



كلية العلوم

القسم : الفيزياء

السنة : الاولى

المادة : كيمياء عامة ١

المحاضرة : السادسة / نظري / د. ميرنا صالح

{{ مكتبة A to Z }}

مكتبة A to Z : Facebook Group

كلية العلوم ، كلية الصيدلة ، الهندسة التقنية

17

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

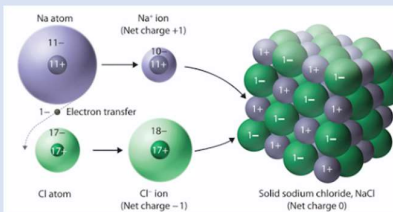
	<b>الكيمياء العامة I</b>	
	<b>الفصل الثالث</b> <b>الجدول الدوري</b> The Periodic Table	<b>قسم الفيزياء</b> السنة الأولى - الفصل الأول 2025-2026
تتضمن هذه المحاضرة: 3095 كلمة تشمل: 16760 حرف موزعة ضمن: 13 صفحة		
GENERAL CHEMISTRY (I) / PHYSICS DEPARTMENT / 2022-2023 (Dr. Saoud KEDA)		

**الهدف التعليمي من المحاضرة الثامنة**  
Educational Goal

في نهاية هذا المحاضرة ستكون قادر على فهم:

- ✓ الإلكترونات التكافؤية والإلكترونات الأساسية.
- ✓ المركبات الشاردية من خلال فقرة المركبات الشاردية والجزئية.
- ✓ المركبات الجزئية.

جميع الحقوق محفوظة لأصحابها من حيث الاقتباس والصور على شبكة الانترنت



**ملح كلوريد الصوديوم**  
يعتبر من المركبات الشاردية الهامة للحياة

في المحاضرة السابقة وجدنا أن مندلييف في الأصل قد وضع العناصر في مجموعات مشابهة تعتمد على الخواص الكيميائية للعناصر، في هذه المحاضرة سنفهم السبب وراء هذا التصنيف للمجموعات وذلك من خلال فقرة الإلكترونات التكافؤية، من حيث مفهومها والفرق بينها وبين الإلكترونات الداخلية.

كما سنتطرق لمفهوم المركبات الشاردية، أهم صفاتها وطريقة تشكيلها.

المحتوى	الصفحة
الجدول الدوري الحديث.	102
الإلكترونات التكافؤية.	104
المركبات الجزئية والشاردية.	107
المركبات الشاردية.	110
المركبات الجزئية.	112

### III-2- الجدول الدوري الحديث The Modern Periodic Table

بعد أن تطرقنا في المحاضرة السابقة إلى نشوء الجدول الدوري، وناقشنا مبدأ أوف باو وقاعدة هوند، يمكننا الآن إيضاح بنية الجدول الدوري الحديث وفق ما يلي:

1. أصبح الجدول الدوري الحديث يتضمن الأعداد الذرية **Atomic Numbers** عوض عن الكتل الذرية **Atomic Masses** التي كانت معتمدة في جدول مندلييف.
2. خصائص العناصر هي وظائف دورية **Periodic Functions** لأعدادها الذرية.
3. الجدول الدوري الحديث يرتب **Arranges** العناصر حسب ازدياد أعدادها الذرية.
4. ترتب مجموعة الذرات ذات الخصائص المتشابهة في نفس العمود الرأسى.
5. يمثل كل مربع عنصراً ويحتوي على العدد الذري والرمز **Symbol** ومتوسط الكتلة الذرية **Average atomic Mass** والاسم (أحياناً).
6. يتم ترتيب العناصر في سبعة صفوف أفقية **Horizontal Rows**، تسمى الأدوار **Periods** أو سلسلة **Series**، وفي 18 عموداً رأسياً **Vertical Columns**، تسمى هذه الأعمدة مجموعات **Groups**.
7. يتم تصنيف المجموعات في أعلى كل عمود، إما على شكل أرقام بأحرف كبيرة (كما في الولايات المتحدة)، ولكن الآن توصي **IUPAC** (الاتحاد الدولي للكيمياء البحتة والتطبيقية **International Union of Pure and Applied Chemistry**) باستخدام الأرقام من 1 إلى 18، وهذه الملصقات أكثر شيوعاً.
8. حتى يتم احتواء الجدول في صفحة واحدة، يتم عادةً كتابة أجزاء من صفين (بإجمالي 14 عمود) أسفل الصفحة الرئيسية.

الشكل (III-5) التالي يبين العناصر في الجدول الدوري وتصنيفها وفق خصائصها.

Periodic Table of the Elements

Atomic number → 1  
Symbol → H  
Atomic mass → 1.008  
Name → hydrogen

Color Code

Metal	Solid
Metalloid	Liquid
Nonmetal	Gas

الشكل (III-5): ترتيب العناصر في الجدول الدوري وفق خصائصها.

تختلف العديد من العناصر بشكل كبير **Dramatically** في خواصها الكيميائية والفيزيائية، لكن بعض العناصر متشابهة في سلوكها **Behaviors**.



إضافة لذلك، يمكن تقسيم Subdivided العناصر وفق خصائص أكثر تحديداً More Specific، مثل تركيب المركبات Composition of Compound التي تشكلها.

### على سبيل المثال:

تشكل العناصر في المجموعة 1 (العمود الأول) مركبات تتكون من ذرة واحدة من العنصر وذرة واحدة من الهيدروجين، تُعرف هذه العناصر (باستثناء الهيدروجين Except Hydrogen) بـ المعادن القلوية Alkali Metals، وجميعها لها خصائص كيميائية متشابهة.

تشكل العناصر في المجموعة 2 (العمود الثاني) مركبات تتكون من ذرة واحدة من العنصر وذرتين من الهيدروجين، تسمى المعادن القلوية الترابية Alkaline Earth Metals، مع خصائص متماثلة بين أعضاء هذه المجموعة.

### المجموعات الأخرى ذات الأسماء المحددة:

- مجموعة البنيكتوجينات Pnictogens (المجموعة 15).
- مجموعة الكالكوجينات Chalcogens (المجموعة 16).
- مجموعة الهالوجينات Halogens (المجموعة 17).
- مجموعة الغازات النبيلة Nobel Gases (المجموعة 18)، والمعروفة أيضاً باسم الغازات الخاملة Inert Gases.


يمكن أيضاً الإشارة إلى المجموعة من خلال العنصر الأول من المجموعة.

### على سبيل المثال:

يمكن تسمية الكالكوجينات بمجموعة الأكسجين أو عائلة الأكسجين Oxygen Family.

هـ\_\_\_\_\_ام:

هـام جداً



الهيدروجين عنصر فريد غير معدني Unique Nonmetallic له خصائص مشابهة لعناصر المجموعة A1 والمجموعة A7، لهذا السبب قد يظهر الهيدروجين في الجزء العلوي من كلا المجموعتين، أو مستقل بحد ذاته.

## III-3- الإلكترونات التكافؤية Valence Electrons

من المفيد أن نوضح هنا مبدأ الإلكترونات التكافؤية Valence Electrons، فما هي؟

### تعريف:

#### الإلكترونات التكافؤية:

هي الإلكترونات في المستوى الكوانتي (الكمومي) الأساسي الخارجي للذرة، وهي الأهم بالنسبة للكيميائيين لأنها تدخل في الارتباطات الكيميائية.





## مثال محلول (22)

هذا المثال يدعم مفهوم الأعداد الكوانتية.

زمن الحل: 3 دقائق كحد أقصى الزمن الإمتحاني: 5 دقائق كحد أقصى

من أجل المستوى الكوانتي الرئيسي  $n=5$ ، حدد المستويات الفرعية المتاحة (القيم المختلفة ل  $l$ ) مع تسمية كل منها.

**الحل:**

من أجل  $n=5$  يكون:

$$l = n - 1 = 5 - 1 = 4$$

لذلك تكون المستويات الفرعية المتاحة هي:

$$l = 0, l = 1, l = 2, l = 3, l = 4$$

وتسمى حسب الترتيب:

**5s, 5p, 5d, 5f, 5g**



## مثال محلول (23)

هذا المثال يدعم مفهوم التوزيع الإلكتروني للمستويات الطاقة المختلفة.

زمن الحل: 10 دقائق كحد أقصى الزمن الإمتحاني: 15 دقيقة كحد أقصى

اكتب التوزيع الإلكتروني لكل من الكبريت S والكاديوم Cd والهافانيوم Hf والرااديوم Ra مستخدماً الجدول الدوري.

**الحل:**

إن الكبريت (S) هو العنصر السادس عشر الذي يتوضع في الدور الثالث من الجدول الدوري، حيث أن المداريات **3p** تبدأ بالامتلاء (انظر الجدول المرفق)، وبما أن الكبريت هو الرابع ضمن مجموعة العناصر

**3p**، لذلك يجب أن يمتلك أربع الكترونات من النوع **3p** ويكون توزيعه الإلكتروني:



أو بالشكل:



		Group																					
		1A		2A												3A	4A	5A	6A	7A	8A		
Period	1	1s		2s																		1s	
	2	2s		2p																			
	3	3s																	3p	S			
	4	4s														4p							
	5	5s														5p							
	6	6s		La		Hf										6p							
	7	7s		Ra		Ac																	

أما الكاديوم (Cd) فهو العنصر الثامن والأربعين يتوضع في الدور الخامس

من الجدول الدوري في نهاية المداريات **4p** للعناصر الانتقالية كما يظهر في الجدول السابق، وهو العنصر العاشر في السلسلة الذي يمتلك عشرة الكترونات في المدارية **4d**، إضافة لإلكترونين في المدارية **5s**، ويعطى توزيعه الإلكتروني وفق ما يلي:



أو بالشكل:



**لاحظ** أنه يتم ملء السوية **5s** قبل السوية **4d**، لذلك لا تعتبر الكترونات الطبقة d تكافؤية.

بالنسبة للهافانيوم (Hf) فهو العنصر الـ 72، يتوضع في الدور السادس من الجدول الدوري، لاحظ أنه يتوضع بعد سلسلة اللانثانيد حيث تكون المدارية **4f** ممتلئة، والهافانيوم هو العضو الثاني في سلسلة

المداريات **5d** الانتقالية، ويملك الكترونين من النوع **5d**، ويعطى توزيعه الإلكتروني وفق ما يلي:



أو بالشكل:



أخيراً بالنسبة للـ **راديوم (Ra)** فهو العنصر 88 في الدور السابع (والمجموعة 2A)، وهو يمتلك الكترونين في المدارية **7s**، ويعطى توزيعه الإلكتروني وفق ما يلي:



أو بالشكل:



### مثال محلول (24)

هذا المثال يدعم مفهوم تسمية مجموعة العناصر.

زمن الحل: 1 دقيقة كحد أقصى الزمن الإمتحاني: 3 دقائق كحد أقصى

إن ذرة كل من العناصر التالية هي أساسية Essential من أجل الحياة، أعط اسم المجموعة التي تنتمي لها هذه العناصر:

- الكلور (Cl).Chlorine
- الكالسيوم (Ca).Calcium
- الصوديوم (Na).Sodium
- الكبريت (S).Sulfur

**الحل:**

- الكلور (Cl).Chlorine: مجموعة الهالوجينات.
- الكالسيوم (Ca).Calcium: مجموعة المعادن القلوية الترابية.
- الصوديوم (Na).Sodium: مجموعة المعادن القلوية.
- الكبريت (S).Sulfur: مجموعة الكالكوجينات

### III-4- المركبات الجزيئية والشاردية Molecular and Ionic Compounds

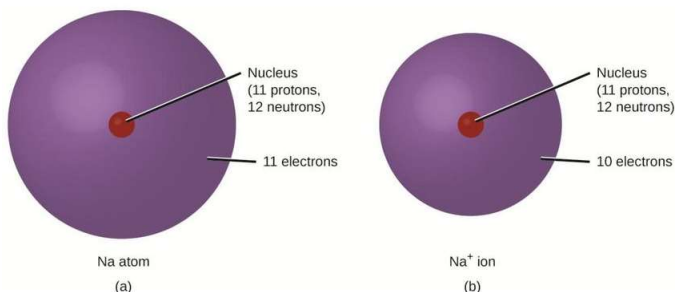
في التفاعلات الكيميائية العادية، تظل نواة كل ذرة (هوية العنصر) دون تغيير، ومع ذلك يمكن أن يحدث:

- إضافة الإلكترونات إلى الذرات عن طريق النقل **Transfer** من ذرات أخرى.
- فقد الإلكترونات عن طريق النقل إلى ذرات أخرى.
- مشاركة الإلكترونات مع ذرات أخرى.

