

كلية العلوم

القسم : المهنرياء

السنة : الاولى



١

المادة : كيمياء عامة ١

المحاضرة : الخامسة/نظري/ د. ميرنا صالح

{{{ A to Z مكتبة }}}}

مكتبة A to Z Facebook Group

كلية العلوم ، كلية الصيدلة ، الهندسة التقنية

7

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



الاثنين: / /	الكيمياء العامة I الفصل الثالث الجدول الدوري The Periodic Table	المحاضرة السابعة قسم الفيزياء السنة الأولى - الفصل الأول
تضمن هذه المحاضرة: صفحة 13 حرف موزعة ضمن: 16683 كلمة تشمل: 3269		
GENERAL CHEMISTRY (I) / PHYSICS DEPARTMENT / 2022-2023 (Dr. Saud KEDA)		

مخطط الفصل الثالث
<p>في نهاية هذا الفصل ستكون قادرًا على فهم:</p>  <ul style="list-style-type: none"> <li>❖ الجدول الدوري، تطوره تاريخياً ووضعه حالياً.</li> <li>❖ أهم التصنيفات ضمن الجدول الدوري.</li> <li>❖ قاعدة هوند وبدأ أوف باو.</li> <li>❖ مفهوم الإلكترونات التكافؤية.</li> <li>❖ التسميات الكيميائية وأنواع المركبات.</li> </ul>

