الجامعة السورية الخاصة
كلية هندسة البترول

الجامعة السورية الخاصة
SYRIAN PRIVATE UNIVERSITY

الكيمياء العامة واللاعضوية

الدكتور: جليل ضمد غليم

العام الدراسي 2017-2018

المحاضرة (4)

2019-2018

الفصل الثالث

الجدول الدوري للعناصر وبعض الخصائص الدورية

3-1- مقدمة Introduction:

بعد أن أعلن دالتون (Dalton) نظريته الشهيرة سنة 1808 م، ومع ازدياد اكتشاف أعداد جديدة من العناصر دعا العلماء إلى التفكير في إيجاد علاقة تربط هذه العناصر ليسهل على القارئ أو الباحث دراسة خصائصها ومعرفتها وذلك من خلال تصنيف العناصر، فكانت هناك محاولات كثيرة لتحقيق هذا الهدف، وكان أولها تصنيفها على أساس الاختلاف في خصائصها إلى مجموعتين: الأولى أكاسيد حامضية (العناصر اللامعدنية) والثانية أكاسيد قلوية (العناصر المعدنية). وقد اعتمد هذا التصنيف فيما بعد أساساً لتصنيفات اقترحت من قبل مجموعة من العلماء وهي:

3-2- ثلاثيات دوبراينر وثمانيات نيولاندز:

Doebereiner's Triads and Newlands Octaves

كان العالم دوبراينر (DÖbereiner) هو أول من حاول تقسيم العناصر على أساس علاقة خصائص العناصر بأوزانها الذرية ووجد أن هناك عدة عناصر تتشابه في خصائصها الكيميائية والفيزيائية تقع بصورة طبيعية في مجموعات ثلاثية مثل: (Li,Na,K)، (Ca,Sr,Ba) عُرفت بالثلاثيات:

العنصر	الوزن الذري
Li	7
Na	23
K	39

العنصر	الوزن الذري
Cl	35,5
Br	79,9
I	127,6

العنصر	الوزن الذري
Ca	40
Sr	87,6
Ba	137,34

لم تستخدم هذه الطريقة فيما بعد بسبب عدم معرفة الأوزان الذرية للعديد من العناصر بالإضافة لصعوبة تطبيقها على جميع العناصر.

أيضاً، العالم نيولاندز (Newlands) رتب العناصر معتمداً على العلاقة بين الخصائص الفيزيائية والكيميائية للعناصر وأوزانها الذرية، مبتدئاً من العنصر الأخف فالأثقل وهكذا.. وجد تشابهاً كبيراً بين العنصر الذي يأتي ترتيبه الثامن وبين العنصر الأول من كل صف أفقي.

رقم العنصر	العنصر	الوزن الذري
1	Li	7
2	Be	9
3	B	11
4	C	12
5	N	14
6	O	16
7	F	19

رقم العنصر	العنصر	الوزن الذري
8	Na	23
9	Mg	24
10	Al	27
11	Si	28
12	P	31
13	S	32
14	Cl	35

رقم العنصر	العنصر	الوزن الذري
15	K	39
16	Ca	40

وأطلق على هذا التصنيف "قانون الثمانية"، لكنه لم يلق القبول و التشجيع بين الكيميائيين، ولا ينطبق على أي عنصر بعد الكالسيوم Ca.