يتحكم نقل ومشاركة **Sharing** الإلكترونات بين الذرات في كيمياء العناصر أثناء تكوين بعض المركبات.

تكتسب الذرات الإلكترونات أو تفقدها، وتشكل جزيئات مشحونة كهربائياً **Electrically charged** تدعى **الشوارد** (الأيونات **Ions**) كما هو موضح في الشكل (III-7).





الشكل (III-7):

(a) تحتوي ذرة الصوديوم (Na) على أعداد متساوية من البروتونات والإلكترونات (11) وهي غير مشحونة.  
(b) شاردة الصوديوم الموجبة  $\text{Na}^+$  فقدت إلكترونًا، لذلك تحتوي على بروتون واحد إضافي (11) أكثر من الإلكترونات (10)، مما يمنحها شحنة موجبة، تدل عليها علامة زائد المرتفعة.

يمكننا استخدام الجدول الدوري للتنبؤ **Predict** فيما إذا كانت الذرة ستشكل شاردة موجبة (كاتيون Cation) أو شاردة سالبة (أنيون Anion)، كما يمكن غالباً التنبؤ بشحنة الشاردة ion الناتجة، حيث يمكننا تمييز ما يلي:

**هام:** تفقد ذرات العديد من معادن المجموعة الرئيسية عدداً كافياً من الإلكترونات لتترك الذرات مع نفس عدد الإلكترونات مثل ذرة الغاز الخامل الذي يسبقها.

أي أنه:

تخسر ذرة معدن قلوي **Alkali Metal** (المجموعة 1 من الجدول الدوري) إلكترون واحد وتشكل شاردة موجبة ذات شحنة (+1).

بينما يفقد معدن قلوي ترابي **Earth Alkali Metal** (المجموعة 2 من الجدول الدوري) إلكترونين ويشكل شاردة موجبة ذات شحنة (+2)، وهكذا.

على سبيل المثال:

✓ ذرة الكالسيوم (**Ca**) المعتدلة، التي تحتوي على 20 بروتون و20 إلكترون تفقد إلكترونين بسهولة مما ينتج عنه شاردة موجبة (كاتيون) تحتوي على 20 بروتون و18 إلكترون وشحنة (+2)، حيث تحتوي هذه الشاردة على نفس عدد الإلكترونات مثل ذرات الغاز الخامل (النيبل) الذي يسبقها وهو غاز الأرجون **Ar**، حيث يرمز لهذه الشاردة بـ  $\text{Ca}^{2+}$ ، تسمى شاردة هذا المعدن بنفس اسم ذرة المعدن التي تتكون منها، لذلك يُطلق على  $\text{Ca}^{2+}$  اسم شاردة الكالسيوم.

✓ عندما تشكل ذرات العناصر اللامعدنية **Nonmetal** شوارد، فإنها تكتسب **Gain** عموماً إلكترونات كافية لمنحها نفس العدد من الإلكترونات لذرة الغاز الخامل الذي يليها في الجدول الدوري.

للتوضيح:

تكتسب ذرات (المجموعة 17 من الجدول الدوري) إلكترونًا واحدًا وتشكل شوارد سالبة ذات شحنة (-1)، بينما تكتسب ذرات (المجموعة 16 من الجدول الدوري) إلكترونين وتشكل شوارد سالبة ذات شحنة (-2).

## على سبيل المثال:

يمكن لذرة البروم **Br** المعتدلة التي تحتوي على:

- 35 بروتون.
- 35 إلكترون

أن تحصل على إلكترون واحد لتزويدها بـ 36 إلكترون، مما ينتج عنه شاردة سالبة بـ 35 بروتون و36 إلكترون وشحنة قيمتها (-1) لديها نفس عدد الإلكترونات مثل ذرات الغاز الخامل الذي يليها وهو غاز الكريبتون **Krypton Gas (Kr)**، ويرمز للشاردة الناتجة بـ **Br-**.

**الشكل (8-III)** يبين الجدول الدوري من خلال التنبؤ بتكوين الشوارد والشحنة المحتملة.

Period

Group

1

2

13

14

15

16

17

18

1

2

3

4

5

6

7

8

9

10

11

12

1

2

3

4

5

6

7

8

9

10

11

12

13

14

15

16

17

18

1

2

3

4

5

6

7

8

9

10

11

12

13

14

15

16

17

18

1

2

3

4

5

6

7

8

9

10

11

12

13

14

15

16

17

18

1

2

3

4

5

6

7

8

9

10

11

12

13

14

15

16

17

18

1

2

3

4

5

6

7

8

9

10

11

12

13

14

15

16

17

18

1

2

3

4

5

6

7

8

9

10

11

12

13

14

15

16

17

18

1

2

3

4

5

6

7

8

9

10

11

12

13

14

15

16

17

18

1

2

3

4

5

6

7

8

9

10

11

12

13

14

15

16

17

18

1

2

3

4

5

6

7

8

9

10

11

12

13

14

15

16

17

18

1

2

3

4

5

6

7

8

9

10

11

12

13

14

15

16

17

18

1

2

3

4

5

6

7

8

9

10

11

12

13

14

15

16

17

18

1

2

3

4

5

6

7

8

9

10

11

12

13

14

15

16

17

18

1

2

3

4

5

6

7

8

9

10

11

12

13

14

15

16

17

18

1

2

3

4

5

6

7

8

9

10

11

12

13

14

15

16

17

18

1

2

3

4

5

6

7

8

9

10

11

12

13

14

15

16

17

18

1

2

3

4

5

6

7

8

9

10

11

12

13

14

15

16

17

18

1

2

3

4

5

6

7

8

9

10

11

12

13

14

15

16

17

18

1

2

3

4

5

6

7

8

9

10

11

12

13

14

15

16

17

18

1

2

3

4

5

6

7

8

9

10

11

12

13

14

15

16

17

18

1

2

3

4

5

6

7

8

9

10

11

12

13

14

15

16

17

18

1

2

3

4

5

6

7

8

9

10

11

12

13

14

15

16

17

18

1

2

3

4

5

6

7

8

9

10

11

12

13

14

15

16

17

18

1

2

3

4

5

6

7

8

9

10

11

12

13

14

15

16

17

18

1

2

3

4

5

6

7

8

9

10

11

12

13

14

15

16

17

18

1

2

3

4

5

6

7

8

9

10

11

12

13

14

15

16

17

18

1

2

3

4

5

6

7

8

9

10

11

12

13

14

15

16

17

18

1

2

3

4

5

6

7

8

9

10

11

12

13

14

15

16

17

18

1

2

3

4

5

6

7

8

9

10

11

12

13

14

15

16

17

18

1

2

3

4

5

6

7

8

9

10

11

12

13

14

15

16

17

18

1

2

3

4

5

6

7

8

9

10

11

12

13

14

15

16

17

18

1

2

3

4

5

6

7

8

9

10

11

12

13

14

15

16

17

18

1

2

3

4

5

6

7

8

9

10

11

12

13

14

15

16

17

18

1

2

3

4

5

6

7

8

9

10

11

12

13

14

15

16

17

18

1

2

3

4

5

6

7

8

9

10

11

12

13

14

15

16

17

18

1

2

3

4

5

6

7

8

9

10

11

12

13

14

15

16

17

18

1

2

3

4

5

6

7

8

9

10

11

12

13

14

15

16

17

18

1

2

3

4

5

6

7

8

9

10

11

12

13

14

15

16

17

18

1

2

3

4

5

6

7

8

9

10

11

12

13

14

15

16

17

18

1

2

3

4

5

6

7

8

9

10

11

12

13

14

15

16

17

18

1

2

3

4

5

6

7

8

9

10

11

12

13

14

15

16

17

18

1

2

3

4

5

6

7

8

9

10

11

12

13

14

15

16

17

18

1

2

3

4

5

6

7

8

9

10

11

12

13

14

15

16

17

18

1

2

3

4

5

6

7

8

9

10

11

12

13

14

15

16

17

18

1

2

3

4

5

6

7

8

9

10

11

12

13

14

15

16

17

18

1

2

3

4

5

6

7

8

9

10

11

12

13

14

15

16

17

18

1

2

3

4

5

6

7

8

9

10

11

12

13

14

15

16

17

18

1

2

3

4

5

6

7

8

9

10

11

12

13

14

15

16

17

18

1

2

3

4

5

6

7

8

9

10

11

12

13

14

15

16

17

18

1

2

3

4

5

6

7

8

9

10

11

12

13

14

15

16

17

18

1

2

3

4

5

6

7

8

9

10

11

12

13

14

15

16

17

18

1

2

3

4

5

6

7

8

9

10

11

12

13

14

15

16

17

18

1

2

3

4

5

6

7

8

9

10

11

12

13

14

15

16

17

18

1

2

3

4

5

6

7

8

9

10

11

12

13

14

15

16

17

18

1

2

3

4

5

6

7

8

9

10

11

12

13

14

15

16

17

18

1

2

3

4

5

6

7

8

9

10

11

12

13

14

15

16

17

18

1

2

3

4

5

6

7

8

9

10

11

12

13

14

15

16

17

18

1

2

3

4

5

6

7

8

9

10

11

12

13

14

15

16

17

18

1

2

3

4</

**الشكل (8-III):** بعض العناصر التي يمكن التنبؤ بشحنتها

نلاحظ من **الشكل (8-III)** أنه:

- عند الانتقال من أقصى اليسار **Far Left** إلى اليمين في الجدول الدوري، فإن عناصر المجموعة الرئيسية تميل إلى تكوين شوارد موجبة ذات شحنة تساوي رقم المجموعة، أي أن عناصر المجموعة 1 تشكل شوارد موجبة (+1)، بينما عناصر المجموعة 2 تشكل شوارد موجبة (+2).
- عند الانتقال من أقصى اليمين **Far Right** إلى اليسار في الجدول الدوري، غالباً ما تشكل العناصر الشوارد السالبة بشحنة سالبة تساوي عدد المجموعات التي تحركت على يسار الغازات الخاملة.

## على سبيل المثال:

- ✓ عناصر (المجموعة 17 من الجدول الدوري) هي **المجموعة الأولى** إلى يسار مجموعة الغازات الخاملة، تشكل شاردة سالبة أحادية (-1).
- ✓ بينما (المجموعة 16 من الجدول الدوري) هي **المجموعة الثانية** إلى يسار مجموعة الغازات الخاملة، تشكل شاردة سالبة (-2)، وهكذا يمكن استخدام هذا الاتجاه كدليل في كثير من الحالات.

لكن القيمة المتنبئ بها Predictive Value لهذه الطريقة تنخفض عند التحرك نحو مركز الجدول الدوري، حيث غالباً ما تظهر المعادن الانتقالية Transition Metals وبعض المعادن الأخرى شحنات متغيرة Variable Charges لا يمكن التنبؤ بها من خلال موقعها في الجدول.

### على سبيل المثال:

- يمكن أن يشكل النحاس (Cu) شوارد بشحنات (+1) أو (+2).
- يمكن أن يشكل الحديد (Fe) تكوين شوارد بشحنات (+2) أو (+3).

تسمى الشوارد (الأيونات) التي ناقشناها حتى الآن **شوارد أحادية الذرة Monatomic Ions**، أي أنها شوارد تتكون من ذرة واحدة فقط.

