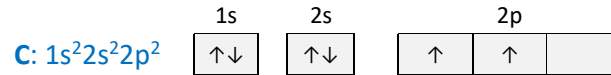
تمتلك خمس إلكترونات، أربع إلكترونات تتوضع في المدارات $1s$, $2s$ ، أما الإلكترون الخامس فيذهب للنموذج الثاني من المدارات الفرعية الموافق للسوية الطاقة الرئيسية $n=2$ وهي المدارية $2p$ وفق ما يلي:



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

• ذرة الكربون Carbon:

تمتلك ست إلكترونات، 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.

Hund's Rule - قاعدة هوند

تنص هذه القاعدة على ما يلي:

قاعدة هوند:

التوزيع 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. ما لم يكن عدد الإلكترونات أكبر من عدد المداريات.

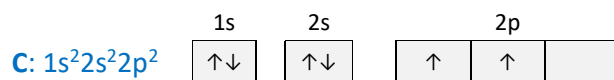
حيث يتم تمثيل الإلكترونات المفردة كسهم متجه نحو الأعلى يمثل اتجاه دوران الإلكترون حول نفسه.

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

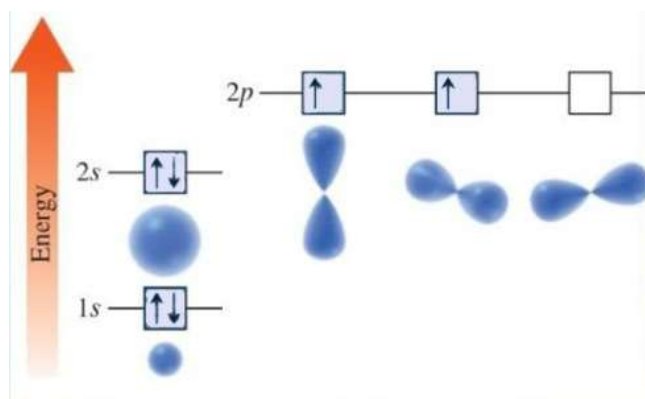


حيث يشير إلى أن الإلكترونات تحتل مداريتين منفصلتين من النوع $2p$.

على كل حال إن التوزيع 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 التوزيع الإلكتروني في مداريات الكربون وفق ما وجدناه في الصفحة السابقة:



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



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

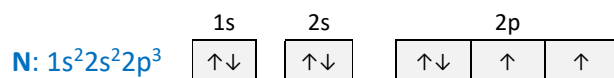
- مبدأ الاستبعاد لباولي.
- قاعدة هوند.

الشكل (2-III):

توزيع الإلكترونات في ذرة الكربون من السوية الطاقةية الأدنى حتى السوية الأعلى.

• ذرة النيتروجين Nitrogen (الآزوت):

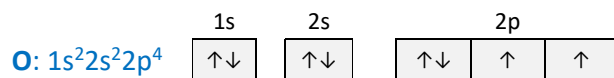
تحتوي سبع الكترونات، يعطى التوزيع الإلكتروني لها بالشكل: $1s^2 2s^2 2p^3$ ، حيث هناك ثلاث الكترونات تتوزع في المداريات من النوع $2p$ بشكل منفصل ومتماثل باللف الذاتي.



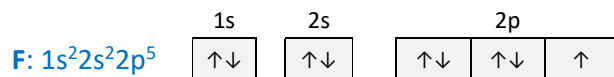
لاحظ كيف تحققت قاعدة هوند في هذا التوزيع.

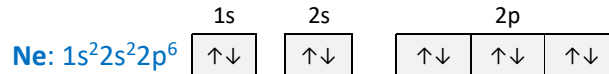
• ذرة الأكسجين Oxygen:

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



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

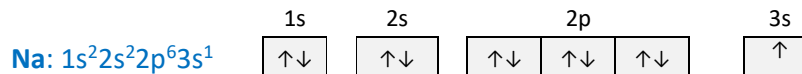


**ملاحظة:**

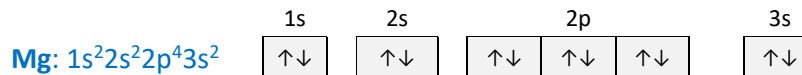
مع عنصر النيون تكون السويات الطاقة الرئيسية $n=1$ و $n=2$ قد امتلأت بشكل كامل.