Periodic Table of the Elements																			
1	H	Hydrogen	1.01	2															
3	Li	Uthium	6.94	4	Be	Beryllium	9.01												
5	Na	Sodium	22.99	6	Mg	Magnesium	24.31												
7	K	Ca	39.10	8	Sc	Scandium	45.00	9	Ti	Titanium	47.88	10	V	Vanadium	50.94	11	Cr	Chromium	51.98
19	Rb	Ca	85.47	20	Y	Yttrium	88.01	21	Sc	Zirconium	91.22	22	Tl	Tantalum	92.91	23	Cr	Manganese	94.94
37	Fr	Sr	87.62	38	Zr	Zirconium	91.22	39	Y	Yttrium	92.91	40	Mn	Manganese	95.95	41	Tc	Technetium	98.91
55	Cs	Ba	132.91	56	Os	Osmium	133.33	57	La	Lanthanum	137.33	58	Pr	Praseodymium	140.12	59	Ce	Neodymium	144.24
87	Ra	Fr	226.03	88-103	Rf	Rutherfordium	231.04	104	Db	Dubnium	231.04	105	Bh	Bhertium	231.04	106	Sg	Singeenium	238.03
137				107	Hf	Hafnium	178.49	108	Ta	Tantalum	180.95	109	Re	Rhenium	183.05	110	Bh	Bhertium	190.23
138				111	Os	Osmium	190.23	112	Ir	Iridium	192.22	113	Ds	Dubnium	193.05	114	Fl	Florium	194.05
139				115	Pt	Platinum	195.08	116	Ru	Ruthenium	196.97	117	Ts	Tsingonium	197.00	118	Og	Oganesson	208.98
140				119	Pd	Palladium	196.42	120	Ni	Nickel	196.42	121	Ge	Germanium	197.63	122	Br	Bromine	198.90
141				123	Ag	Silver	196.55	124	Al	Aluminum	199.98	125	As	Asbest	199.92	126	Se	Selenium	201.95
142				126	Tl	Tellurium	201.38	127	Zn	Zinc	200.59	128	P	Phosphorus	200.97	129	Cl	Chlorine	203.45
143				129	Ag	Silver	200.59	130	Ge	Germanium	203.72	131	As	Asbest	204.92	132	Br	Bromine	204.98
144				133	Tl	Tellurium	204.38	134	Ge	Germanium	204.92	135	As	Asbest	204.98	136	Br	Bromine	204.98
145				135	Pd	Palladium	204.38	136	Ge	Germanium	204.92	137	As	Asbest	204.98	138	Br	Bromine	204.98
146				137	Tl	Tellurium	204.38	138	Ge	Germanium	204.92	139	As	Asbest	204.98	140	Br	Bromine	204.98
147				139	Tl	Tellurium	204.38	140	Ge	Germanium	204.92	141	As	Asbest	204.98	142	Br	Bromine	204.98
148				141	Tl	Tellurium	204.38	142	Ge	Germanium	204.92	143	As	Asbest	204.98	144	Br	Bromine	204.98
149				143	Tl	Tellurium	204.38	144	Ge	Germanium	204.92	145	As	Asbest	204.98	146	Br	Bromine	204.98
150				145	Tl	Tellurium	204.38	146	Ge	Germanium	204.92	147	As	Asbest	204.98	148	Br	Bromine	204.98
151				147	Tl	Tellurium	204.38	148	Ge	Germanium	204.92	149	As	Asbest	204.98	150	Br	Bromine	204.98
152				149	Tl	Tellurium	204.38	150	Ge	Germanium	204.92	151	As	Asbest	204.98	152	Br	Bromine	204.98
153				151	Tl	Tellurium	204.38	152	Ge	Germanium	204.92	153	As	Asbest	204.98	154	Br	Bromine	204.98
154				153	Tl	Tellurium	204.38	155	Ge	Germanium	204.92	156	As	Asbest	204.98	157	Br	Bromine	204.98
155				155	Tl	Tellurium	204.38	156	Ge	Germanium	204.92	157	As	Asbest	204.98	158	Br	Bromine	204.98
156				157	Tl	Tellurium	204.38	158	Ge	Germanium	204.92	159	As	Asbest	204.98	160	Br	Bromine	204.98
157				159	Tl	Tellurium	204.38	160	Ge	Germanium	204.92	161	As	Asbest	204.98	162	Br	Bromine	204.98
158				161	Tl	Tellurium	204.38	162	Ge	Germanium	204.92	163	As	Asbest	204.98	164	Br	Bromine	204.98
159				163	Tl	Tellurium	204.38	164	Ge	Germanium	204.92	165	As	Asbest	204.98	166	Br	Bromine	204.98
160				165	Tl	Tellurium	204.38	166	Ge	Germanium	204.92	167	As	Asbest	204.98	168	Br	Bromine	204.98
161				167	Tl	Tellurium	204.38	168	Ge	Germanium	204.92	169	As	Asbest	204.98	170	Br	Bromine	204.98
162				169	Tl	Tellurium	204.38	170	Ge	Germanium	204.92	171	As	Asbest	204.98	172	Br	Bromine	204.98