هناك أيضاً العديد من **الشوارد متعددة الذرات Polyatomic Ions**، هذه الشوارد تعمل كوحدات منفصلة Discrete Units هي عبارة عن جزيئات مشحونة كهربائياً (مجموعة من الذرات المرتبطة بشحنة إجمالية).

### على سبيل المثال:

شاردة الأمونيوم Ammonium ( $\text{NH}_4^+$ )، وشاردة النتريت Nitrite ( $\text{NO}_2^-$ )، وشاردة الكربونات ( $\text{CO}_3^{2-}$ ).

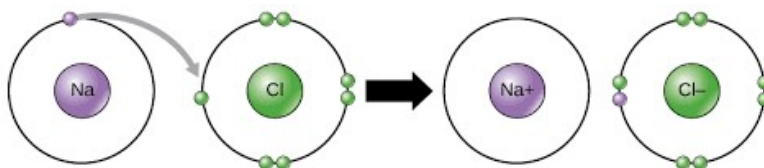
## III-4-1 المركبات الشاردية Ionic Compounds

عندما يتفاعل عنصر مكون من ذرات تفقد Loss إلكتروناتها بسهولة (معدن Metal) مع عنصر مكون من ذرات تكتسب Gain إلكترونات بسهولة (غير معدنية Nonmetal)، يحدث نقل للإلكترونات Transfer of Electrons مما ينتج عن ذلك شوارد.

يتم تثبيت المركب الناتج عن هذا النقل بواسطة عوامل الجذب الكهروستاتيكية Electrostatic Attraction (الروابط الشاردية Ionic Bonds) بين شوارد الشحنة المعاكسة الموجودة في المركب.

### على سبيل المثال:

عندما تتخلى كل ذرة صوديوم Na في عينة من معدن الصوديوم (المجموعة 1) عن إلكترون واحد لتشكيل شاردة صوديوم  $\text{Na}^+$ ، وكل ذرة كلور Cl في عينة من غاز الكلور (المجموعة 17) تقبل إلكترونات واحداً لتكوين شاردة كلوريد  $\text{Cl}^-$ ، يتكون مركب  $\text{NaCl}$  من شوارد الصوديوم وشوارد الكلوريد وفق النسبة (1:1) كما هو موضح من خلال المخطط التوضيحي التالي:





## تذكر هذا

في التفاعلات الكيميائية العادية، تظل نواة كل ذرة (هوية العنصر) دون تغيير، ومع ذلك يمكن أن يحدث:

- إضافة الإلكترونات إلى الذرات عن طريق النقل من ذرات أخرى.
- فقد الإلكترونات عن طريق النقل إلى ذرات أخرى.
- مشاركة الإلكترونات مع ذرات أخرى.

### الكسب والفقد الإلكتروني

- تفقد ذرات العديد من معادن المجموعة الرئيسية عدداً كافياً من الإلكترونات لتترك الذرات مع نفس عدد الإلكترونات مثل ذرة الغاز الخامل الذي يسبقها.
- عندما تشكل ذرات العناصر الالامعدنية Nonmetal شوارد، فإنها تكتسب Gain عموماً إلكترونات كافية لمنحها نفس العدد من الإلكترونات لذرة الغاز الخامل الذي يليها في الجدول الدوري

### المركبات الشاردية

عندما يتفاعل عنصر مكون من ذرات تفقد إلكتروناتها بسهولة (معدن Metal) مع عنصر مكون من ذرات تكتسب إلكترونات بسهولة (غير معدنية Nonmetal)، يحدث نقل للإلكترونات Transfer of Electrons مما ينتج عن ذلك شوارد. يتم تثبيت المركب الناتج عن هذا النقل بواسطة عوامل الجذب الكهروستاتيكية Electrostatic Attraction (الروابط الشاردية Ionic Bonds) بين شوارد الشحنة المعاكسة الموجودة في المركب

لا شيء مستحيل أمام الطموح

بالمثل:

يمكن لكل ذرة كالسيوم  $Ca$  (المجموعة 2) التخلي عن إلكترونين ونقل إلكترون واحد لذرتين من الكلور (الكالسيوم  $CaCl_2$ ، والذي يتكون من شوارد الكالسيوم  $Ca^{2+}$  والكلوريد  $Cl^-$ ، وفق النسبة (2:1) على الترتيب.

## تعريف:

### المركب الشاردي Ionic bonds

هو المركب الذي يحتوي على شوارد يتم تجميعها معاً بواسطة روابط شاردية.

يمكن للجدول الدوري أن يساعدنا في التعرف على العديد من المركبات الشاردية:

## نتيجة:

عندما يتم دمج معدن مع واحد أو أكثر من الالامعادن، عادة ما يكون المركب الناتج عبارة عن **مركب شاردي**.

يعمل هذا الدليل الإرشادي جيداً للتنبؤ بتكوين المركب الشاردي لمعظم المركبات، ومع ذلك فهو ليس صحيحاً دائماً.

### على سبيل المثال:

كلوريد الألومنيوم  $AlCl_3$ ، ليس مركب شاردي.

غالباً يمكن التعرف على المركبات الشاردية بسبب خصائصها، حيث تتمتع بالخصائص التالية:

## هـام:

### خصائص المركبات الشاردية:

1. مواد صلبة تنصهر  $Melt$  عادة في درجات حرارة عالية وتغلي Boil في درجات حرارة أعلى. حيث ينصهر كلوريد الصوديوم  $NaCl$  عند الدرجة  $801^\circ C$  ويغلي عند الدرجة  $1413^\circ C$ ، (على سبيل المقارنة، يغلي الماء والذي هو مركب غير شاردي عند الدرجة  $100^\circ C$ ).
2. ليست موصلة للكهرباء لأن شواردها غير قادرة على التدفق، حيث أن الكهرباء هي تدفق الشحنة، ومع ذلك، عند الانصهار يمكنها توصيل الكهرباء لأن شواردها في هذه الحالة تكون قادرة على التحرك بحرية عبر السائل.
3. تعد المركبات الشاردية معتدلة كهربائياً، حيث أن: **العدد الكلي للشحنة الموجبة للشوارد الموجبة يساوي العدد الكلي للشحنة السالبة للشوارد السالبة**
4. العديد من المركبات الشاردية قد تحتوي شوارد متعددة الذرة، إما تكون شوارد موجبة أو سالبة أو كلاهما، وهي أيضاً معتدلة كهربائياً، فمركب فوسفات الكالسيوم  $Ca^{2+}$   $Ca_3(PO_4)_2$  الذي يحتوي ثلاث شوارد كالسيوم  $Ca^{2+}$  مقابل مجموعتي فوسفات  $PO_4^{3-}$ ، حيث تعتبر شوارد الفوسفات وحدات منفصلة.



## تذكر هذا

يسمى المركب الذي يحتوي على شوارد يتم تجميعها معاً بواسطة روابط شاردية Ionic bonds مركباً شاردياً.

تعد المركبات الشاردية معتدلة كهربائياً، حيث أن العدد الكلي للشحنة الموجبة للشوارد الموجبة يساوي العدد الكلي للشحنة السالبة للشوارد السالبة.

### من محاضرات سابقة مبدأ الاستبعاد لباولي

في الذرة المعطاة، لا يوجد الكترونان يملكان ذات المجموعة من الأعداد الكوانتية الأربعة:

(n, l, m<sub>l</sub>, m<sub>s</sub>)

### الملاحظات التي وضعها مندليف في جدول 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.

### مبدأ أوف باو

ينص على ما يلي:  
(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)

الكيمياء العامة 1  
2023-2022

## III-4-2- المركبات الجزيئية Molecular Compounds

لا تحتوي العديد من المركبات على شوارد ولكنها تتكون فقط من جزيئات منفصلة ومعتدلة Neutral. تنتج هذه المركبات الجزيئية أو التي تدعى بالمركبات التساهمية Covalent Compounds عندما:

تتشارك الذرات في الإلكترونات بدلاً من نقلها  
(كسبها أو فقدها)

يعتبر الترابط التساهمي مفهوماً مهماً في الكيمياء، وسيتم تناوله بتفصيل أكبر في محاضرات لاحقة. يمكننا في كثير من الأحيان تحديد المركبات الجزيئية على أساس خصائصها الفيزيائية.

### على سبيل المثال:

في ظل الظروف العادية Ordinary conditions، غالباً ما توجد المركبات الجزيئية ك:

- غازات وسوائل منخفضة درجة الغليان مثل غاز الآزوت N<sub>2</sub>.
- مواد صلبة منخفضة الانصهار Low Melting مثل السكر.

على الرغم من وجود العديد من الاستثناءات المهمة.  
السؤال الآن:

ما الفرق بين المركبات الشاردية والمركبات الجزيئية (التساهمية) من حيث طريقة التشكل؟

### هـام:

- تتشكل المركبات الشاردية عادة عند اتحاد ذرة معدنية مع ذرة غير معدنية.
- تتشكل المركبات التساهمية عادة من مزيج من اللامعادن Nonmetals.

وبالتالي يمكن أن يساعدنا الجدول الدوري Periodic Table في التعرف على العديد من المركبات التساهمية.



القسم العملي يعزز مهاراتك النظرية فلا تهمله، موعدنا بعد المحاضرة

## المفاهيم الأساسية للمحاضرة والموجز

### Key Concepts and Summary

في هذه المحاضرة بينا مفهوم الإلكترونات التكافؤية التي تمثل الإلكترونات في السويات الطاقة الرئيسية الخارجية، وأن المداريات  $d$  لا تدخل في تحديد الإلكترونات التكافؤية والسبب هو كونها تمتلئ متأخرة عن المداريات  $s$  في السوية الطاقة الأعلى.

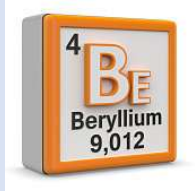
كما تطرقنا لمفهوم المركبات الشاردية من خلال فقرة المركبات الشاردية والجزئية، ووجدنا أن الذرة يمكن أن تكتسب إلكتروناتها أو تفقدها وتشكل جزيئات مشحونة كهربائياً تسمى الشوارد، وأن المركب الذي يحتوي على شوارد يتم تجميعها معاً بواسطة روابط شاردية يسمى مركباً شاردياً، وهو يتمتع بخواص متعددة من أهمها النقل الكهربائي.

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

-- نهاية المحاضرة --

. / /

ال	الكيمياء العامة I	/ / :
قسم الفيزياء السنة الأولى - الفصل الأول	الفصل الثالث <b>الجدول الدوري</b> The Periodic Table	
تتضمن هذه المحاضرة: 5525 كلمة تشمل: 28954 حرف موزعة ضمن: 20 صفحة		
GENERAL CHEMISTRY (I) / PHYSICS DEPARTMENT / 2022-2023 (Dr. Saad KEDA)		

<b>الهدف التعليمي من المحاضرة التاسعة</b> <b>Educational Goal</b> في نهاية هذا المحاضرة ستكون قادر على فهم: <ul style="list-style-type: none"> <li>✓ طرائق تسمية المركبات الكيميائية.</li> <li>✓ الاتجاهات الدورية في الخواص الذرية مثل طاقة التشرذ والإلفة الإلكترونية ونصف القطر الذري والكهرسلبية.</li> </ul> جميع الحقوق محفوظة لأصحابها من حيث الاقتباس والصور على شبكة الانترنت	 <p><b>كيف تسمى المركبات الكيميائية ؟</b></p>
---	--

تعتبر بعض الخواص الذرية مميزة، وهي تتبع اتجاه محدد سواء من ناحية الازدياد في القيمة أو الانخفاض، والجدول الدوري يراعي هذا التوجه ويفسر الاتجاهات هذه من خلال توزيع العناصر سواء ضمن صفوف محددة (**حسب السوية الطاقة**)، أو ضمن أعمدة محددة (**حسب الإلكترونات التكافؤية**)، في هذه المحاضرة سنناقش تلك الاتجاهات بشيء من التفصيل.