• ذرة الصوديوم Sodium:

تمتلك 11 إلكترون، 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 الطاقة الرئيسية الثالثة $n=3$ وهي المدارية $3s$ ، حيث يصبح التوزيع الإلكتروني للصوديوم هو $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$.

**ملاحظة:**

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



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

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

H 1s ¹						He 1s ²	
Li 2s ¹	Be 2s ²						
		B 2p ¹	C 2p ²	N 2p ³	O 2p ⁴	F 2p ⁵	Ne 2p ⁶
Na 3s ¹	Mg 3s ²	Al 3p ¹	Si 3p ²	P 3p ³	S 3p ⁴	Cl 3p ⁵	Ar 3p ⁶

الشكل (3-III): التوزيع 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 الأرجون ؟؟

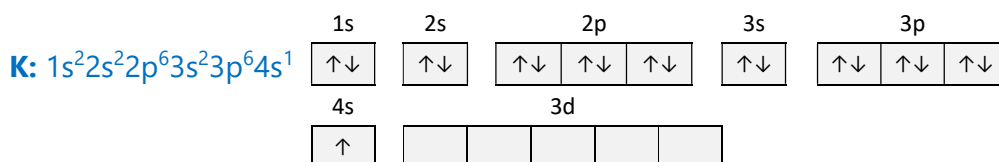
هو عنصر البوتاسيوم (K) Potassium، حيث أن المداريات من النوع 3p ممتلئة بشكل كامل بالإلكترونات، ربما تعتقد أن الإلكترون التالي سيذهب للمدارية 3d (حيث أن المداريات الفرعية للسوية الطاقة الرئيسية $n=3$ هي 3s, 3p, 3d).

الجواب: لا

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

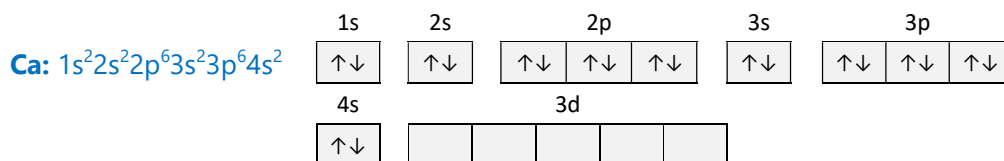
- الليثيوم Li
- الصوديوم Na

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



أو بالشكل: K: [Ar] $4s^1$

وكذلك بالنسبة للعنصر التالي وهو الكالسيوم (Ca) Calcium:



أو بالشكل: Ca: [Ar] $4s^2$

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

III-3-1-3 المعادن الانتقالية Transition Metals

تعريف:

المعادن الانتقالية

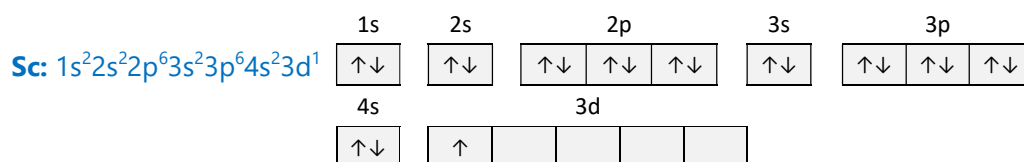
هي العناصر (بدءاً من السكندنيوم وصولاً للزنك) التي تملك توزيع الكتروني حاصل بإضافة الإلكترونات للمداريات الخمسة للمدارية الفرعية 3d.