163				171	Tl	Tellurium	204.38	172	Ge	Germanium	204.92	173	As	Asbest	204.98	174	Br	Bromine	204.98
164				173	Tl	Tellurium	204.38	174	Ge	Germanium	204.92	175	As	Asbest	204.98	176	Br	Bromine	204.98
165				175	Tl	Tellurium	204.38	176	Ge	Germanium	204.92	177	As	Asbest	204.98	178	Br	Bromine	204.98
166				177	Tl	Tellurium	204.38	178	Ge	Germanium	204.92	179	As	Asbest	204.98	180	Br	Bromine	204.98
167				179	Tl	Tellurium	204.38	180	Ge	Germanium	204.92	181	As	Asbest	204.98	182	Br	Bromine	204.98
168				181	Tl	Tellurium	204.38	182	Ge	Germanium	204.92	183	As	Asbest	204.98	184	Br	Bromine	204.98
169				183	Tl	Tellurium	204.38	184	Ge	Germanium	204.92	185	As	Asbest	204.98	186	Br	Bromine	204.98
170				185	Tl	Tellurium	204.38	186	Ge	Germanium	204.92	187	As	Asbest	204.98	188	Br	Bromine	204.98
171				187	Tl	Tellurium	204.38	188	Ge	Germanium	204.92	189	As	Asbest	204.98	190	Br	Bromine	204.98
172				189	Tl	Tellurium	204.38	190	Ge	Germanium	204.92	191	As	Asbest	204.98	192	Br	Bromine	204.98
173				191	Tl	Tellurium	204.38	192	Ge	Germanium	204.92	193	As	Asbest	204.98	194	Br	Bromine	204.98
174				193	Tl	Tellurium	204.38	194	Ge	Germanium	204.92	195	As	Asbest	204.98	196	Br	Bromine	204.98
175				195	Tl	Tellurium	204.38	196	Ge	Germanium	204.92	197	As	Asbest	204.98	198	Br	Bromine	204.98
176				197	Tl	Tellurium	204.38	198	Ge	Germanium	204.92	199	As	Asbest	204.98	200	Br	Bromine	204.98
177				199	Tl	Tellurium	204.38	200	Ge	Germanium	204.92	201	As	Asbest	204.98	202	Br	Bromine	204.98
178				201	Tl	Tellurium	204.38	202	Ge	Germanium	204.92	203	As	Asbest	204.98	204	Br	Bromine	204.98
179				203	Tl	Tellurium	204.38	204	Ge	Germanium	204.92	205	As	Asbest	204.98	206	Br	Bromine	204.98
180				205	Tl	Tellurium	204.38	206	Ge	Germanium	204.92	207	As	Asbest	204.98	208	Br	Bromine	204.98
181				207	Tl	Tellurium	204.38	208	Ge	Germanium	204.92	209	As	Asbest	204.98	210	Br	Bromine	204.98
182				209	Tl	Tellurium	204.38	210	Ge	Germanium	204.92	211	As	Asbest	204.98	212	Br	Bromine	204.98
183				211	Tl	Tellurium	204.38	212	Ge	Germanium	204.92	213	As	Asbest	204.98	214	Br	Bromine	204.98
184				213	Tl	Tellurium	204.38	214	Ge	Germanium	204.92	215	As	Asbest	204.98	216	Br	Bromine	204.98
185				215	Tl	Tellurium	204.38	216	Ge	Germanium	204.92	217	As	Asbest	204.98	218	Br	Bromine	204.98
186				217	Tl	Tellurium	204.38	218	Ge	Germanium	204.92	219	As	Asbest	204.98	220	Br	Bromine	204.98
187				219	Tl	Tellurium	204.38	220	Ge	Germanium	204.92	221	As	Asbest	204.98	222	Br	Bromine	204.98
188				221	Tl	Tellurium	204.38	222	Ge	Germanium	204.92	223	As	Asbest	204.98	224	Br	Bromine	204.98
189				223	Tl	Tellurium	204.38	224	Ge	Germanium	204.92	225	As	Asbest	204.98	226	Br	Bromine	204.98
190				225	Tl	Tellurium	204.38	226	Ge	Germanium	204.92	227	As	Asbest	204.98	228	Br	Bromine	204.98
191				227	Tl	Tellurium	204.38	228	Ge	Germanium	204.92	229	As	Asbest	204.98	230	Br	Bromine	204.98
192				229	Tl	Tellurium	204.38	230	Ge	Germanium	204.92	231	As	Asbest	204.98	232	Br	Bromine	204.98
193				231	Tl	Tellurium	204.38	232	Ge	Germanium	204.92	233	As	Asbest	204.98	234	Br	Bromine	204.98
194				233	Tl	Tellurium	204.38	234	Ge	Germanium	204.92	235	As	Asbest	204.98	236	Br	Bromine	204.98
195				235	Tl	Tellurium	204.38	236	Ge	Germanium	204.92	237	As	Asbest	204.98	238	Br	Bromine	204.98
196				237	Tl	Tellurium	204.38	238	Ge	Germanium	204.92	239	As						