المحتوى	الصفحة
التسمية الكيميائية.	115
الاتجاهات الدورية في الخواص الذرية.	119
طاقة التشرذ	119
الألفة الإلكترونية.	123
نصف القطر الذري.	125
الكهرسلبية	128
الكهرسلبية ونوع الرابطة.	129
الرابطة التساهمية.	130



## تذكر هذا

من المحاضرة السابقة  
يسمى المركب الذي يحتوي  
على شوارد يتم تجميعها معاً  
بواسطة روابط شاردية Ionic  
bonds مركباً شاردياً.

تعد المركبات الشاردية معتدلة  
كهربائياً، حيث أن العدد الكلي  
للشحنة الموجبة للشوارد  
الموجبة يساوي العدد الكلي  
للشحنة السالبة للشوارد  
السالبة.

من محاضرات سابقة  
مبدأ الاستبعاد لباولي  
في الذرة المعطاة، لا يوجد  
الكترنان يملكان ذات  
المجموعة من الأعداد الكوانتية  
الأربعة:

(n, l, m<sub>l</sub>, m<sub>s</sub>)

الملاحظات التي وضعها  
مندليف في جدول الدوري  
• تشير الخطوط (-)  
لل فراغات التي خصصها  
مندليف للعناصر التي  
تنبأ بوجودها وخصائصها.  
• تشير النقاط (.....)  
لل فراغات التي خصصها  
مندليف للعناصر التي  
تنبأ بوجودها ولم يتنبأ  
بخصائصها.  
• تشير إشارات الاستفهام  
(?) إلى بعض الأوزان  
الذرية التي لم يكن  
مندليف متأكداً من  
صحتها.

### 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).

الكيمياء العامة 1  
2023-2022

## III-5- التسمية الكيميائية Chemical Nomenclature

تعتبر التسمية (هي مجموعة من القواعد Collection of Rules لتسمية الأشياء) مهمة في العلوم وفي العديد من المواقف الأخرى. يستخدم هذا المصطلح لتوضيح الطريقة لتسمية المركبات الشاردية والجزئية البسيطة مثل (NaCl, CaCO<sub>3</sub>, N<sub>2</sub>O<sub>4</sub>).

أبسط هذه المركبات هي المركبات الثنائية Binary، تلك المركبات التي تحتوي على عنصرين فقط، لكننا سنتعرف أيضاً على كيفية تسمية المركبات الشاردية التي تحتوي على شوارد متعددة الذرات. سنتبع إرشادات التسميات التي اقترحتها IUPAC.

### III-5-1 المركبات الشاردية Ionic Compounds

لتسمية مركب غير عضوي، نحتاج إلى التفكير في الإجابة على عدة أسئلة:

- هل المركب شاردى أم جزيئى؟
- إذا كان المركب شاردياً فهل يشكل المعدن شوارد من نوع واحد فقط (شحنة ثابتة) أم أكثر من نوع واحد (شحنة متغيرة)؟
- هل الشوارد أحادية الذرة أم متعددة الذرات؟
- إذا كان المركب جزيئياً، فهل يحتوي على الهيدروجين؟
- إذا كان الأمر كذلك، فهل يحتوي أيضاً على الأكسجين؟

من الإجابات التي نستخلصها نضع المركب في فئة مناسبة ثم نسميه وفقاً لذلك.

### ❖ المركبات التي تحتوي على شوارد أحادية الذرة فقط

Compounds Containing Only Monatomic Ions

يتكون اسم المركب الثنائي الذي يحتوي على شوارد أحادية الذرة من اسم الشاردة الموجبة Cation (اسم المعدن) متبوعاً Followed By باسم الشاردة السالبة Anion (اسم العنصر غير المعدني مع استبدال نهايته باللاحقة ide).

على سبيل المثال:

- ✓ كلوريد الصوديوم NaCl: Sodium Chloride.
- ✓ أكسيد الصوديوم Na<sub>2</sub>O: Sodium Oxide.
- ✓ بروميد البوتاسيوم KBr: Potassium Bromide.
- ✓ كربيد الألمنيوم Al<sub>4</sub>C<sub>3</sub>: Aluminum Carbide.

### ❖ المركبات التي تحتوي على شوارد متعددة الذرة

Compounds Containing Polyatomic Ions

يتم استخدام نفس طريقة التسمية في المركبات أحادية الذرة، باستثناء أننا لا نحتاج إضافة اللاحقة (ide)، حيث تظهر اللاحقة بشكل مسبق في اسم الشاردة السالبة.

على سبيل المثال:

- ✓ كلوريد الأمونيوم NH<sub>4</sub>Cl: Ammonium Chloride.
- ✓ خلاص البوتاسيوم KC<sub>2</sub>H<sub>3</sub>O<sub>2</sub>: Potassium Acetate.
- ✓ كبريتات الكالسيوم CaSO<sub>4</sub>: Calcium Sulphate.
- ✓ نترات الأمونيوم NH<sub>4</sub>NO<sub>3</sub>: Ammonium Nitrate.



## ❖ المركبات التي تحتوي على شاردة معدنية متغيرة الشحنة

## Compounds Containing Metal Ions with a Variable Charge

معظم المعادن الانتقالية يمكنها أن تشكل شاردتين موجبتين أو أكثر مختلفتين بالشحنة، إن مركبات هذه المعادن مع اللامعادن يتم تسميتها بشكل مشابه لما سبق في حالة المركبات التي تحتوي على شوارد أحادية الذرة، **باستثناء أنه:**

يجب إيضاح شحنة الذرة المعدنية بأرقام رومانية Roman Numeral ضمن قوسين بعد اسم المعدن، حيث تتحدد شحنة الشاردة المعدنية من صيغة المركب Formula of Compound وشحنة الشاردة السالبة.

## على سبيل المثال:

لنأخذ المركب الشاردي الثنائي لشاردة الحديد والكلوريد، يمكن للحديد أن يظهر شحنة إما (+2) أو (+3)، وتكون صيغ المركب الناتج هي  $(FeCl_2)$  و  $(FeCl_3)$  على التوالي، إن التسمية الأبسط هي **كلوريد الحديد Iron Chloride**، في هذه الحالة تبقى الصيغة غامضة Ambiguous، ولا يمكن التمييز Distinguish بين هذين المركبين.

لذلك في حالة كهذه يجب أن نضع شحنة الشاردة المعدنية على شكل رقم روماني بين قوسين يتبع مباشرة اسم المعدن، عندها لن يكون اسم المركبين غامضين (مبهمين)، حيث يعبر عنهم وفق ما يلي:

- Iron (II) Chloride (كلوريد الحديد الثنائي).
- Iron (III) Chloride (كلوريد الحديد الثلاثي)

وهكذا بشكل مشابه لباقي الشوارد متعددة الشحنة.

## على سبيل المثال:

- ✓ أكسيد الزئبق الأحادي  $Hg_2O$ : Mercury (I) Oxide، (يسمى أحياناً أكسيد الزئبقي)
- ✓ أكسيد الزئبق الثنائي  $HgO$ : Mercury (II) Oxide، (يسمى أحياناً أكسيد الزئبق)

## ملاحظة:

كانت التسميات القديمة تستخدم اللاحقة (-ic) واللاحقة (-ous) لتمييز المعادن وفق شحنتها الأعلى وشحنتها الأخفض على التوالي:

- كلوريد الحديد الثلاثي  $FeCl_3$  كان يدعى Ferric Chloride ويلفظ بالعربية (كلوريد الحديد).
- كلوريد الحديد الثنائي  $FeCl_2$  كان يدعى Ferrous Chloride ويلفظ بالعربية (كلوريد الحديد).

حيث نستخدم نحن في المصطلحات العربية إضافة حرف الباء (ي) للتعبير عن الشاردة المعدنية ذات الشحنة الأخفض (في حال امتلاك شحنتين مختلفتين لها).





## تذكر هذا

الفرق بين المركبات الشاردية والمركبات الجزيئية (التساهمية) من حيث طريقة التشكل

- تتشكل المركبات الشاردية عادة عند اتحاد ذرة معدنية مع ذرة غير معدنية.
- تتشكل Form المركبات التساهمية عادة من مزيج من اللامعادن Nonmetals.

من محاضرات سابقة  
العدد الكوانتي للزخم (اللف)  
الزاوي (l)

يأخذ (l) القيم الصحيحة من (0) حتى (n-1) لكل قيمة من (n)، ويشير هذا العدد الكوانتي إلى شكل المداريات الذرية، وترتبط قيمة (l) بحرف يدل على شكل المدارية.

### الهيدروجين

الهيدروجين عنصر فريد غير معدني Unique Nonmetallic له خصائص مشابهة لعناصر المجموعة A1 والمجموعة A7، لهذا السبب قد يظهر الهيدروجين في الجزء العلوي من كلا المجموعتين، أو مستقل في حد ذاته.

### الإلكترونات التكافؤية

تمثل الإلكترونات في المستوى الكوانتي الأساسي الخارجي للذرة.

### عزيزي الطالب

الفكرة تصنع ألف نص، لا تهمل أفكارك مهما كانت صغيرة، وتذكر أن بعض البذور لا يمكن رؤيتها بسبب شدة صغرها.

### الكيمياء العامة 1

## III-5-2- المركبات الجزيئية (التساهمية)

### Molecular (Covalent) Compounds

تختلف خصائص الترابط Bonding characteristics للمركبات الجزيئية غير العضوية عن المركبات الشاردية، ويتم تسميتها باستخدام نظام مختلف أيضاً:

تحدد شحنة الشوارد الموجبة (الكاتيونات) والشوارد السالبة (الأنيونات) نسبها Ratio في المركبات الشاردية، لذا فإن تحديد أسماء الشوارد يوفر معلومات كافية لتحديد الصيغ الكيميائية، ومع ذلك ونظراً لأن الترابط التساهمي يسمح باختلاف كبير في نسب الجمع Combination Ratios للذرات في الجزيء فإن الأسماء يجب أن تحدد المركبات الجزيئية بوضوح هذه النسب.

### ❖ المركبات المكونة من عنصرين

#### Compounds Composed of two Elements

عندما يشكل عنصرين غير معدنيين مركب جزيئي، يكون لدينا العديد من نسب الجمع المختلفة.

#### على سبيل المثال:

يمكن لعنصري الكربون (C) والأكسجين (O) أن يشكلوا مركبي (CO) و (CO<sub>2</sub>)، حيث أن هذه المركبين هما عبارة عن مواد مختلفة بخصائص مختلفة، وبالتالي لا يمكنهما اكتساب ذات الاسم (أي لا يمكن تسميتهما كلاهما بأكسيد الكربون Carbon Oxide).

للتعامل مع هكذا حالة غالباً ما نستخدم طريقة للتسمية مشابهة لتلك المستخدمة في حالة المركبات الشاردية ولكن مع إضافة لاحقة تشير لعدد الذرات في كل عنصر، بحيث يكون:

اسم العنصر الأكثر معدنية More Metallic (العنصر الذي يقع في أقصى اليسار و / أو الجزء السفلي من الجدول الدوري) يكون أولاً، متبوعاً باسم العنصر غير المعدني (العنصر الأبعد إلى اليمين و / أو الأعلى من الجدول الدوري) بعد تغيير نهايته باللاحقة (ide). كما يتم تحديد عدد ذرات كل عنصر من خلال البادئات اليونانية الموضحة في الجدول (III-4).

الجدول (III-4): البادئات اليونانية المستخدمة في تعيين عدد الذرات في التسميات الكيميائية.

العدد	اللاحقة	العدد	اللاحقة
1	mono- (أحياناً تحذف)	6	hexa-
2	di-	7	hepta-
3	tri-	8	octa-
4	tetra-	9	nona-
5	penta-	10	dcca-

عندما تظهر ذرة واحدة من العنصر، فإنه عادة ما يتم حذف اللاحقة (mono-) من جزء التسمية.



## تذكر هذا

### تسمية الحموض الثنائية

لتسمية الحموض الثنائية نتبع ما يلي:

1. كلمة هيدروجين تتغير إلى اللاحقة هيدرو Hydro.
2. اسم العنصر الغير معدني الآخر يتم إضافة اللاحقة (ic) له.
3. تضاف كلمة حمض Acid ككلمة ثانية.