على سبيل المثال:

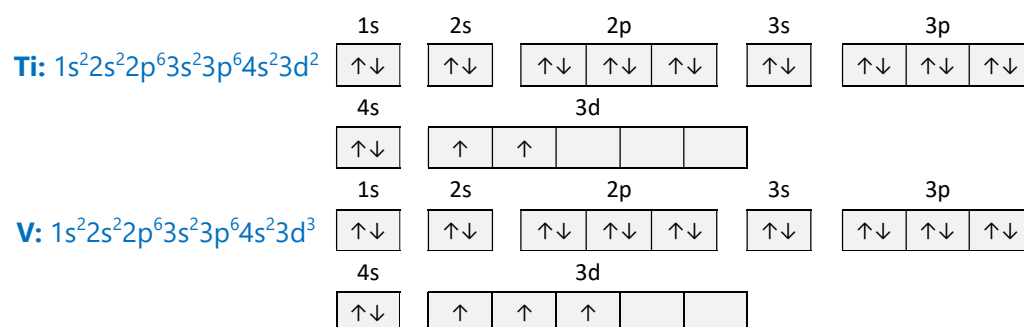
- التوزيع الإلكتروني للسكندنيوم (Sc) Scandium هو:



أو وفق الشكل التالي:



- التوزيع الإلكتروني لـ **التيتانيوم (Ti)** و**الفناديوم (V)** هو:

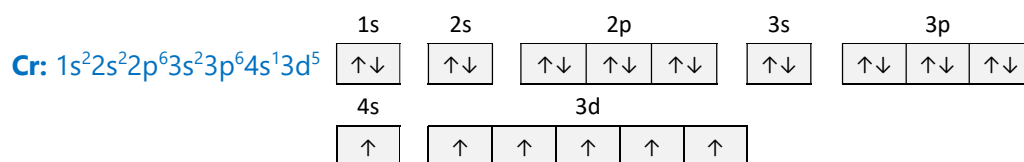


- التوزيع الإلكتروني لـ **الكروم (Cr)** هو:

هو العنصر التالي، ومن المتوقع أن يمتلك التوزيع الإلكتروني:



ولكن التوزيع الإلكتروني الملاحظ له هو:



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

التوزيع الإلكتروني الملاحظ هذا يمتلك المداريات 4s و 3d نصف ممتلئة

وهذه طريق جيدة لتذكر التوزيع الإلكتروني الصحيح للكروم.

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

تمتلك توزيع الكتروني متوقع وذلك وفق ما يلي:

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

على سبيل المثال:

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

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

III-4-1- اللانثانيدات Lanthanides

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



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:

نتيجة: طاقة المداريات **5d** و **4f** متقاربة جداً

III-5-1- الأكتينيدات Actinides

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



فإن المجموعة المكونة من **14** عنصراً تتدعى سلسلة الأكتينيد أو الأكتينيدات، 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:

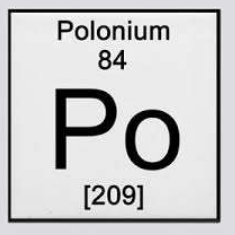
نتيجة: طاقة المداريات **6d** و **5f** متقاربة جداً



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 ترتيب 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 جدولاً 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 لتشكيل العنصر، فإن الإلكترونات تضاف بشكل مشابه للمداريات الهيدروجينية، حيث تبدأ الإلكترونات بملء المدارية ذات الطاقة الأقل ثم الأعلى)، ورأينا طريقة المخططات التي اتبعها، كما تعرفنا على قاعدة هوند التي تنص على أن (التوزيع 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 لمدرس المقرر، الأهم منه هو موجزك عزيزي الطالب بعد قراءة المحاضرة ومعرفة أهم الأفكار التي وردت فيها وتطبيقاتها.

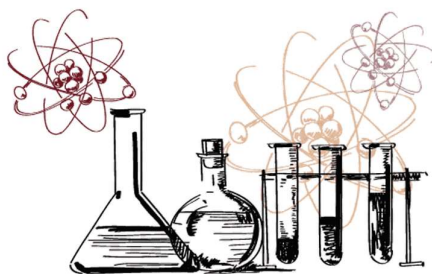
-- نهاية المحاضرة --

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 بجامعة جورج واشنطن - الأز - الينوي (في الولايات المتحدة).

:



القسم العملي يعزز مهاراتك النظرية فلا تهمله، موعدنا بعد المحاضرة