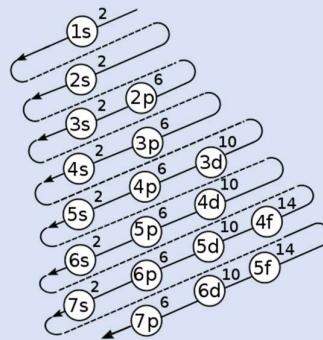
### الهدف التعليمي من المحاضرة السابعة

#### Educational Goal

في نهاية هذا المحاضرة ستكون قادر على فهم:

- ✓ الجدول الدوري وطراائق تصنيف العناصر ضمته.
- ✓ مبدأ أوف باو للتوزيع الإلكتروني.
- ✓ قاعدة هوند.

جميع الحقوق محفوظة لأصحابها من حيث الاقتباس والصور على شبكة الانترنت



#### مخطط أوف باو

## 1-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 جدًا فيما بينها، وأشياء أكثر تعقيدًا من النموذج البسيط للأرض المكون من **الماء والهواء والنار** الذي كان مقتراحًا من قبل القدماء.

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

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

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 واضحًا 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

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

### 3. محاولة الألماني جوليوس لوثر مير (1830-1895) والروسي ديمتري مندلييف (1834-1907)

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 يتبع الجدول بوجود خصائص عناصر ما زالت غير معروفة (مجهولة)

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

TABELLE II								
REIHEN	GRUPPE I. — R <sup>2</sup> O	GRUPPE II. — R <sup>2</sup> O <sub>3</sub>	GRUPPE III. — R <sup>4</sup> O <sub>2</sub>	GRUPPE IV. — R <sup>4</sup> O <sub>2</sub>	GRUPPE V. R <sup>3</sup> H R <sup>2</sup> O <sub>5</sub>	GRUPPE VI. R <sup>2</sup> H <sub>2</sub> R <sup>3</sup> O <sub>3</sub>	GRUPPE VII. RH R <sup>2</sup> O <sub>7</sub>	GRUPPE VIII. — R <sup>4</sup> O <sub>4</sub>
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	F=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	—	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 وال**السكانديوم** Scandium والجرمانيوم Germanium غير معروفة، وقد استطاع مندلييف التنبؤ بوجود خصائص هذه العناصر من خلال التغيرات في جدوله الدوري.

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

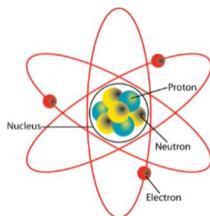
#### الجدول (1-III):

خصائص الجرمانيوم وفق ما توقعته مندلييف ووفق المشاهدة الفعلية له.

المشاهدة عام 1886	المجدولة عام 1871	خصائص الجرمانيوم
72.3	72	الوزن الذري atomic weight
5.47 g/cm <sup>3</sup>	5.5 g/cm <sup>3</sup>	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 <sub>2</sub>	RO <sub>2</sub>	صيغة الأكسيد Oxide formula



## هل تعلم



ديمتري مندلييف  
Dmitri Mendeleev  
1834-1907

عالم كيميائي روسي، اشتهر باسم مندلييف. أشتهر بسبب مساهمته في تأليف النسخة الأولى من الجدول الدوري للعناصر. على عكس الذين ساهموا في فكرة الجدول الدوري، استطاع مندلييف توقع خواص 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 لاحقاً صحة كلامه. في سنواته الأخيرة، اخترع المواصفات القياسية للفودكا الروسية (Vodka) أكثر أهمية من ذلك قام بالتحقق من مخواط وتركيب النفط. وساعد في عمل أول مصفاة زيت في روسيا. وقد مات في سانت بطرسبرغ بسبب الإنفلونزا. تم تسمية العنصر رقم 101، مندلييفوم باسمه.



## تذكر هذا

### عزيزي الطالب:

الأمثلة المحلولة تعزز فكرتك عن الموضوع، لا تهمل حلها.

## تذکرہ

## الملحوظات التي وضعها مندلبيف في جدوله الدوري

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

## من محاضرات سابقة النقط الهامة حول نموذج بور للذرة:

- النموذج يناسب بشكل صحيح كميات سويات الطاقة لذرة الهايدروجين ويقتضي وجود مدارات دائيرية محددة متاحة للإلكترون. •  
 كلما أصبحت الإلكترون مقيداً 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). •

عوب نموج بور  
عندما تم تطبيق نموج بور  
على ذرات غير الهيدروجين، لم  
يعمل هذا النموج على  
الإطلاق في حالة الذرات  
المتعددة الإلكترونات وهذه  
هي، أحادي عوب نموج بور.