### تسمية الحموض الأكسجينية

نتبع الخطوات التالية:

1. حذف كلمة هيدروجين.
2. البدء بالاسم المشتق من الشاردة السالبة.
3. نستبدل اللاحقة (-ate) باللاحقة (-ic)، واللاحقة (-ite) باللاحقة (-ous).
4. نضيف كلمة حمض Acid.

### من محاضرات سابقة

#### عيوب نموذج رذرفورد:

لم يتمكن من تفسير بقاء الإلكترونات في مدارات دائرية حول النواة دون أن تقترب من النواة وتلتحم بها (بسبب الفرق في الشحنة والتجاذب الكهرومغناطيسي) والذي يؤدي في النهاية لفناء المادة.

قادت تجربة رذرفورد إلى اقتراح نموذج تتكون فيه الذرة من:

**نواة Nucleus** صغيرة جداً موجبة الشحنة حيث تتركز **Concentrated** معظم كتلة الذرة، وتحيط بها الإلكترونات سالبة الشحنة، بحيث تكون الذرة متعادلة كهربائياً.

$$E = -2.178 \times 10^{-18} \left( \frac{Z^2}{n^2} \right)$$

تمثل لمعادلة الأكثر أهمية التي جاءت من نموذج بور والتي تعبر عن مستويات الطاقة المتاحة للإلكترون في ذرة الهيدروجين

نريدك اسماً فلا تكن رقماً

### على سبيل المثال:

- غاز **CO** يسمى غاز أول أكسيد الكربون Carbon monoxide.
- غاز **CO<sub>2</sub>** يسمى غاز ثاني أكسيد الكربون Carbon dioxide.

### ملاحظة:

عندما يجتمع حرفين صوتيين في الاسم، يتم إسقاط الحرف a في اللاحقة اليونانية عادةً.

### على سبيل المثال:

- ✓ ثنائي أكسيد الكبريت **SO<sub>2</sub>**: Sulfur dioxide.
- ✓ ثلاثي كلوريد البور **BCl<sub>3</sub>**: Boron trioxide.
- ✓ خماسي أكسيد ثنائي نتروجين **N<sub>2</sub>O<sub>5</sub>**: dinitrogen penoxide.

### ❖ الحموض الثنائية Binary Acids

نلاحظ أن العديد من الحموض تحرر شاردة الهيدروجين **H<sup>+</sup>** عندما تنحل في الماء، إن مزيج من الحمض والماء يعطي اسماً مشتق من اسم المركب، فإذا كان هذا المركب عبارة عن حمض ثنائي (يتكون من الهيدروجين وذرة أخرى غير معدنية) نتبع ما يلي في التسمية:

1. كلمة هيدروجين Hydrogen تتغير إلى اللاحقة هيدرو Hydro.
2. اسم العنصر الغير معدني الآخر يتم إضافة اللاحقة (ic) له.
3. كلمة حمض Acid تضاف ككلمة ثانية.

### للتوضيح:

ينحل غاز كلوريد الهيدروجين Hydrogen Chloride (**HCl**) في الماء، يدعى المحلول الناتج بـ: حمض الهيدرو كلوريد Hydrochloric Acid (المعرف باسم حمض كلور الماء).

وفيما يلي بعض الأمثلة الإضافية:

- ✓ حمض هيدرو فلوريك **HF**: Hydrofluoric Acid والذي يدعى (حمض فلور الماء).
- ✓ حمض هيدرو بروميك **HB**: Hydrobromic Acid والذي يدعى (حمض بروم الماء).
- ✓ حمض هيدرو سلفوريك **H<sub>2</sub>S**: Hydrosulfuric Acid والذي يدعى (حمض كبريت الماء).

### ❖ الحموض الأكسجينية Oxyacids

معظم الحموض تحتوي على ثلاثة عناصر أو أكثر، وهي الحموض التي تحتوي على الهيدروجين والأكسجين وبعض العناصر الأخرى، ولتسمية الحموض الأكسجينية نتبع الخطوات التالية:



## هل تعلم



ديميتري 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 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 للـ **الفيودكا 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.

### من المحاضرة السابقة

التوزيع الإلكتروني لكل من الكروم والنحاس يمتلك استثناء، حيث في حالة الكروم يميل لأن تكون المدارية d نصف ممتلئة، بينما 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.

عزز معرفتك بالقراءة

1. حذف كلمة هيدروجين.
2. البدء بالاسم المشتق من الشاردة السالبة.
3. نستبدل اللاحقة (-ate) باللاحقة (-ic)، واللاحقة (-ite) باللاحقة (-ous).
4. نضيف كلمة حمض Acid.

بعض الأمثلة عن ذلك موضحة في الجدول (III-5) التالي:

الجدول (III-5): بعض الحموض الأكسجينية وطريقة تسميتها اعتماداً على اسم الشاردة السالبة.

الصفة	اسم الشاردة السالبة	اسم الحمض
$\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$	خلات Acetate	حمض الخل Acetic acid
$\text{HNO}_3$	نترات Nitrate	حمض الآزوت Nitric acid
$\text{HNO}_2$	نترت Nitrite	حمض الآزوتي Nitrous acid
$\text{HClO}_4$	بيركلورات perchlorate	حمض بيركلورات Perchloric acid
$\text{H}_2\text{CO}_3$	كربونات Carbonate	حمض الكربون Carbonic acid
$\text{H}_2\text{SO}_4$	كبريتات Sulfate	حمض الكبريت Sulfuric acid
$\text{H}_2\text{SO}_3$	كبريتيت Sulfite	حمض الكبريتي Sulfurous acid
$\text{H}_3\text{PO}_4$	فوسفات Phosphate	حمض الفوسفات Phosphoric acid

## III-6- الاتجاهات الدورية في الخواص الذرية

### Periodic Trends in atomic Properties

سنناقش بعض الاتجاهات الدورية (الاختلافات في الخصائص) في الجدول الدوري من خلال:

- طاقة التشرد.
- الألفة الإلكترونية.
- نصف القطر الذري.

فماذا تعني هذه المصطلحات وما هي الطريقة التي تتغير فيها عبر الجدول الدوري؟

### III-6-1- طاقة التشرد Ionization Energy

هي الطاقة المطلوبة لتحرير الإلكترون من الذرة الغازية أو الشاردة، ويعبر عنها وفق المعادلة التالية:

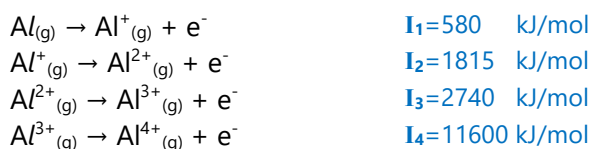


حيث يفترض بالذرة أو الشاردة الغازية أن تكون في حالتها الأرضية.

لعرض بعض خصائص طاقة التشرد، سندرس الطاقة المتعاقبة اللازمة لتحرير عدة إلكترونات.

## على سبيل المثال:

تعطى طاقات التشرد المتعاقبة في ذرة الألمنيوم وفق ما يلي:



## يمكن توضيح عدة نقاط مهمة من هذه النتيجة:

1. في عمليات التشرد المتعاقبة فإن الإلكترون ذو الطاقة الأعلى هو الذي **يتحرر أولاً**، أي:

(طاقة التشرد الأولى  $I_1$ ) هي:

## الطاقة اللازمة لتحرير الإلكترون الأعلى طاقة في الذرة

والإلكترون الأول المتحرر من ذرة الألومنيوم يأتي من المدارية **3p**، حيث يمتلك الألمنيوم التوزيع الإلكتروني التالي:



الإلكترون الثاني يتحرر من المدارية **3s**، حيث التوزيع الإلكتروني للشاردة  $\text{Al}^+$  هو:



نلاحظ أن طاقة التشرد الأولى  $I_1$  أصغر بشكل معتبر من طاقة التشرد الثانية  $I_2$ ، ويمكن أن يعزى ذلك لعدة أسباب.

## هل هي واضحة بالنسبة لك؟؟

العامل الأساسي ببساطة هو **الشحنة**، لاحظ أن الإلكترون الأول يتحرر من ذرة الألمنيوم الطبيعية  $\text{Al}$ ، بينما يتحرر الإلكترون الثاني من الشاردة  $\text{Al}^+$ .

## هـام:

إن التزايد في الشحنة الموجبة يجعل ارتباط الإلكترون أكثر قوة مما يؤدي لزيادة طاقة التشرد.

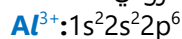
نفس السلوك يظهر في طاقات التشرد الثالثة والرابعة، حيث يتحرر الإلكترون من  $\text{Al}^{2+}$  و  $\text{Al}^{3+}$  على التوالي.

2. التزايد المتتالي في طاقات التشرد يمكن أن يفسر باستخدام النموذج البسيط للذرة متعددة الإلكترون:

إن التزايد في طاقة التشرد من  $I_1$  إلى  $I_2$  يبدو منطقياً لأن الإلكترون في الحالة الأولى يتحرر من المدارية **3p** الأعلى طاقة من المدارية **3s** التي يتحرر منها الإلكترون الثاني، ولكن:

**القفزة الكبيرة في طاقة التشرد** هي التي تحدث لدى الانتقال من طاقة التشرد **الثالثة** إلى طاقة التشرد **الرابعة**، لأن:

طاقة التشرد الرابعة هي **الطاقة اللازمة لتحرير الإلكترون الداخلي (الكثرون أساسي)**، حيث أن شاردة الألمنيوم  $\text{Al}^{3+}$  تمتلك التوزيع الإلكتروني:



**هـام:**

إلكترونات النواة مرتبطة بشكل مقيد أكثر من الإلكترونات التكافؤية وبالتالي تحتاج طاقة أكبر بكثير.

**هل اتضحت معك الآن هذه القفزة الكبيرة في الطاقة؟**

**الجدول (6-III)** يبين طاقات التشرد لجميع عناصر الدور الثالث في الجدول الدوري، حيث:

نلاحظ القفزة الكبيرة في الطاقة في كل حالة ننتقل فيها من تحرير الإلكترون التكافؤ لتحرير الكترون داخلي (الكرون أساسي).

**الجدول (6-III):** طاقات التشرد لعناصر الدور الثالث في الجدول الدوري ( $n=3$ ).

Element	$I_1$	$I_2$	$I_3$	$I_4$	$I_5$	$I_6$	$I_7$
Na	495	4560					
Mg	735	1445	7730				
Al	580	1815	2740	11,600			
Si	780	1575	3220	4350	16,100		
P	1060	1890	2905	4950	6270	21,200	
S	1005	2260	3375	4565	6950	8490	27,000
Cl	1255	2295	3850	5160	6560	9360	11,000
Ar	1527	2665	3945	5770	7230	8780	12,000

3. من جهة أخرى، فإن:

**أول طاقة تشرد تتناقص في ذات المجموعة عند الانتقال نحو الأسفل**

هذا يمكن أن يتضح بتسليط الضوء على عناصر مجموعة المعادن القلوية **1A** وعلى عناصر مجموعة الغازات المثالية **8A**، كما يظهر في **الجدول (7-III)**.