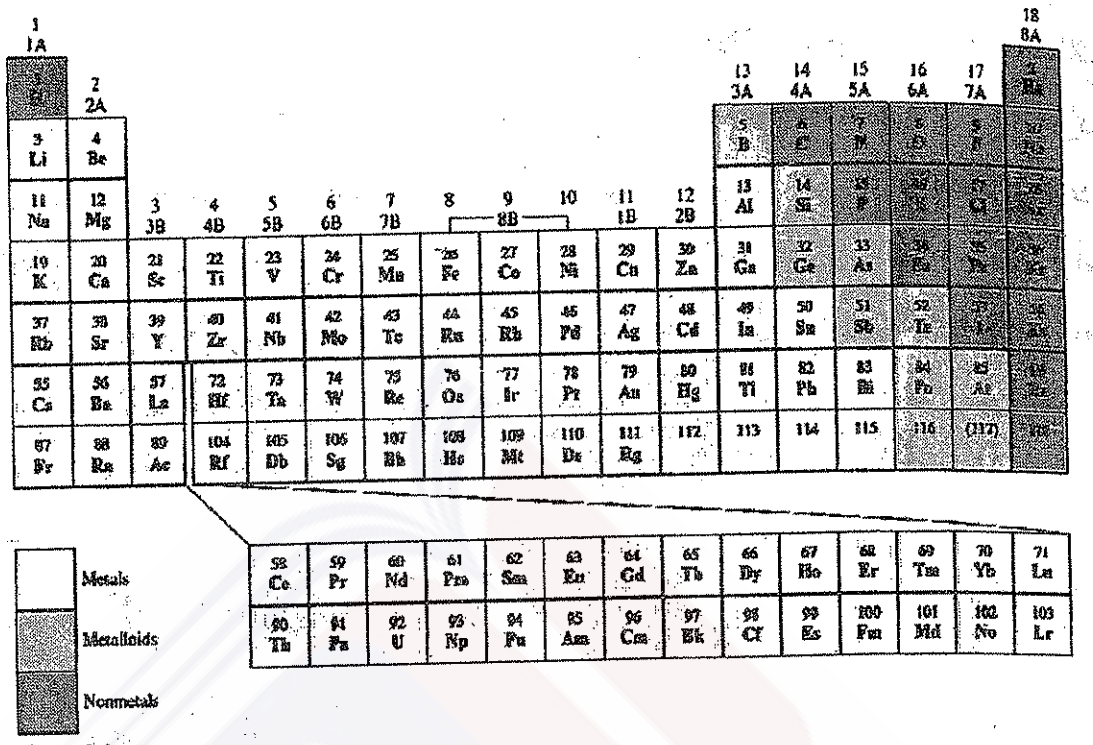
3-3- تصنيف مندلييف وماير Mayer and Mendeleev Classification:

تم تصنيف العناصر وفق مجموعات عمودية تشمل العناصر المتشابهة في خصائصها الكيميائية والفيزيائية ودورات أفقية رُتبت العناصر فيها وفقاً لأوزانها الذرية ، حيث وضع من اليسار إلى اليمين العنصر الأخف فالاثقل ثم الأثقل ولكن كان هناك صعوبات في هذا التصنيف مثل عدم معرفة الأوزان الذرية لبعض العناصر، وعدم وضع العناصر في مكانها المناسب.

3-4- الجدول الدوري الحديث Modern Periodic Table:

بعد اكتشاف العناصر الخاملة والتي لم يترك لها مندلييف فراغاً في جدوله الدوري، كان لا بد من تحديد مكان مناسب لها في الجدول الدوري، وبعد اكتشاف الأشعة السينية ودراسة أطياف بعض العناصر أصبح من الضروري إجراء تعديل على تصنيف ماير ومندلييف لتصبح خصائص العناصر الفيزيائية والكيميائية تابعاً دورياً لأعدادها الذرية وليس لأوزانها الذرية. ويتكون الجدول الدوري من ثماني مجموعات رئيسة من IA إلى VIIIA والتي تعرف بعناصر (S,P) ومن ثماني مجموعات انتقالية IB إلى VIIIB (عناصر d و f)، ويعطي الدور عدد مدارات الذرة. كما يتكون الجدول الدوري من سبعة أدوار، يبين الجدول (3-1) الجدول الدوري للعناصر.

الجدول (3-1) الجدول الدوري للعناصر



ومن مزايا الجدول الدوري الحديث مايلي:

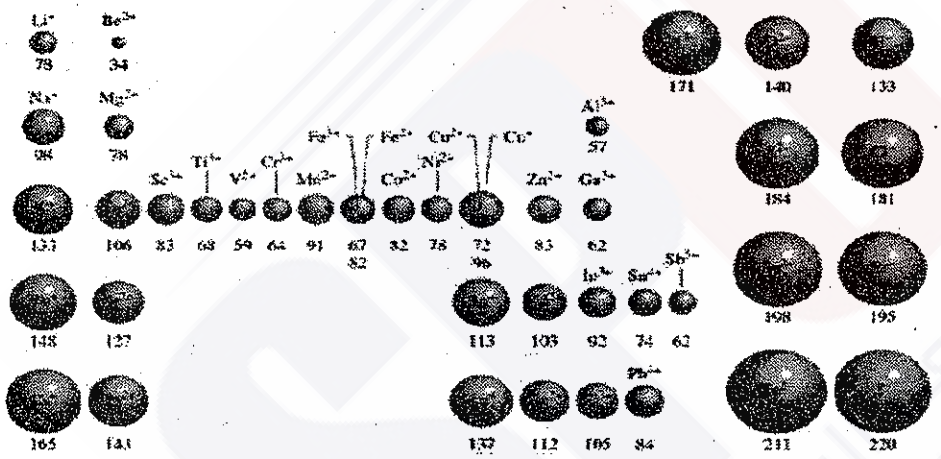
- إمكانية دراسة مجموعة من العناصر التي تشترك في خصائصها الكيميائية والفيزيائية بدلاً من دراسة كل عنصر على حدة.
- التنبؤ بوجود عناصر لم تكتشف بعد والتعرف على خصائصها و خصائص مركباتها الفيزيائية والكيميائية.
- تصحيح الأوزان الذرية الخاطئة لبعض العناصر وبالتالي تعديل موضعها في الجدول الدوري.

أما عيوب الجدول الدوري فيمكن إجمالها بما يأتي:

- موقع الهيدروجين الذي يظهر أحياناً من ضمن عناصر المجموعة الأولى وأخرى مع عناصر المجموعة السابعة لتشابه خصائص الهيدروجين مع كل من عناصر المجموعتين والواقع أنه لا يصنف مع أي منهما.
- عدم وجود مكان محدد لمجموعتي عناصر اللانثانيدات والاكتينيدات في الجدول الدوري.
- عدم وجود حد فاصل بين العناصر المعدنية (الفلزات) واللامعدنية (اللافلزات).

3-5- الخصائص الدورية للعناصر Properties of Periodic Table:

3-5-1- نصف القطر الذري The Atomic Radii: وهو يعبر عن نصف المسافة بين مركزي ذرتين متشابهتين في جزيء. وبالنسبة لنصف قطر الشاردة الموجبة يكون أصغر من نصف قطر ذرته والسبب يكون في الزيادة في عدد البروتونات عن عدد الإلكترونات السالبة (ميل الذرة لفقد الإلكترونات السالبة)، أما نصف قطر الشاردة السالبة يكون أكبر بسبب زيادة عدد الإلكترونات السالبة في الطبقة السطحية بالنسبة لعدد البروتونات. إن قيم أنصاف أقطار الشوارد الموجبة والسالبة بواحدة الـ picometer كما هو مبين في الشكل الآتي:



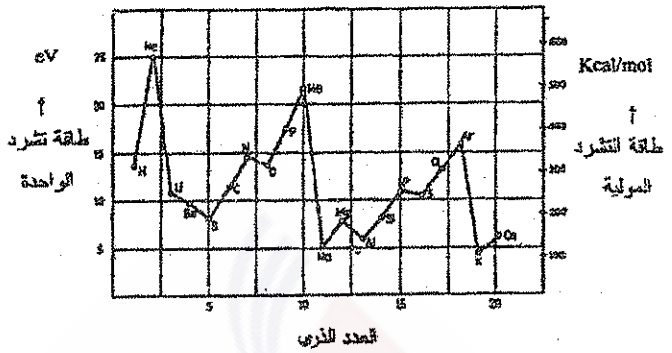
3-5-2- طاقة التأين Ionization Energy: وهي الطاقة اللازمة لنزع إلكترون (طاقة التأين الأولى) من ذرة معتدلة في الطور الغازي أو من شاردة موجبة (طاقة التأين الثانية) لتتحول إلى شاردة موجبة في الطور الغازي أيضاً.

$$Li_{(g)} \longrightarrow Li^{+}_{(g)} + e^{-} \qquad \Delta H_i = 520\ KJ/moL$$

$$Li^{+}_{(g)} \longrightarrow Li^{2+}_{(g)} + e^{-} \qquad \Delta H_i = 7300\ KJ/moL$$

تزداد قيم طاقات التأين من اليسار إلى اليمين في الدور الواحد وذلك بسبب صعوبة نزع الإلكترون لزيادة قوى التجاذب بين الإلكترون والنواة، بينما تقلّ طاقات التأين في المجموعات الرئيسة من الأعلى إلى الأسفل لأن نصف قطر الذرة يزداد لدرجة أن قوة جذب النواة للالكترونات يضعف بالرغم من زيادة عدد البروتونات. وبالتالي يمكن القول أن طاقة التأين تتناسب طرداً مع عدد البروتونات في النواة وعكساً مع نصف قطر الذرة:

لكن بالنسبة للعناصر الانتقالية تزداد طاقة التشرد في المجموعة لأن زيادة البروتونات يزيد قوة جذب النواة للالكترونات أي بزيادة نصف قطر الذرة تزداد ΔH_i. ترتبط طاقة التأين بالعدد الذري تبعاً للشكل (3-1) الآتي:



الشكل (3-1) علاقة طاقة التأين بالعدد الذري

3-5-3- الألفة الإلكترونية Electron Affinity: هي الطاقة الناتجة من اكتساب الذرة لإلكترون في الطور الغازي لتتحول إلى شاردة سالبة في الطور الغازي أيضاً، وهي تساوي طاقة تأين الشاردة السالبة الناتجة.

$$H_{(g)} + e^- \longrightarrow H^-_{(g)} \qquad \Delta H_A = 72\ KJ/moL$$

تزداد الألفة الإلكترونية في الدور من اليسار إلى اليمين بسبب زيادة عدد البروتونات مع ثبات عدد الطبقات الإلكترونية.

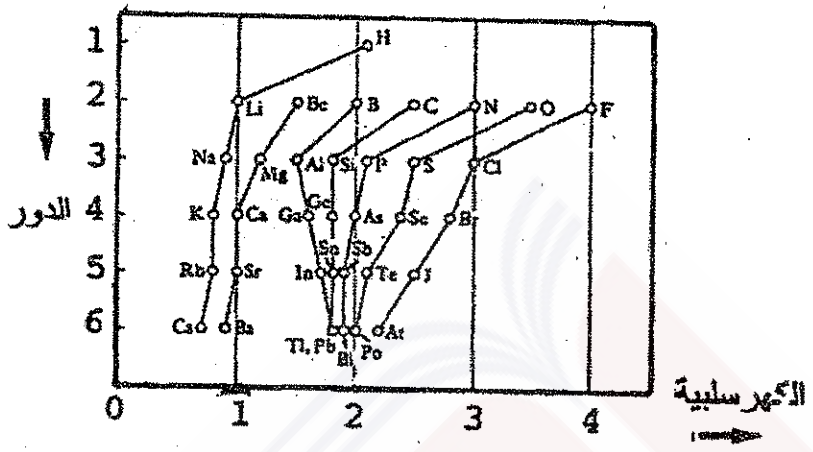
وتنقص الألفة الإلكترونية في المجموعة مع زيادة الدور لأن الكترونات المدارات الخارجية أقل ارتباطاً بالنواة.

3-5-4- الكهرسلبية Electronegativity: تعبر عن قوة الذرة لجذب الزوج الإلكتروني في رابطة مشتركة بين ذرتين في مركب ما وتتناسب الكهرسلبية طرداً مع طلقة التأين والألفة الإلكترونية حيث أوجد العالم ميليكان (Mulliken) قيم الكهرسلبية وفق العلاقة الآتية:

$$\varepsilon = \frac{(\Delta H_i + \Delta H_A)}{2}$$

وتمكن العالم باولنغ (Pauling) من حساب الكهرسلبية اعتماداً على الفرق بين طاقات تفكك الروابط للجزيئات الثنائية الذرة وتعرف طاقة تفكك الرابطة بأنها الطاقة اللازمة لفصم الرابطة في مول واحد من جزيء. تزداد الكهرسلبية والألفة الإلكترونية عند الانتقال من اليسار إلى اليمين في الجدول الدوري بسبب ازدياد العدد الذري وذلك لازدياد عدد البروتونات الذي يزيد من جذب النواة للإلكترونات. وتقل الكهرسلبية

والألفة الإلكترونية لعناصر المجموعة الواحدة بازدياد العدد الذري وذلك لازدياد عدد المستويات الرئيسية وبالتالي تقل قوة جذب النواة للإلكترونات. يوضح الشكل (3-2) الآتي تغير كهرسلبية العناصر في المجموعات الرئيسة تبعاً للدور والمجموعة:



الشكل (3-2) تغير كهرسلبية العناصر في المجموعات الرئيسة

يمكن تحديد نوع الرابطة المتشكلة في جزيء بأنها شاردية أو مشتركة من خلال معرفة قيم الكهرسلبية بين الذرات، وبزيادة الفرق في الكهرسلبية بين الذرات تزداد نسبة الرابطة الشاردية في المركب، يبين الجدول (3-2) النسبة المئوية للرابطة الشاردية بتغير الفرق في الكهرسلبية بين الذرات في المركب:

الجدول(3-2) النسبة المئوية للرابطة الشاردية تبعاً لفرق الكهرسلبية في المركب

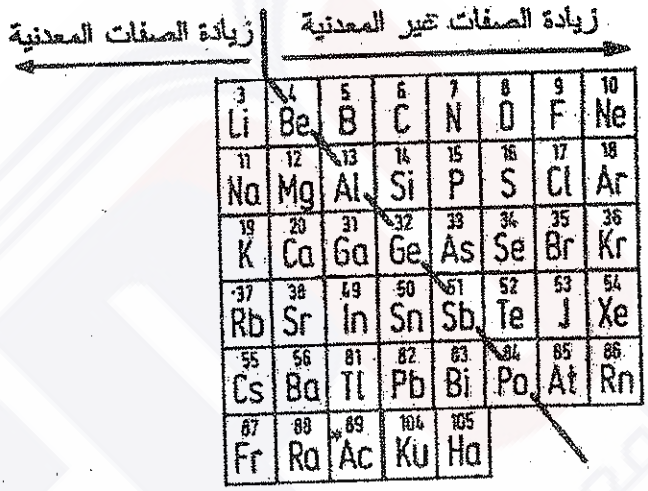
الفرق بين كهرسلبية الذرتين	3.2	2.6	2.4	1.8	1.6	1.2	1.0	0.6	0.2
النسبة المئوية للرابطة الشاردية %	92	82	70	55	47	30	22	9	1

3-5-5- الخصائص المعدنية واللامعدنية:

Properties of Metals and Nonmetals

استطاع العالم برزيليوس تصنيف العناصر إلى معادن ولا معادن، وذلك بالاعتماد على معرفة التوزيع الإلكتروني وعلى الخصائص الفيزيائية لكل منهما فمثلاً المعادن تملأ الطبقة السطحية بمقدار أقل من نصف سعتها

للإلكترونات مثل $_{11}Na 1S^2\ 2S^2\ 2P^6 3S^1$ أما اللامعادن تملأ الطبقة السطحية بأكثر من نصف سعتها للالكترونات مثل: $_7N\ 1S^2\ 2S^2\ 2P^3$.
أيضاً، المعادن تفقد إلكترونات الطبقة السطحية لتحصل على بنية غاز خامل أما اللامعادن تكتسب عدداً قليلاً من الإلكترونات للوصول إلى بنية غاز خامل. المعادن عناصر ذات كهربائية موجبة أما اللامعادن عناصر ذات كهربائية سالبة. يبين الشكل (3-3) الآتي توزع المعادن واللامعادن في الجدول الدوري للعناصر:



الشكل (3-3) توزع المعادن واللامعادن في الجدول الدوري

3-5-6- الخصائص المغناطيسية Magnetic Properties:

تعرّف المادة القادرة على توليد مجال مغناطيسي ذاتي بالمادة المغناطيسية، وينتج هذا المجال عن حركة الإلكترون حول النواة وحول نفسه ويتولد عزمان مغناطيسيان هما:

- عزم مداري: ينتج عن دوران الإلكترون حول النواة.
- عزم اللف الذاتي: ينتج عن دوران الإلكترون حول نفسه.

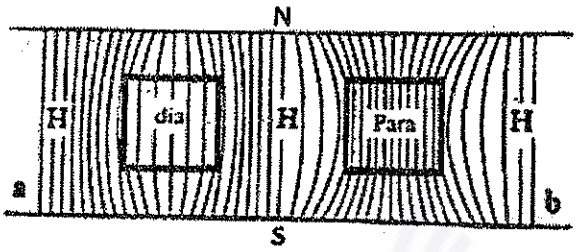
ويقاس العزم المغناطيسي بواحدة مغنيتون بور (Bohr,s Magneton) ويساوي في الجملة الدولية (Si) القيمة $0.09273x10^{-22}Am^2$.

تُظهر العناصر والشوارد الأنواع المختلفة من الخصائص المغناطيسية:

أ- **البارا مغناطيسية Paramagnetic**: والتي تنشأ عن وجود إلكترون فردي أو أكثر بدوران متشابه في الدارات الذرية، كما في : F, B, Li, O_2

ب- **الدايا مغناطيسية Diamagnetic**: وتنشأ نتيجة وجود الإلكترونات المتزاوجة في المدارات الذرية، وبالتالي لا تملك المواد عزوماً مغناطيسية، مثل:

$Ar, Ne, Ca^{2+}, Cl^{-}, K^{+}$ تقوي المواد البارا مغناطيسية الحقل المغناطيسي لأنها تُجمع خطوط الحقل في مركزها بينما المواد دايامغناطيسية تضعفه لأنها تُخرج خطوط الحقل نحو الخارج، كما في الشكل (3-4) الآتي:



الشكل (3-4) خصائص مواد بارا ودايامغناطيسية

تنخفض البارامغناطيسية مع ارتفاع درجة الحرارة(P.Curie)، لأن الحركة الحرارية لا تسمح بظهور اتجاه منظم لمتجهات العزوم المغناطيسية باتجاه الساحة، أيضاً، ظاهرة الفيرومغناطيسية تقل مع ارتفاع درجة الحرارة وتنعدم في درجة حرارة كوري (768°C) ومن ثم يبدأ المجال البارا مغناطيسي. بالمقابل إن مجال مغنطة المواد الفيرومغناطيسية أكبر من مجال مغنطة المواد البارامغناطيسية، أما الدايامغناطيسية فليس للحرارة تأثير فيها، لأن وضعية الذرات في الفراغ غير ضرورية ولأن الحرارة لا تؤثر في الحركة الدورانية للإلكترونات.

تُعرَف المتأثرية المغناطيسية (Susceptibility) للمادة سواء تشكلت من ذرات أو شوارد أو جُزيئات بالعلاقة الآتية:

$$\chi_{moL} = \chi_{dia} + \chi_{para}$$

$$\chi_{moL} = \frac{N_A \mu^2}{3T\,K_B} \qquad \dots (1)$$

حيث إن: μ العزم المغناطيسي للمادة في واحدة مغنيتون بور

N_A عدد آفوغادرو ، $K_B = {}^{R}/_{N_a}$ ثابت بولتزمان

R ثابت الغازات العام ، T درجة الحرارة كالفن

$$\chi_{moL} = \frac{C}{T} \qquad \dots (2)\ (\text{قانون كوري})$$

بالمقارنة بين 1 و 2 نحصل على ثابت كوري C:

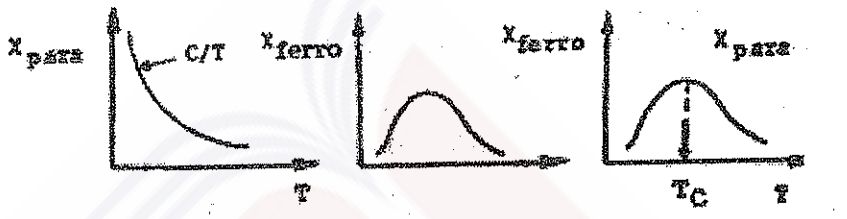
$$\chi_{moL} = \frac{N_A \mu^2}{3\,K_B} \qquad \dots (3)$$

نعوض 3 في 1 فنحصل على العزم المغناطيسية بدلالة T و χ_{moL} :

$$\mu = \sqrt{\frac{3\,K_B}{N_A}}\; x\; \sqrt{\chi_{moL} \cdot T}$$

$$= 2.84\; x\; \sqrt{\chi_{moL} \cdot T} \quad (bohr's\ magneton)$$ مغنيتون بور

توضح الأشكال الآتية علاقة كل من χ para و χ ferra بدرجة الحرارة وشدة الساحة المغناطيسية:



ويمكن المقارنة بين الأشكال المغناطيسية وفق الجدول (3-3) الآتي:

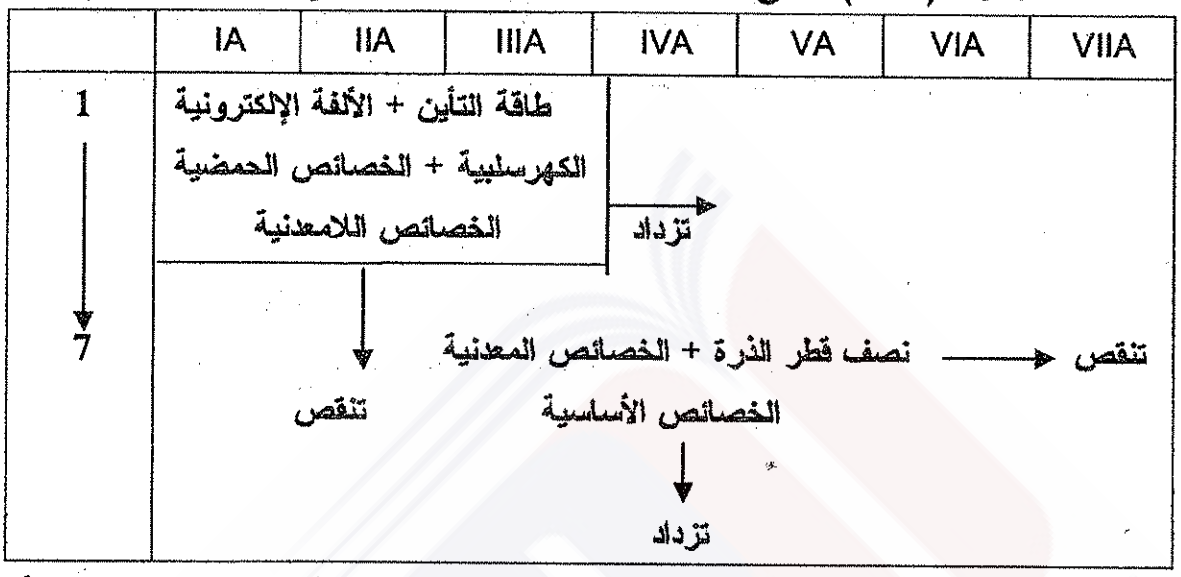
الجدول (3-3) الأشكال المغناطيسية

مواد بارا مغناطيسية	مواد دايا مغناطيسية	مواد فيرو مغناطيسية
تجذبها الساحة	تطردها الساحة	تجذبها الساحة بشدة
تزداد كثافة خطوط الساحة	تقل كثافة خطوط الساحة	تزداد بشكل كبير كثافة خطوط الساحة
لها عزم مغناطيسي دائم	ليس لها عزم مغناطيسي دائم	لها عزم مغناطيسي دائم
$\mu<1$	$\mu>1$	$\mu>1$
$\chi>0$	$\chi<0$	$\chi>1$
$\chi_{moL}>0$	$\chi_{moL}>0$	$\chi_{moL}>0$

ج- **المغناطيسية الحديدية Ferromagnetic**: هناك مواد باستطاعتها تقوية المجال المغناطيسي الخارجي بآلاف الأضعاف، كما في ذرات الحديد، الكوبالت والنيكل تدعى مواد فيرو مغناطيسية (مغناطيسية حديدية)، حيث يتكون الفيرومغناطيس من مجموعة مناطق ممغنطة تلقائياً أبعادها 0.001mm. ويمكن توضيح تدرج الخصائص الدورية

للعناصر، الخصائص المعدنية واللامعدنية والخصائص الحمضية والأساسية في الجدول الدوري كما في الجدول (3-4):

الجدول (3-4) تدرج الخصائص الدورية للعناصر في الجدول الدوري



لا يوجد حد فاصل بين المعادن واللامعادن، هناك حالة انتقال بينها تحتلها أشباه المعادن.