بالإصرار تصل لهدفك،  
يريدك اسمًا فلا تكون رقمًا  
2022

تمكّن أيضًا من دليليّف اعتماداً على جدوله من تصحيح قيم متعددة للكلّل الذريّة.

### 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، واقتصر أن صيغة أكسيد الإنديوم كانت في الحقيقة  $\text{In}_2\text{O}_3$ ، اعتماداً على صيغته الصحيحة فإن الكتلة الذرية لعنصر الإنديوم هي تقريراً (113)، والتي **وضعته ضمن المعادن**، كما صاح مندلييف أيضاً الكتل الذرية لكل من:

- الأورانيوم Uranium .البيريليوم Beryllium

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

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

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

## أهم الملاحظات التي وضعتها مندلبيف في جدوه الدوري:

- تشير الخطوط (—) للفراغات التي خصصها مندليف للعناصر التي تنبأ بوجودها وخصائصها.
  - تشير النقط (....) 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 مبدأه الذي ينص على ما يلي:

## مبدأ أوف باؤ:

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.

Don't forget:

## تذكرة هذا

### مبدأ أوف باو

ينص على ما يلي:  
 (كما أن البروتونات تضاف واحدة تلو الأخرى للنواة لتشكيل العنصر، فإن الإلكترونات تضاف بشكل مشابه تضاف بشكل مشابه للمداريات الهيدروجينية، حيث تبدأ الإلكترونات بملء المدارية ذات الطاقة الأخفض ثم (ال أعلى).

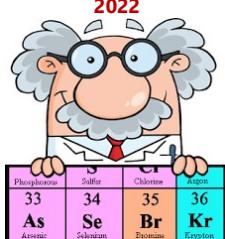
### من المحاضرة السابقة للموحة الكهرومغناطيسية ثلاث خصائص أساسية:

طول الموجة: يرمز له بالرمز الإغريقي لامبда  $\lambda$ ، وهو يعبر عن المسافة بين قمرين متتاليتين أو المسافة بين انفاسين متتاليين في الموجة.  
 التواتر: يرمز له Frequency بالحرف الإغريقي نيو  $\nu$ ، ويشير لعدد الأمواج التي تغير نقطة معينة من الفراغ خلال ثانية واحدة.  
 السرعة: تتحرك الأمواج الكهرومغناطيسية بسرعة الضوء.

### شحنة الذرة

يتم تعريف شحنة الذرة وفق ما يلي:  
 الشحنة الذرية = عدد البروتونات - عدد الإلكترونات

الأمل والألم كلمتان لذات  
الروف، اخترت ترتيب حروفك  
2022

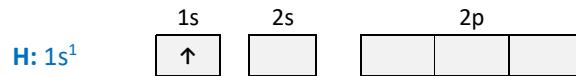


Phosphorus	Sulfur	Chlorine	Argon
33 As	34 Se	35 Br	36 Kr
Arsonic	Sulfurium	Broxine	Kryptos

### على سبيل المثال:

#### ذرة الهيدروجين Hydrogen

تمتلك ذرة الهيدروجين الكترون واحد يحتل المدارية  $1s^1$  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**.

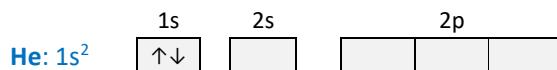
### عزيزي الطالب:

يجب 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 لعناصر النحاس والكروم كما سنجد.

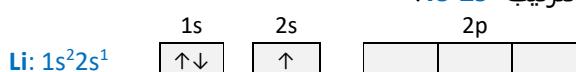
#### ذرة الهيليوم Helium

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



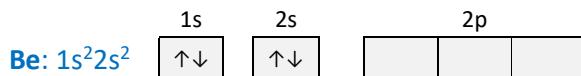
#### ذرة الليثيوم Lithium

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



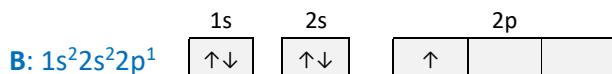
## • ذرة البيريليوم :Beryllium

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



## • ذرة البور :Boron

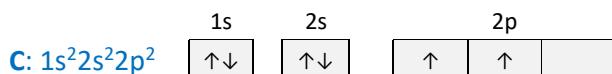
تمتلك خمس الكترونات، أربع الكترونات تتواجد في المداريات **1s**, **2s**, **1s**, أما الإلكترون الخامس فيذهب للنموذج الثاني من المداريات الفرعية الموافق للسوية الطاقية الرئيسية **n=2** وهي المدارية **2p** وفق ما يلي:



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، الكترون يحتل المدارية **1s** وإلكترون يحتل المدارية **2s**، وإلكترونان يحتل 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-2-1-III

تنص هذه القاعدة على ما يلي:

**قاعدة هوند:**

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 مفرطاً في مدارية مالم يكن عدد الإلكترونات أكبر من عدد المداريات.

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

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

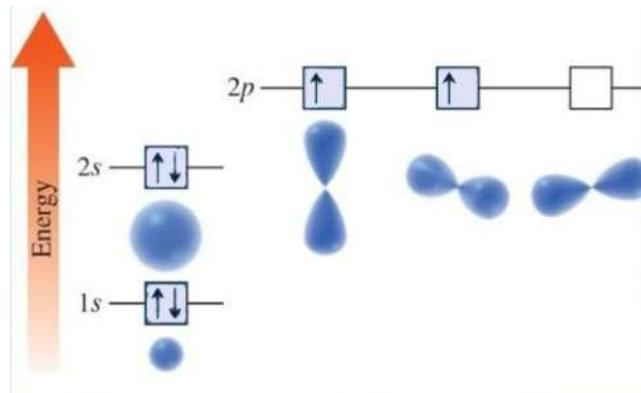


حيث يشير إلى أن الإلكترونات تحتل مداريتين منفصلتين من النوع **2p**.

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: $1s^2 2s^2 2p^2$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow$ $\uparrow$ $\square$

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 الطاقية الأخفض حتى السوية الطاقية الأعلى مع مراعاة:

- مبدأ الاستبعاد لباولي.
- قاعدة هوند.

الشكل (2-III):

توزيع الإلكترونات في ذرة الكربون من السوية الطاقية الأخفض حتى السوية الطاقية الأعلى.

#### • ذرة التر وجين Nitrogen (الآروت):

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

	1s	2s	2p
N: $1s^2 2s^2 2p^3$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$ $\uparrow$ $\uparrow$

لاحظ كيف تحققت قاعدة هوند في هذا التوزيع.

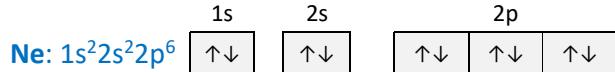
#### • ذرة الأكسجين Oxygen:

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

	1s	2s	2p
O: $1s^2 2s^2 2p^4$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$ $\uparrow$ $\uparrow$

المخططات المدارية والتوزع الإلكتروني لكل من **الفلور** Fluorine (الذي يملك تسعة كترونات)، **والنيون** Neon (الذي يملك عشرة كترونات) نبيئها وفق ما يلي:

	1s	2s	2p
F: $1s^2 2s^2 2p^5$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow$

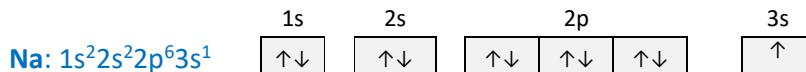


## ملاحظة:

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

## ذرة الصوديوم :Sodium

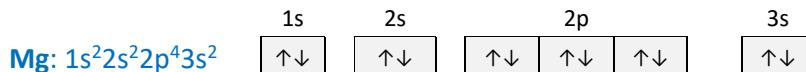
تمتلك **11** الكترون، فإن الإلكترونات العشرة الأولى تحل المداريات وفق ما يلي  $1s^2 2s^2 2p^6$ ، أما الإلكترونون الحادي عشر فيجب أن يحل أول مدارية من السوية الطافية الرئيسية الثالثة **3** وهي المدارية **3s**، حيث يصبح التوزع الإلكتروني للصوديوم هو  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ .



## ملاحظة:



لتفادي كتابة الإلكترونات في المستوى الداخلي غالباً ما يتم اختصار هذا التوزع بالشكل  $1s^2 2s^2 2p^6$ ، حيث يشير  $[Ne]$  للتوزع الإلكتروني بالنسبة لذرة النيون والذي يكون بالشكل  $1s^2 2s^2 2p^6$ .  
 العنصر التالي هو **المغنتيوم** 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 (III-3) التالي يلخص التوزيع الإلكتروني لأول 18 عنصر عن طريق إعطاء عدد الإلكترونات التي تحتلها المدارية الأخيرة، أي آخر مدارية تم ملؤها بال الإلكترونون الأخير.

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

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

## ما هو العنصر الذي يأتي بعد الأرغون؟؟

هو عنصر **البوتاسيوم (K)**, حيث أن المداريات من النوع **3p** ممثلة 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 آخر 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):

<b>K: <math>1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1</math></b>	1s	2s	2p	3s	3p
	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow$
	4s		3d		
		$\uparrow$		$\square \square \square \square \square$	

أو بالشكل: **K: [Ar] 4s<sup>1</sup>**

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

<b>Ca: <math>1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2</math></b>	1s	2s	2p	3s	3p
	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow$
	4s		3d		
	$\uparrow\downarrow$		$\square \square \square \square \square$		

أو بالشكل: **Ca: [Ar] 4s<sup>2</sup>**

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

### 3-1-III- المعادن الانتقالية Transition Metals

**تعريف:**

#### المعادن الانتقالية

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

**على سبيل المثال:**

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

**Sc: [Ar] 4s<sup>2</sup>3d<sup>1</sup>**

أو وفق الشكل التالي:

<b>Sc:</b> $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^1$	1s	2s	2p	3s	3p
	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow$
	4s		3d		
	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow$			

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



<b>Ti:</b> $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^2$	1s	2s	2p	3s	3p
	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow$
	4s		3d		
	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow$			
<b>V:</b> $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^3$	1s	2s	2p	3s	3p
	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow$
	4s		3d		
	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow$	$\uparrow$		

- التوزيع الإلكتروني لـ **الكروم (Cr)** هو:
- هو العنصر التالي، ومن المتوقع أن يمتلك التوزيع الإلكتروني:



ولكن التوزيع الإلكتروني الملاحظ له هو:



<b>Cr:</b> $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^5$	1s	2s	2p	3s	3p
	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow$
	4s		3d		
	$\uparrow$	$\uparrow$	$\uparrow$	$\uparrow$	$\uparrow$

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

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

وهذه طريقة جيدة للتذكر للتوزيع الإلكتروني الصحيح للكروم.

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

يمتلك توزيع الكتروني متوقع وذلك وفق ما يلي:



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

يتوقع أن يكون توزيعه الإلكتروني وفق ما يلي:



لكن التوزع الإلكتروني الملاحظ له هو:



1s	2s	2p	3s	3p
↑↓	↑↓	↑↓ ↑↓ ↑↓	↑↓	↑↓ ↑↓ ↑↓
4s		3d		
↑	↑↓ ↑↓ ↑↓	↑↓ ↑↓ ↑↓	↑↓	↑↓

**Cu:** 1s<sup>2</sup>2s<sup>2</sup>2p<sup>6</sup>3s<sup>2</sup>3p<sup>6</sup>4s<sup>1</sup>3d<sup>10</sup>

في هذه الحالة أيضاً:

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

**نتيجة:**

**التوزع الإلكتروني لكل من الكروم والنحاس يمتلك استثناء، حيث:**

- في حالة الكروم تمثل لأن تكون المدارية **d** نصف ممتلئة.
- في حالة النحاس يمثل التوزع الإلكتروني لملء المدارية **d** بشكل كامل.

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

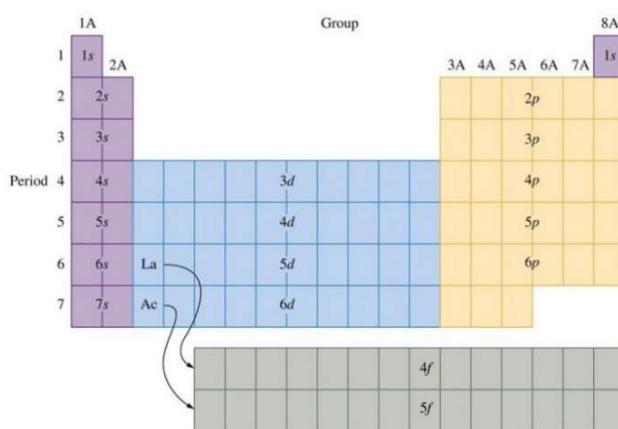


- التوزع الإلكتروني لعنصر الزنك (**Zn**):

يمتلك توزع الكتروني متوقع وفق ما يلي:



بعد ذلك العناصر الستة التالية بدءاً من **الغاليوم (Ga)** وصولاً **للكريبيتون (Kr)** تمثل 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** تمثل 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** **5s** **السترونتيوم (Sr)** **Strontium** تمثلن قبل المداريات الفرعية **4d**, فهل تعلم تفسير ذلك؟

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

**4-1-III-اللانثانيات Lanthanides**

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



فإن المجموعة المكونة من **14** عنصراً تدعى **سلسلة اللانثانيات** أو **اللانثانيات**, حيث تنشأ هذه المجموعة من امتلاء المداريات السبعة الفرعية **4f**. ونلاحظ أنه أحياناً يقوم الإلكترونون باحتلال المدارية **5d** عوضاً عن المداريات **4f**, ويحدث ذلك لأن:

**نتيجة: طاقة المداريات **5d** و **4f** متقابلة جدًا**

**5-1-III-الأكتينيات Actinides**

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



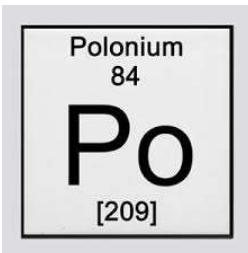
فإن المجموعة المكونة من **14** عنصراً تدعى **سلسلة الأكتينيد** أو **الأكتينيات**, حيث تنشأ هذه المجموعة من امتلاء المداريات السبعة الفرعية **5f**, ونلاحظ أنه أحياناً يقوم الكترونون أو الكترونون باحتلال المدارية **6d** عوضاً عن المداريات **5f**, ويحدث ذلك لأن:

**نتيجة: طاقة المداريات **6d** و **5f** متقابلة جدًا**

**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** **(التكنيثيوم 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** **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 التقريرية) للنظير الأكثر استقراراً لهذا العنصر.

**هل وضحت الفكرة؟**

## المفاهيم الأساسية للمحاضرة والموجز

### Key Concepts and Summary

في هذه المحاضرة تطرقنا لمفهوم الجدول الدوري للعناصر، وانطلقتنا 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 مندليف الذي اعتبر جدوله أكثر ثقة لأنه هو من شدد على أنه من المفيد أن يتبع الجدول بوجود خصائص عناصر ما زالت غير معروفة (مجهولة).

ثم درسنا التوزيع الإلكتروني للعناصر اعتماداً على نموذج الميكانيك الكمي للذرة، وتعارفنا على مبدأ أوفر 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 منه هو موجزك عزيزي الطالب بعد قراءة المحاضرة ومعرفة أهم الأفكار التي وردت فيها وتطبيقاتها.

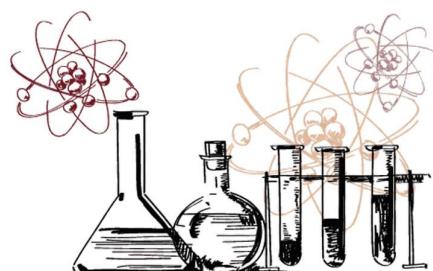
--نهاية المحاضرة--

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 بجامعات (جورج واشنطن - الأرز - الينوي) في الولايات المتحدة.

:



القسم العملي يعزز مهاراتك النظرية فلا تهمله، موعدنا بعد المحاضرة