**الجدول (7-III):** تغير طاقات التشرد لعناصر المجموعة الواحدة عند الانتقال من الأعلى للأسفل

Atom	$I_1(\text{kJ/mol})$
<b>Group 1A</b>	
Li	520
Na	495
K	419
Rb	409
Cs	382
<b>Group 8A</b>	
He	2377
Ne	2088
Ar	1527
Kr	1356
Xe	1176
Rn	1042

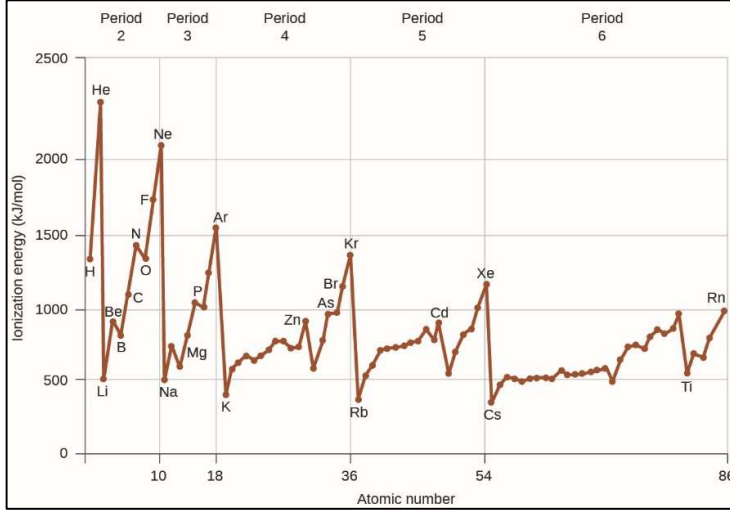
**هـام:**

السبب الرئيسي في تناقص طاقة التشرد كلما ذهبنا نحو أسفل المجموعة هو:

**ازدياد نصف قطر الذرة وبالتالي يكون الإلكترون أبعد عن النواة كلما اتجهنا نحو الأسفل**

وبالتالي تنخفض الطاقة اللازمة لتحريره (يصبح تحرير الإلكترون أسهل)، فكلما ازدادت قيمة العدد الكوانتي الرئيسي  $n$  كلما ازداد حجم المدارية وأصبح تحرير الإلكترون أسهل.

**الشكل (9-III)** في الصفحة التالية يبين أن هناك جزء من عدم الاستمرارية في طاقة التشرد لدى التحرك عبر الجدول الدوري:



الشكل (III-9):  
عدم الاستمرارية في طاقة التشرد  
عند الانتقال عبر الجدول الدوري.

### على سبيل المثال:

في الدور الثاني يحصل هذا الانقطاع في الاستمرارية:

- من عنصر البيريليوم (Be) Beryllium نحو البور (B) Boron.
- من عنصر النتروجين (N) Nitrogen باتجاه الأكسجين (O) Oxygen.

هذا الاستثناء للاتجاه الطبيعي يمكن تفسيره وفق مفهوم **تنافر الإلكترونات**، حيث أن التناقص في طاقة التشرد بالانتقال من البيريليوم Be إلى البور B يعكس حقيقة أن:

### نتيجة:

الإلكترونات في الحقل المداري 2s تقدم بعض التدريع (الحماية) للإلكترونات في المدارية 2p من تأثير شحنة النواة.

أما التناقص في طاقة التشرد بالانتقال من النتروجين N للأكسجين O يعكس:

### نتيجة:

التنافر الإلكتروني الكبير بين الأزواج التي تحتل المدارية 2p للأكسجين.

### إذا نستنتج مما سبق:

### هـام:

- تتناقص طاقة التشرد عند الانتقال في المجموعة الواحدة نحو الأسفل بسبب ابتعاد الإلكترون عن النواة (ازدياد حجم المدارية الإلكترونية).
- تزداد طاقة التشرد عند الانتقال في الدور الواحد من اليسار نحو اليمين بسبب ازدياد حجم النواة وبالتالي ازدياد ارتباط الإلكترون بشكل أكبر نتيجة قوى التجاذب.

الشكل (III-10) في الصفحة التالية يوضح اتجاهات طاقات التشرد للعناصر ضمن الجدول الدوري.

	1A	2A		3A	4A	5A	6A	7A	8A
1	H 1311								He 2377
2	Li 520	Be 899		B 800	C 1086	N 1402	O 1314	F 1681	Ne 2088
3	Na 495	Mg 735		Al 580	Si 780	P 1060	S 1005	Cl 1255	Ar 1527
4	K 419	Ca 590		Ga 579	Ge 761	As 947	Se 941	Br 1143	Kr 1356
5	Rb 409	Sr 549		In 558	Sn 708	Sb 834	Te 869	I 1009	Xe 1176
6	Cs 382	Ba 503		Tl 589	Pb 715	Bi 703	Po 813	At (926)	Rn 1042

الشكل (10-III):  
اتجاهات طاقات التشرد  
للعناصر ضمن الجدول الدوري

### Electron Affinity الألفة الإلكترونية 2-6-III

هي تغير الطاقة المرتبط بإضافة الكترون إلى الذرة في حالتها الغازية:



والتي تعني أنه إذا كانت عملية إضافة الإلكترون هي عملية طاردة للحرارة، فإن القيمة المعتبرة للألفة الإلكترونية ستأخذ الإشارة السالبة.

الذرات التي تمتلك طاقة أكثر سلبية تتحرر منها كمية أكبر من الطاقة، كما أن:

#### هام:

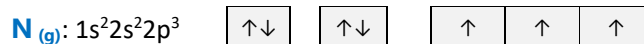
الألفة الإلكترونية تصبح أكثر سلبية من اليسار إلى اليمين لدى الانتقال في الجدول الدوري.

هناك العديد من الاستثناءات لهذه القاعدة في كل سوية طاقة رئيسية، يمكن تفسير اعتماد الألفة الإلكترونية على العدد الذري من خلال النظر في التنافرات الإلكترونية كدالة على توزيع الإلكترونات (التكوين الإلكتروني).

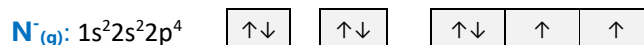
على سبيل المثال (هام):

لماذا لا تشكل ذرة الآزوت شاردة  $N^-_{(g)}$  منفصلة مستقرة، بينما يمكن للكربون أن يشكل  $C^-_{(g)}$ ؟

إن الإلكترون المضاف لذرة الآزوت التي تملك التوزيع الإلكتروني:



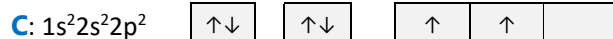
لتشكيل الشاردة  $N^-_{(g)}$  التي تملك التوزيع الإلكتروني:



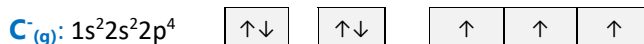
سيحتل المدارية  $2p$  التي هي بالأساس تحوي الكترون واحد، إن التنافر القوي بين الإلكترونات التي تحتل هذه المدارية يجعل الشاردة  $N^-_{(g)}$  غير مستقرة.

بينما الإلكترون المضاف لذرة الكربون التي تملك التوزيع الإلكتروني:





لتشكيل الشاردة  $\text{C}^-$  التي تملك التوزيع الإلكتروني:

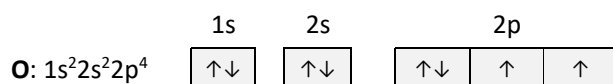


لن يؤدي لتنافر الكتروني كبير كما سبق في حال ذرة الآزوت.

بالمقارنة مع ذرة النيتروجين (الأزوت) فإن ذرة الأكسجين تستطيع إضافة الكترون لتشكيل الشاردة  $\text{O}^-$  المستقرة، فما السبب؟

يمكن إيضاح السبب من خلال ما يلي:

يملك الأكسجين التوزيع الإلكتروني التالي:



من المحتمل أن ذرة الأكسجين التي تمتلك شحنة نواة أكبر بالمقارنة مع الآزوت، تكون قادرة على التغلب بشكل كاف على التنافر المرتبط بإضافة الكترون ثان إلى المدارية  $2p$  المشغولة مسبقاً، رغم ذلك، ستلاحظ أن الإلكترون الثاني لا يمكن إضافته لذرة الأكسجين لتشكيل شاردة الأكسيد المنفصلة  $\text{O}^{2-}$ ، وهذا يبدو غريباً بالنظر لكون وجود عدة مركبات أكسيد ثابتة مثل  $\text{MnO}_2$ ،  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ، وغيرها من المركبات المعروفة، فما السبب؟

إن الجواب على ذلك هو:

إن الشاردة  $\text{O}^{2-}$  ثابتة في المركبات الشاردية بسبب قوى التجاذب الكبيرة بين الشوارد الموجبة وشوارد الأكسيد.

Atom	Electron Affinity (kJ/mol)	هـام:
F	-327.8	عند الانتقال ضمن المجموعة الواحدة في الجدول الدوري من الأعلى نحو الأسفل تصبح الألفة الإلكترونية أكثر إيجابية (تتحرر طاقة أقل) حيث أن الإلكترون يضاف إلى مواقع ذات مسافات متزايدة عن النواة
Cl	-348.7	
Br	-324.5	
I	-295.2	

هذه هي الحالة العامة، والتغيرات في الألفة الإلكترونية تتلاشى كلما كانت المجموعة صغيرة، وقد تحدث استثناءات عديدة، هذا السلوك يمكن ملاحظته في عناصر المجموعة السابعة **7A** (مجموعة الهالوجينات) الموضحة في الجدول المرفق جانباً.

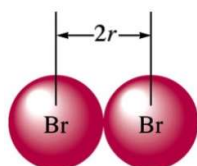
نلاحظ أن مجال القيم (الفروقات) صغير بشكل واضح بالمقارنة مع التغيرات التي تحدث عادة خلال الانتقال ضمن السوية الرئيسية الواحدة (الدور الواحد)، كما نلاحظ أن:

على الرغم من أن الكلور والبروم واليود تظهر اتجاه متوقع، فإن الطاقة المتحررة لدى إضافة الكترون إلى الفلور أصغر بكثير مما هو متوقع، هذه الطاقة الصغيرة المتحررة يمكن أن تعزى للحجم الصغير للمدارية  $2p$ ، حيث تكون الإلكترونات قريبة جداً من بعضها في هذه المدارية مما يؤدي لوجود تنافر كبير غير متوقع بين الإلكترونات، حيث في باقي الهالوجينات مع وجود مداريات كبيرة نسبياً يكون هذا التنافر غير شديد.

### III-6-3- نصف القطر الذري Atomic Radius

كما أن حجم المداريات لا يمكن أن يحدد بدقة، كذلك هو الأمر بالنسبة لحجم الذرة. من أجل **حساب نصف القطر الذري** يجب علينا حساب المسافات بين الذرات في المركبات الكيميائية.

#### على سبيل المثال:



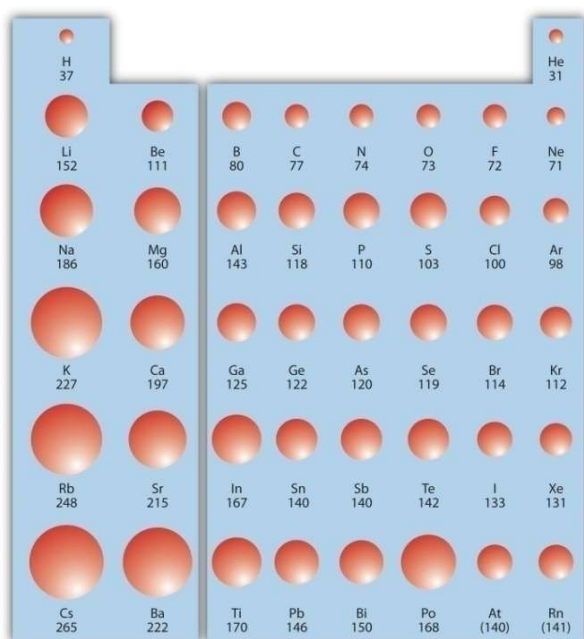
في جزيء البروم  $Br_2$ ، المسافة بين النواتين معروفة بأنها  $228 \text{ pm}$ ، وبالتالي يكون نصف القطر الذري لذرة البروم هو **نصف هذه المسافة  $114 \text{ pm}$** ، كما هو موضح في الشكل المجاور.

( $pm$  تعني بيكومتر وهي تساوي  $10^{-12} \text{ meter}$ )

نصف القطر هذا غالباً ما يدعى **نصف القطر التساهمي Covalent atomic radii** نظراً لأننا حصلنا عليه من قياس المسافة بين ذرتين في الروابط التساهمية.

- من أجل **الذرات الغير معدنية التي لا تشكل جزيئات ثنائية الذرة**، يتم تحديد نصف القطر لها من خلال مركباتها التساهمية المتنوعة.
- من أجل نصف القطر للذرات المعدنية (الذي يدعى نصف القطر المعدني) نحصل عليه من **نصف المسافة بين ذرتين معدنيتين في بلورة معدنية صلبة**.

أنصاف الأقطار للعناصر الكيميائية موضحة من خلال الشكل (III-11).



الشكل (III-11):

تغير نصف القطر الذري خلال الجدول الدوري

نلاحظ أن هذه القيم أصغر بكثير من القيمة المتوقعة لحجم الكثافة الإلكترونية **90%** للذرات بشكل منفصل، **هل تعلم السبب؟**

يمكن إيضاح السبب وفق ما يلي:

**نتيجة:**

عندما ترتبط الذرات بروابط لتشكيل المركبات تنضغط الغمامة الإلكترونية (الكثافة).

تشكل هذه القيم مجموعة بيانات متناسقة يمكن استخدامها لمناقشة الاتجاهات في نصف القطر الذري ضمن الجدول الدوري.

- نلاحظ أن نصف القطر الذري **يتناقص لدى الذهاب من يسار الجدول الدوري باتجاه اليمين في الدور الواحد**، هذا التناقص يعزى إلى:  
تأثير شحنة النواة التي تزداد بالانتقال نحو اليمين (انخفاض الدرع)، هذا يعني أن الإلكترونات التكافؤية تصبح أقرب للنواة مما يؤدي لتناقص حجم الذرة.
- كما نلاحظ **ازدياد نصف القطر الذري في المجموعة الواحدة كلما انتقلنا نحو الأسفل**، وذلك بسبب:  
ازدياد حجم المداريات في المستويات الكوانتية الرئيسية المتتالية.

**مثال محلول (25)**

**هذا المثال يدعم مفهوم اختلاف طاقة التشرد خلال الجدول الدوري.**

**زمن الحل:** 8 دقائق كحد أقصى      **الزمن الإمتحاني:** 10 دقائق كحد أقصى

إن طاقة التشرد الأولى بالنسبة لعنصر **الفوسفور (p) Phosphorus** هي 1060 kJ/mol، وتبلغ هذه الطاقة بالنسبة **للكبريت (S) Sulfur** المقدار 1005 kJ/mol، لماذا؟

**الحل:**

إن الكبريت والفوسفور هما عنصران متجاوران في **الدور الثالث** (المستوى الرئيسي الثالث) من الجدول الدوري (كما هو موضح في الجدول الدوري)، ويمتلكان توزيع الإلكترونات التكافؤية وفق ما يلي:  
بالنسبة للفوسفور (P) يكون هذا التوزيع:



أما بالنسبة للكبريت (S) فيكون هذا التوزيع:



بالشكل الطبيعي، إن طاقة التشرد الأولى تزداد كلما اتجهنا في الجدول الدوري نحو اليمين، لذلك من المتوقع أن تكون طاقة التشرد الأولى للكبريت أكبر من طاقة التشرد الأولى للفوسفور، ولكن **توضع الإلكترون الرابع في المدارية 3p بالنسبة للكبريت يولد تنافر الكتروني-الكترن**، نتيجة لذلك يصبح هذا الإلكترون أكثر قابلية (أسهل) للتححر مما هو متوقع.



## مثال محلول (26)

هذا المثال يدعم مفهوم اختلاف نصف القطر الذري في المجموعة الواحدة في الجدول الدوري.

زمن الحل: 5 دقائق كحد أقصى الزمن الإمتحاني: 7 دقائق كحد أقصى

تنبأ باتجاه نصف القطر الذري لشوارد المجموع 2A التالية:  $\text{Be}^{2+}$ ,  $\text{Mg}^{2+}$ ,  $\text{Ca}^{2+}$ ,  $\text{Sr}^{2+}$   
الحل:

كل هذه الشوارد تشكلت عن طريق تحرير الكترونين من ذرة عناصر المجموعة 2A، فعند الانتقال من البيريليوم إلى السترانسيوم نحن ننتقل نحو أسفل المجموعة وبالتالي يزداد نصف القطر الذري من البيريليوم حتى السترانسيوم:  
 $\text{Be}^{2+} < \text{Mg}^{2+} < \text{Ca}^{2+} < \text{Sr}^{2+}$

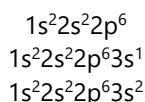


## مثال محلول (27)

هذا المثال يدعم مفهوم اختلاف طاقة التشرد خلال الجدول الدوري.

زمن الحل: 8 دقائق كحد أقصى الزمن الإمتحاني: 12 دقيقة كحد أقصى

لنفترض أن لدينا مجموعة من الذرات تمتلك التوزع الإلكتروني التالي:



أي من هذه الذرات يمتلك طاقة تشرد أولى أكبر، وأي واحدة منها تمتلك أصغر طاقة تشرد ثانية، وضح إجابتك بالشرح

الحل:

إن الذرة التي تمتلك أكبر قيمة لطاقة التشرد الأولى  $I_1$  هي تلك التي تمتلك التوزع الإلكتروني:



لأن هذا العنصر يتواجد في نهاية يمين الدور الثاني (السوية الطاقية الرئيسية الثانية)، حيث أن الكترونات المداريات 2p لا تحمي بعضها البعض بشكل فعال، لذلك ستكون طاقة التشرد الأولى كبيرة نسبياً.

التوزيع الإلكتروني الآخر المعطى يتضمن الكترونات المدارية 3s، هذه الإلكترونات محمية بشكل فعال من قبل الكترونات النواة (الالكترونات السويات الداخلية) وأبعد عن النواة من الكترونات المدارية 2p بالنسبة للنيون، لذلك ستكون طاقة التشرد الأولى لهذه الذرات أصغر من مثيلتها في حالة النيون.

أما الذرة التي تمتلك أصغر طاقة تشرد ثانية  $I_2$  فهي تلك التي تمتلك التوزع الإلكتروني:



لأنه في حالة المغنيزيوم فإن كلا طاقتي التشرد الأولى والثانية تتضمن الكترونات تكافؤية.

ومن أجل الذرة ذات التوزع الإلكتروني:



فإن الإلكترون الثاني المتحرر وفق طاقة التشرد الثانية  $I_2$  هو الكترون النواة المتوضع في المدارية 2p وبالتالي تكون طاقة تشرده أكبر.

## III-4-6-الكهرسلبية Electronegativity

**الكهرسلبية:** مقياس يدل على ميل الذرة لجذب الإلكترونات (تعبير عن كثافة الإلكترونات) نحو نفسها.

تحدد الكهرسلبية كيفية توزيع الإلكترونات المشتركة بين الذرتين في رابطة، فكلما ازدادت قوة جذب الذرة للإلكترونات كلما كانت كهرسليبتها أكبر.

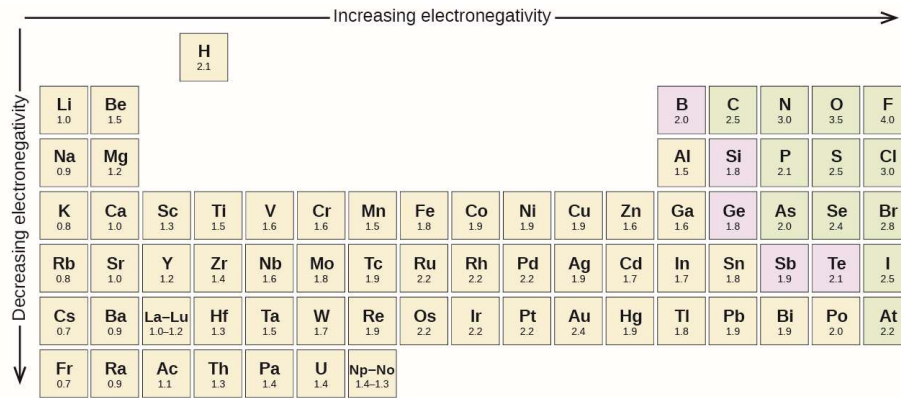
**على سبيل المثال:**

تتوضع الإلكترونات في الرابطة التساهمية القطبية باتجاه الذرة الأكثر كهرسلبية وهي الذرة التي ستحمل الشحنة السالبة الجزئية.

إذاً كلما ازداد الفرق في الكهرسلبية كلما ازداد استقطاب الإلكترونات وأصبحت الشحنة الجزئية للذرة أكبر.

يبين الشكل (III-12) قيم الكهرسلبية للعناصر كما اقترحها أحد أشهر الكيميائيين في القرن العشرين Linus Pauling.

بشكل عام تزداد الكهرسلبية من يسار الجدول الدوري إلى يمين الجدول الدوري في نفس الدور، وتنخفض باتجاه أسفل المجموعة.



الشكل (III-12):

مخطط يبين تغيير قيمة الكهرسلبية للعناصر حسب موضعها في الجدول الدوري

وهكذا، فإن اللامعادن التي تقع أعلى يمين الجدول الدوري تميل إلى أن تكون لديها أعلى قيمة للكهرسلبية.

**على سبيل المثال:**

الفلور هو العنصر الأكثر كهرسلبية وتبلغ قيمتها (4.0)، كما تميل المعادن إلى أن تكون أقل العناصر كهرسلبية، حي نلاحظ أن معادن المجموعة الأولى تمتلك أقل قيمة للكهرسلبية.

لاحظ أن الغازات الخاملة (النبيلة) مستثناة من هذا الرقم لأن ذرات هذه العناصر لا تتشارك الإلكترونات مع ذرات أخرى لأنها تحتوي على طبقة إلكترونات تكافؤية مكتملة، بالرغم من وجود مركبات غازية نبيلة مثل  $\text{XeO}_2$ ، إلا أنه لا يمكن تكوينها إلا تحت ظروف قاسية وبالتالي فهي لا تتناسب بشكل جيد مع النموذج العام للكهرسلبية.

### ❖ الكهرسلبية ونوع الرابطة Electronegativity and Bond Type

القيمة المطلقة للفرق في الكهرسلبية ( $\Delta EN$ ) بين ذرتين مترابطتين توفر قياساً تقريبياً للقطبية المتوقع حدوثها في الرابطة وبالتالي نوع الروابط، حيث:

- عندما يكون الفرق صغيراً جداً أو صفراً تكون:

#### الرابطة تساهمية وغير قطبية

- عندما يكون الفرق كبيراً فهذا يعني أن:

#### الرابطة تساهمية قطبية أو شاردية

#### على سبيل المثال:

القيم المطلقة للاختلافات بين الكهرسلبية بين الذرات في (H-H)، (H-Cl)، (Na-Cl) هي على الترتيب:

- (0 تشير لرابطة تساهمية غير قطبية)
- (0.9 وتشير لرابطة تساهمية قطبية)
- (2.1 وتشير لرابطة شاردية)

تختلف درجة تقاسم الإلكترونات بين الذرات من:

- متساوية تماماً (الترباط التساهمي الصافي)
- إلى عدم التماثل (الترباط الشاردي)

يبين الجدول (8-III) التالي العلاقة بين فرق الكهرسلبية ونوع الرابطة.

الجدول (8-III): العلاقة بين الكهرسلبية ونوع الرابطة

نوع الرابطة	الفرق في الكهرسلبية	
تساهمية صرفه	<0.4	صغير
تساهمية قطبية	0.4 – 1.8	متوسط
شاردية	> 1.8	كبير

نلاحظ أن الجدول (8-III) يقدم فرق الكهرسلبية بقيمة مقبولة، والمرتبطة بالروابط التساهمية الصرفة والقطبية والروابط الشاردية، حيث يمكن اعتباره دليل عام، ومع ذلك نلاحظ العديد من الاستثناءات.

#### على سبيل المثال:

- إن فرق الكهرسلبية بين ذرتي الفلور والهيدروجين في HF يبلغ (1.9)، بينما يكون هذا الفرق بين ذرتي الهيدروجين والآزوت في  $NH_3$  هو (0.9)، ومع ذلك فإن كلا هذين المركبين يشكلان روابط تعتبر تساهمية قطبية.
- إن ذرات Na و Cl في NaCl تمتلك فرق في الكهرسلبية مقداره (2.1)، بينما ذرات المنغنيز واليود في  $MnI_2$  تمتلك الفرق (1.0)، ومع ذلك فإن كلا هاتين المادتين عبارة عن مركبات شاردية.

لذلك:

أفضل طريقة لنبيين الطبيعة التساهمية أو الشاردية للرابطة هو النظر في أنواع الذرات المشكلة لها ومواقعها النسبية في الجدول الدوري.

### نتيجة:

الروابط بين ذرتين من اللامعادن تكون عموماً تساهمية، بينما الرابطة بين المعدن واللامعادن تكون في كثير من الأحيان شاردية.

يجب الإشارة هنا أن بعض المركبات تحتوي كلا النوعين من الروابط التساهمية والشاردية، فالذرات في الشوارد متعددة الذرة مثل  $\text{OH}^-$ ،  $\text{NO}_3^-$ ، و  $\text{NH}_4^+$  ترتبط فيما بينها بروابط تساهمية قطبية، وهذه الشوارد تشكل مركبات قطبية عن طريق ارتباطها بشوارد معاكسة لها بالشحنة.

### على سبيل المثال:

نترات البوتاسيوم  $\text{KNO}_3$  الذي يتكون من شاردة البوتاسيوم الموجبة  $\text{K}^+$  وشاردة النترات متعددة الذرات السالبة  $\text{NO}_3^-$ ، تكون طبيعة الرابطة فيه **شاردية** ناتجة عن التجاذب الكهربائي الساكن بين شاردة البوتاسيوم وشاردة النترات، كما يحتوي هذا المركب على روابط **تساهمية قطبية** بين ذرات الأكسجين والآزوت المشكلة لشاردة النترات السالبة  $\text{NO}_3^-$ .

### ماذا تعني الرابطة التساهمية؟

#### ❖ الرابطة التساهمية Covalent Bonding

وجدنا أنه في المركبات الشاردية يتم انتقال الإلكترونات بين ذرات العناصر المختلفة لتشكيل الشوارد، لكن هذه ليست الطريقة الوحيدة التي يمكن بها تشكيل المركبات، حيث يمكن أن تقوم الذرات أيضاً بعمل روابط كيميائية من خلال مشاركة الإلكترونات بالتساوي بين بعضها البعض، تسمى الروابط المتشكلة بالروابط التساهمية.

### نتيجة:

تشكل الرابطة التساهمية بين ذرتين عندما:  
يكون لكل منهما اتجاهات مشابهة لجذب الإلكترونات إلى نفسها أي:  
عندما يكون لكل من الذرات طاقات تشرد وطاقات ألفة الكترونية متماثلة أو متشابهة إلى حدٍ ما.

### على سبيل المثال:

ترتبط ذرتان من الهيدروجين تساهمياً لتشكيل جزيء  $\text{H}_2$ ، تحتوي كل ذرة هيدروجين في جزيء  $\text{H}_2$  على إلكترونين يجعلانها ثابتة مما يعطي كل ذرة نفس عدد الإلكترونات التكافؤية لتشابه الغاز الخامل الهيليوم  $\text{He}$ .

تمتلك المركبات التي تحتوي على روابط تساهمية خصائص فيزيائية مختلفة عن المركبات الشاردية لأن الجاذبية بين الجزيئات (التي تكون معتدلة كهربائياً) أضعف من تلك الموجودة بين الشوارد المشحونة كهربائياً، وهنا بعض هذه الاختلافات:

## هام:

### الاختلاف بين المركبات التساهمية والشاردية

- تمتلك المركبات التساهمية عموماً نقاط انصهار وجليان أقل بكثير من المركبات الشاردية.
- العديد من المركبات التساهمية هي سوائل أو غازات في درجة حرارة الغرفة.
- تكون المركبات التساهمية في حالتها الصلبة عادةً أكثر ليونة من المواد الصلبة الشاردية.
- في حين أن المركبات الشاردية هي موصلات جيدة للكهرباء عند إذابتها في الماء، فإن معظم المركبات التساهمية غير قابلة للذوبان في الماء، وبما أنها معتدلة كهربائياً فهي ضعيفة الوصل للكهرباء في جميع حالاتها.

ولكن السؤال:

### ما الفرق بين الرابطة التساهمية الصرفة والرابطة التساهمية القطبية؟

يمكن توضيح هذا الفرق وفق ما يلي:

1. إذا كانت الذرات التي تشكل رابطة تساهمية متطابقة كما هو الحال في  $H_2$ ،  $Cl_2$ ، وجزيئات ثنائيات الذرة الأخرى، فيجب أن تكون الإلكترونات الموجودة في الرابطة مشتركة بالتساوي، تدعى حينها الرابطة المتشكلة بـ **الرابطة التساهمية الصرفة** Pure Covalent Bond.

حيث:

### تمتلك الإلكترونات في الروابط التساهمية الصرفة احتمالاً متساوياً للقرب من كل نواة

في حالة  $Cl_2$ ، تبدأ كل ذرة من سبع إلكترونات تكافؤ بالاقتراب من بعضها وتشترك كل ذرة كلور  $Cl$  بالإلكترون مع الذرة الأخرى لتشكل رابطة تساهمية واحدة:



إن العدد الكلي من الإلكترونات حول كل ذرة كلور يتكون من ست إلكترونات غير مرتبطة، وإلكترونين مشتركين (يشكلان الرابطة).

إن مجموع الإلكترونات الثمانية حول كل ذرة كلور يماثل عدد الإلكترونات التكافؤية في غاز الأرجون الخامل، وبما أن ذرات الكلور متماثلة لذلك ستكون الرابطة المتشكلة هي رابطة تساهمية صرفة.

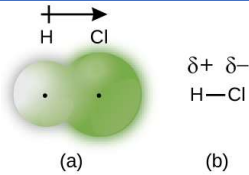
2. عندما تتشكل الرابطة التساهمية بين **ذرتين مختلفتين** فإن الإلكترونات الرابطة تكون مشتركة لكنها لم تعد متساوية بالنسبة لكلا الذرتين (البعد عن النواة)، حيث بدلاً من ذلك تنجذب إلكترونات الترابط إلى ذرة واحدة أكثر من الأخرى مما يؤدي إلى حدوث تحول في كثافة الإلكترونات نحو تلك الذرة، يعرف هذا التوزيع غير المتساوي للإلكترونات بـ **الرابطة التساهمية القطبية** Polar Covalent Bond.

تتميز هذه الرابطة بشحنة موجبة جزئية على ذرة واحدة وشحنة سالبة جزئية على الذرة الثانية، فالذرة التي تجذب الإلكترونات بقوة تكتسب الشحنة السالبة الجزئية والعكس بالعكس.

على سبيل المثال:

تقضي الإلكترونات الموجودة في الرابطة  $H-Cl$  لجزء كلوريد الهيدروجين وقتاً أطول بالقرب من ذرة الكلور مقارنة مع ذرة الهيدروجين، وهكذا في جزء حمض كلور الماء:





تحمل ذرة الكلور شحنة سالبة جزئية بينما تكتسب ذرة الهيدروجين شحنة موجبة جزئية كما هو موضح في المخطط المجاور. لاحظ أن المنطقة المظلمة حول **Cl** تكون أكبر بكثير من تلك التي حول **H**.

نشير أحياناً للذرات الموجبة والسالبة في الرابطة التساهمية القطبية باستخدام حرف يوناني صغير يدعى دلتا ( $\delta$ ) مع علامة زائد أو علامة ناقص لتوضيح ما إذا كانت الذرة تحتوي على شحنة موجبة جزئية ( $\delta+$ ) أو شحنة سالبة جزئية ( $\delta-$ ) كما هو موضح في الحالة (b).



### مثال محلول (28)

هذا المثال يدعم مفهوم الكهرسلبية.

زمن الحل: 8 دقائق كحد أقصى الزمن الإمتحاني: 10 دقائق كحد أقصى

تلعب قطبية الرابطة دوراً أساسياً في تحديد بنية البروتين، باستخدام قيم الكهرسلبية المبينة في الجدول الدوري الشكل (12-III) رتب الروابط التساهمية التالية (الشائعة في الحموض الأمينية) حسب ازدياد قطبيتها، ثم حدد الذرات الموجبة والسالبة مستخدماً الرمز اليوناني دلتا مع دلالة الشحنة ( $\delta+$ ) و ( $\delta-$ ).

**C-H, C-N, C-O, N-H, O-H, S-H**

**الحل:**

إن قطبية الروابط تزداد بازدياد القيمة المطلقة لفرق الكهرسلبية بين الذرات المكونة لها، والذرة التي تمتلك الشحنة ( $\delta-$ ) هي أكثر كهرسلبية من الذرة الثانية. الجدول التالي بين هذه الروابط حسب ازدياد قطبيتها.

الرابطة	فرق الكهرسلبية $\Delta EN$	القطبية
<b>C-H</b>	0.4	$C^{\delta-} - H^{\delta+}$
<b>S-H</b>	0.4	$S^{\delta-} - H^{\delta+}$
<b>C-N</b>	0.5	$C^{\delta+} - N^{\delta-}$
<b>N-H</b>	0.9	$N^{\delta-} - H^{\delta+}$
<b>C-O</b>	1.0	$C^{\delta+} - O^{\delta-}$
<b>O-H</b>	1.4	$O^{\delta-} - H^{\delta+}$

## المفاهيم الأساسية للمحاضرة والموجز

### Key Concepts and Summary

في هذه المحاضرة تناولنا طرق تسمية المركبات الكيميائية ووجدنا أن هذه الطرق تتشابه مع بعضها البعض مع وجود بعض الاختلافات البسيطة.

كما تطرقنا في هذه المحاضرة لمفهوم الاتجاهات الدورية في الخواص الذرية، وبدأنا بمفهوم طاقة التشرّد التي وجدنا أنها الطاقة المطلوبة لتحرير الإلكترون من الذرة الغازية أو الشاردة في حالتها الأرضية، ووجدنا أن طاقة التشرّد تتناقص في المجموعة الواحدة من الجدول الدوري بالانتقال نحو الأسفل، وأن هذه الطاقة تزداد في الدور الواحد من الجدول الدوري بالانتقال من اليسار نحو اليمين بسبب ازدياد شحنة النواة وبالتالي ازدياد قوة الجذب بين الإلكترون والنواة مما يجعل انتزاعه أصعب، ووجدنا بعض الاستثناءات في هذه القاعدة والتي تعود لقوى التنافر بين الإلكترونات أو بسبب الدرع، ثم درسنا الألفة الإلكترونية ووجدنا أنها تمثل تغير الطاقة المرتبط بإضافة إلكترون إلى الذرة في حالتها الغازية، وتبين لنا أن الألفة الإلكترونية تصبح أكثر سلبية من اليسار إلى اليمين لدى الانتقال في الجدول الدوري، وأنها تصبح أكثر إيجابية عند الانتقال في المجموعة الواحدة نحو الأسفل، ودرسنا أحد الاستثناءات لهذه القاعدة المتمثلة بذرة الفلور.

كما ناقشنا نصف القطر الذري، ورأينا أنه لحساب نصف القطر الذري علينا حساب المسافات بين الذرات في المركبات الكيميائية، وأن نصف القطر الذري يزداد في المجموعة الواحدة نحو الأسفل، في حين يتناقص في الدور الواحد من اليسار لليمين.

أخيراً تناولنا مفهوم الكهرسلبية وكيفية تغيرها من خلال الانتقال في الجدول الدوري، إضافة إلى تحديد نوع الرابطة المتشكلة من خلال معرفة قيم الكهرسلبية للذرات المشكلة لها.

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

-- نهاية المحاضرة --

كل عام وأنتم بالرف خير، مع تمنياتي لكم بالنجاح والتوفيق

ملاحظة: