

كلية العلوم

القسم : المهنرياء

السنة : الاولى



١

المادة : كيمياء عامة ١

المحاضرة : السادسة/نظري/ د. ميرنا صالح

{{{ A to Z مكتبة }}}}

مكتبة Facebook Group : A to Z



كلية العلوم ، كلية الصيدلة ، الهندسة التقنية

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

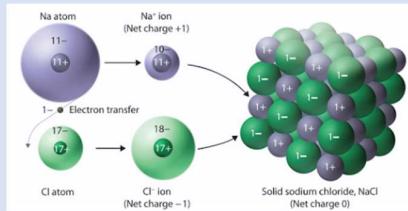


.	الكيمياء العامة I	
	الفصل الثالث	قسم الفيزياء
	الجدول الدوري	السنة الأولى - الفصل الأول
	The Periodic Table	2025-2026

GENERAL CHEMISTRY (I) / PHYSICS DEPARTMENT / 2022-2023 (Dr. Saud KEDA)

للتضمن هذه المحاضرة: 16760 حرف موزعة ضمن: 13 صفحة

كلمة تشمل: 3095

الهدف التعليمي من المحاضرة الثامنة	
Educational Goal	
<p>في نهاية هذا المحاضرة ستكون قادر على فهم:</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>✓ الإلكترونات التكافؤية والإلكترونات الأساسية.</li> <li>✓ المركبات الشاردية من خلال فقرة المركبات الشاردية والجزئية.</li> <li>✓ المركبات الجزئية.</li> </ul>	 <p>ملح كلوريد الصوديوم يعتبر من المركبات الشاردية المهمة للحياة</p>
جميع الحقوق محفوظة لأصحابها من حيث الاقتباس والصور على شبكة الانترنت	

في المحاضرة السابقة وجدنا أن مندليف 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 تشكلها.

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

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

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

- أصبح الجدول الدوري الحديث يتضمن الأعداد الذرية **Atomic Numbers** عوض عن الكتل الذرية **Atomic Masses** التي كانت معتمدة في جدول مندليف.

خصائص العناصر هي وظائف دورية **Periodic Functions** لأعدادها الذرية.

الجدول الدوري الحديث يرتتب **Arranges** العناصر حسب ازدياد أعدادها الذرية.

ترتبت مجموعة الذرات ذات الخصائص المتشابهة في نفس العمود الرأسي.

يمثل كل مربع عنصراً ويحتوي على العدد الذري والرمز **Symbol** ومتوسط الكتلة الذرية **Average atomic Mass** والاسم (أحياناً).

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**.

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.

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.

**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.

## على سبيل المثال:

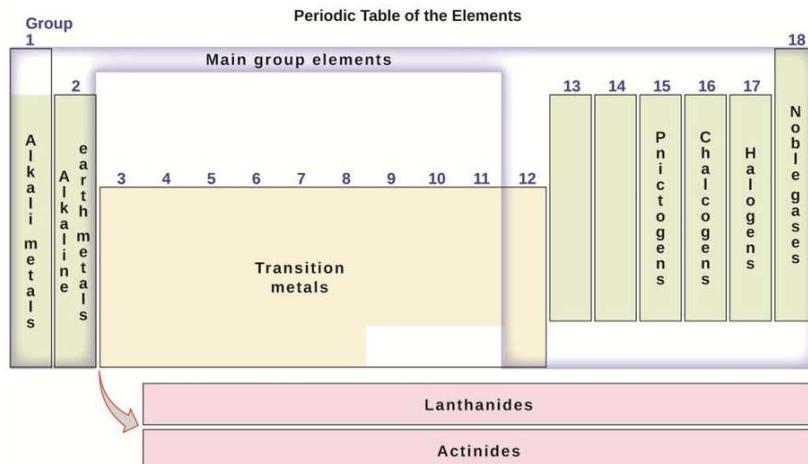
تظهر العديد من العناصر لامعة Shiny وقابلة للطرق Malleable (يمكن أن تتشوه Deformed دون أن تنكسر) ولدنة Ductile (يمكن سحبها إلى أسلاك)، وناقل جيد للحرارة والكهرباء، بينما العناصر الأخرى ليست لامعة أو قابلة للطرق أو لدنة وهي موصلات رديئة Poor Conductors للحرارة والكهرباء.

يمكنا فرز Sort العناصر إلى فئات فئات كبيرة Large Classes ذات خصائص مشتركة Common Properties وفق ما يلي:

نوع:
تصنيف العناصر حسب الخصائص المشتركة:
❖ <b>المعادن</b> Metals: (عناصر لامعة، قابلة للطرق، موصلات جيدة للحرارة والكهرباء، مظللة باللون الأصفر Yellow).
❖ <b>اللامعادن</b> Nonmetals: (العناصر التي تبدو باهتة، وموصلات ضعيفة للحرارة والكهرباء، مظللة باللون الأخضر Green).
❖ <b>الفلزات</b> Metalloids: (العناصر التي توصل الحرارة والكهرباء بشكل جيد، وتحتل بعض خصائص المعادن وبعض خصائص اللامعادن، مظللة باللون الأرجواني Purple).

كما يمكن أيضاً تصنيف العناصر كما هو موضح في **الشكل (III-6)** إلى:

❖ <b>عناصر المجموعة الرئيسية</b> Main Group Elements: (أو العناصر النموذجية Representative) في الأعمدة المسمى (1) و (2) والأعمدة (18-13).
❖ <b>المعادن الانتقالية</b> Transition Metals: في الأعمدة المسمى (12-3).
❖ <b>المعادن الانتقالية الداخلية</b> Inner Transition Metals: تتوضع في صفين Two Rows أسفل الجدول (تسمى عناصر الصف العلوي <b>اللانثانيدات</b> Lanthanides وعناصر الصف السفلي وتسمى <b>الأكتينيدات</b> Actinides).



الشكل (III-6):  
الجدول الدوري وفق خصائص العناصر المشابهة ضمن مجموعات.

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

### 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.

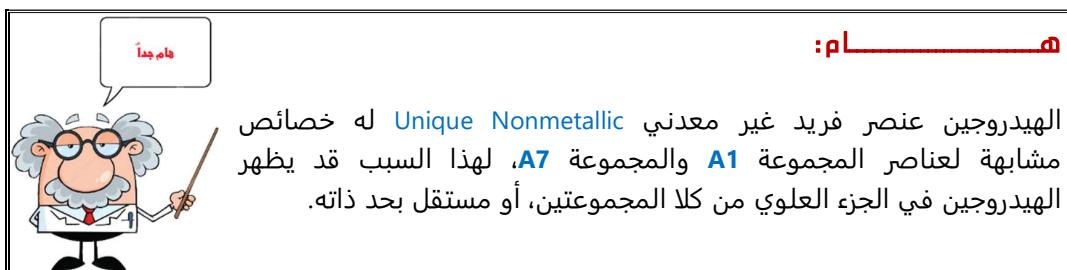
## المجموعات الأخرى ذات الأسماء المحددة:

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

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

## على سبيل المثال:

يمكن تسمية الكالكوجنات بمجموعة الأكسجين، أو عائلة الأكسجين.



### III-3- الالكترونات التكافؤية Valence Electrons

من المفيد أن نوضح هنا مبدأ الالكترونات التكافؤية (Valence Electrons)، فما هي؟

## تعريف:

## الاكترونات التكافؤية:

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

## على سبيل المثال:

- الإلكترونات التكافؤية لذرة النتروجين **N** هي الإلكترونات المتوضعة في المداريتين **2s** و **2p<sub>2</sub>**. أي في المستوى الكوانتي الأساسي الخارجي (2).
- بينما من أجل ذرة الصوديوم **Na** فإن الإلكترون التكافؤ هو الذي يتوضع في المدارية **3s**.

الآن:

## تعريف:

## الإلكترونات الأساسية: Core Electrons

هي الإلكترونات التي لا تتوضع في المستوى الكوانتي (الكمومي) الأساسي الخارجي للذرة، وإنما في المستويات الكوانتية الداخلية، وتدعى أيضًا **الإلكترونات الداخلية**.

بالعودة لـ **الشكل (3-III)** في (الصفحة 95) من المحاضرة السابقة (السابعة) والموضح فيما يلي، نلاحظ أنه تم تطوير المخطط بشكل مهم للغاية، حيث إن:

## نتيجة:

**العناصر في ذات المجموعة** (الأعمدة الشاقولية من الجدول الدوري) تملك نفس التوزع للإلكترونات التكافؤية.

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>
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>

تذكر أن منديليف في الأصل قد وضع العناصر في مجموعات مشابهة تعتمد على الخواص الكيميائية للعناصر، الآن نفهم السبب وراء هذا التصنيف للمجموعات، حيث أن:

## نتيجة:

العناصر التي تملك ذات التوزع للإلكترونات التكافؤية تبدي سلوك كيميائي متشابه.

كما يجب التنويه إلى أن:

## نتيجة:

**الكترونات المداريات** **d** يتم ملؤها بفترة متأخرة، وعادة لا يتم احتسابها كإلكترونات تكافؤية

فمثلاً يتم ملء المدارية **4s** قبل المدارية **3d** (كما وجدنا في قاعدة أوف باو)

الآن لنقم بحل مجموعة من الأمثلة التي تتعلق بمضمون هذه المحاضرة والمحاضرة السابقة:



### مثال محلول (22)

هذا المثال يدعم مفهوم الأعداد الكوانتمية.

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

من أجل المستوى الكواנטי الرئيسي  $n=5$ , حدد المستويات الفرعية المتاحة (القيم المختلفة لـ  $l$ ) 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 للسوبيات الطاقية المختلفة.

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

اكتب التوزيع الإلكتروني لكل من الكبريت **S** والكادميوم **Cd** والهافانيوم **Hf** والراديوم **Ra** مستخدماً الجدول الدوري.

**الحل:**

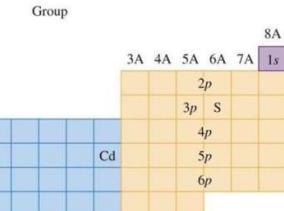
إن الكبريت (**S**) هو العنصر السادس عشر الذي يتوضع في الدور الثالث من الجدول الدوري، حيث أن المداريات **3p** تبدأ بالامتناع (انظر الجدول المرفق)، وبما أن **الكبريت** هو الرابع ضمن مجموعة العناصر

**3p**, لذلك يجب أن يمتلك أربع الكترونات من النوع **3p** ويكون توزعه الإلكتروني:

**S:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$**

أو بالشكل:

**S:  $[Ne] 3s^2 3p^4$**



أما **الكادميوم (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 لـ **4s** و **4p** في المدارية **5s**, ويعطى توزعه الإلكتروني وفق ما يلي:

**Cd:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10}$**

أو بالشكل:

**Cd:  $[Kr] 5s^2 4d^{10}$**

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

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

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



أو بالشكل:



أخيراً بالنسبة للراديوم (Ra) فهو العنصر 88 في الدور السابع (والمجموعة 2A)، وهو يمتلك الكترونين في المدارية **7s**، ويعطى توزعه 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 تنتهي لها هذه العناصر:

- الكلور (Cl)
- الكالسيوم (Ca)
- الصوديوم (Na)
- الكبريت (S)

الحل:

- الكلور (Cl): مجموعة الهايوجينات.
- الكالسيوم (Ca): مجموعة المعادن القلوية الترابية.
- الصوديوم (Na): مجموعة المعادن القلوية.
- الكبريت (S): مجموعة الكالكوجينات

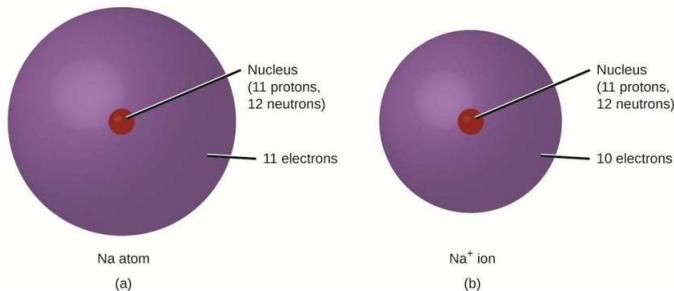
## III-4- المركبات الجزيئية والشاردية

في التفاعلات الكيميائية العادي، 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.

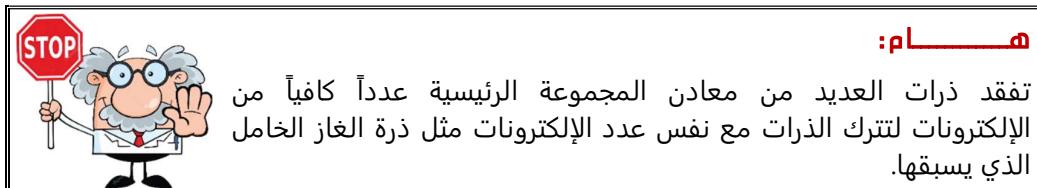
تكتسب الذرات الإلكترونات أو تفقدوها، وتشكل جزيئات مشحونة كهربائياً Electrically charged تدعى الشوارد (الأيونات Ions) كما هو موضح في الشكل (7-III).



**(a)** تحتوي ذرة الصوديوم (Na) على  
أعداد متساوية من البروتونات  
والإلكترونات (11) وهي غير مشحونة.

**(b)** شارة الصوديوم الموجة  
فقدت إلكتروناً، 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 (cation) أو شاردة سالبة (anion)، كما يمكن غالباً التنبؤ بشحنة الشاردة **ion** الناتجة، حيث يمكننا تمييز ما يلى:



أى أنه:

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

يبينما يفقد معدن قلوي ترابي Earth Alkali Metal (المجموعة 2 من الجدول الدوري) إلكترونين ويشكل شاردة موجة ذات شحنة  $(2+)$ ، وهكذا.

## على سبيل المثال:

ذرة الكالسيوم (Ca) المعدن، التي تحتوي على 20 بروتون و 20 إلكترون تفقد إلكترونين بسهولة مما ينتج عنه شاردة موجبة (كاتيون) تحتوي على 20 بروتون و 18 إلكترون وشحنة +2، حيث تحتوي هذه الشاردة على نفس عدد الإلكترونات مثل ذرات الغاز الخامل (النبيل) الذي يسبقها وهو غاز الأرغون Ar. حيث يرمز لهذه الشاردة بـ  $Ca^{2+}$ . تسمى شاردة هذا المعدن بنفس اسم ذرة المعدن التي تتكون منها، لذلك يُطلق على  $Ca^{2+}$  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)** الكترونين وتشكل شوارد سالبة ذات شحنة **-2**.

## على سبيل المثال:

يمكن لذرة البروم **Br** المعدنلة 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 الكريبيتون **Kr** (Krypton Gas)، ويرمز للشاردة الناتجة بـ **Br<sup>-</sup>**.

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

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 اليسار **Far Right** إلى اليمين 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-)، وهذا 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  $(\text{CO}_3^{2-})$ .

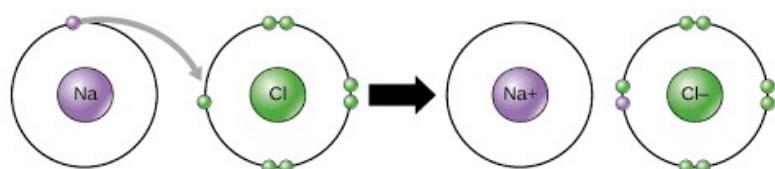
### 1-4-III- المركبات الشاردية Ionic Compounds

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 إلكتروناً واحداً لتكوين شاردة كلوريد  $\text{Cl}^-$ , يتكون مركب NaCl من شوارد الصوديوم وشوارد الكلوريد وفق النسبة (1:1) كما هو موضح من خلال المخطط التوضيحي التالي:





## تذکرہ

## في التفاعلات الكيميائية

العادية، تظل نواة كل ذرة (هوية العنصر) دون تغيير، وومع ذلك يمكن أن يحدث: انتقالات المراكز ذات الـ

- 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 المجموعة المعدان الرئيسية عدداً كافياً من الإلكترونات لترك الذرات مع نفس عدد الإلكترونات مثل ذرة الغاز الخامل الذي يسبقه.

- يُبيّنها. عندما تشكل ذرات العناصر الالامعنية Nonmetal شوارد، فإنها تكتسب Gain عموماً إلكترونات كافية لملئها نفس العدد من الإلكترونات لذرة الغاز الخامل الذي يلبّيها في الجدول الدوري

## المركبات الشاردية

عندما يتفاعل عنصر مكون من ذرات معدن (Metal) مع عنصر مكون من ذرات تكتس الكترونات سهولة (غير معدنية Nonmetal). يحدث نقل Transfer of إلكترونات لـ Electrons مما ينتج عن ذلك شهادة.

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

# لا شيء مستحيل أمام الطموح

## المثل:

يمكن لكل ذرة كالسيوم **Ca** (**المجموعة 2**) التخلص عن إلكترونين ونقل إلكترون واحد لذرتين من الكلور (الكترون لكل ذرة) لتشكيل مركب كلوريد الكالسيوم **CaCl<sub>2</sub>**, والذي يتكون من شوارد الكالسيوم **Ca<sup>2+</sup>** والكلوريد **Cl<sup>-</sup>**, 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 اللامعادن، عادة ما يكون المركب الناتج عبارة عن **مركب شاردي**.

يعمل هذا الدليل الإرشادي جيداً للتنبؤ بتكوين المركب الشاري 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:

:ρL\_\_\_\_\_@

## خصائص المركبات الشاردية:

١. مواد صلبة تنصهر **Melt** عادة في درجات حرارة عالية وتغلي **Boil** في درجات حرارة أعلى. حيث ينصهر كلوريد الصوديوم **NaCl** عند الدرجة **801 °C** ويغلي عند الدرجة **1413 °C**، (على سبيل المقارنة، يغلي الماء والذي هو مركب غبار شاردي عند الدرجة **100 °C**).

- 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.

- تعد المركبات الشاردية معتدلة كهربائياً، حيث أن:  
العدد الكلي للشحنة الموجبة للشوارد الموجية 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 أيضًا معتدلة  
كهربيائياً، فمركب فوسفات الكالسيوم  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$  الذي يحتوي ثلاث شوارد كالسيوم ( $\text{Ca}^{2+}$ ) مقابل  
مجموعتي فوسفات  $\text{PO}_4^{3-}$ ، حيث تعتبر شوارد الفوسفات  
وحدات منفصلة.



تُبَكِّرُ

يسمى المركب الذي يحتوي على شوارد يتم تجميعها معاً بواسطة روابط شاردية ionic bonds.

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

من محاضرات ساقية  
مبدأ الاستبعاد لباولي  
في الذرة المعطاءة، لا يوجد  
الكترونان بملكان ذات  
المجموعة من الأعداد الكوانтиة  
الأربعة:

(n, l, ml, ms)

الملحوظات التي وضعها  
منديليف في جدوله الدوري  
تشير الخطوط (-)  
للفراغات التي خصصها  
منديليف للعناصر التي  
تتباين بوجودها وخصائصها.  
تشير النقاط (....)  
للفراغات التي خصصها  
منديليف للعناصر التي  
تتباين بوجودها ولم يتباين  
بخصائصها.  
تشير إشارات الاستفهام  
(!?) إلى بعض الأوزان  
الذرية التي لم يكن  
منديليف متأكداً من  
حيثما

**مبدأ أوف باو**  
يinch على ما يلي:  
(كما أن البروتونات تضاف  
واحدة تلو الأخرى للواحة لتشكل  
العنصر، فإن الإلكترونات  
تضاف بشكل مشابه  
للمداريات الهيدروجينية، حيث  
تتبدل الإلكترونات بعمل المدارية  
إذات الطاقة الأخفض ثم  
(الأعلى).

الكيمياء العامة 1  
2023-2022

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

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

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 العاديّة [Ordinary conditions](#), غالباً ما توجد المركبات الجزيئية كـ:

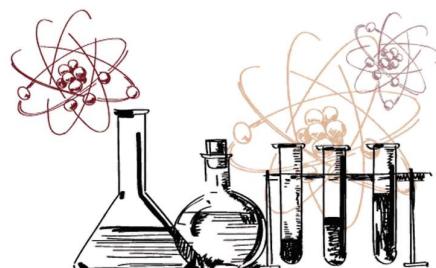
- غازات وسوائل منخفضة درجة الغليان مثل غاز الأزوت  $N_2$ .
  - مواد صلبة منخفضة الانصهار Low Melting مثل السكر.

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

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

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

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 والمحاضرة

### Key Concepts and Summary

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

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

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

-- نهاية المحاضرة --

/ / .

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

**الهدف التعليمي من المحاضرة التاسعة**  
Educational Goal

في نهاية هذا المحاضرة ستكون قادر على فهم:

- ✓ طرائق تسمية المركبات الكيميائية.
- ✓ الاتجاهات الدورية في الخواص الذرية مثل طاقة الت shredding واللافة الإلكترونية ونصف القطر الذري والكهربائية.

جميع الحقوق محفوظة لأصحابها من حيث الاقتباس والصور على شبكة الانترنت



كيف تسمى المركبات الكيميائية؟

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 توزع العناصر سواء ضمن صفوف محددة (حسب السوية الطافية)، 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 الت shredding.	119
اللافة الإلكترونية.	123
نصف القطر الذري.	125
الكهربائية.	128
الكهربائية ونوع الرابطة.	129
الرابطة التساهمية.	130



## ٥-٣- 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, CaCO3, N2O4).

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. ستتبع إرشادات التسميات التي اقترحتها IUPAC.

### ٥-٤- المركبات الشاردية Ionic Compounds

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

- هل المركب شاردي أم جزيئي؟
  - 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 بـ Followed By باسم الشاردة السالبة Anion (اسم العنصر غير المعدني مع استبدال نهايته باللاحقة ide).

على سبيل المثال:

- NaCl كلوريد الصوديوم ✓
- Na2O أكسيد الصوديوم ✓
- KBr بروميد البوتاسيوم ✓
- Al4C3 كربيد الألمنيوم ✓

#### ❖ 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:

- NH4Cl كلوريد الأمونيوم ✓
- KC2H3O2 خلات البوتاسيوم ✓
- CaSO4 كبريتات الكالسيوم ✓
- NH4NO3 نترات الأمونيوم ✓

## ٥-٤- تذكر هذا

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

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

### من محاضرات سابقة

**مبدأ الاستبعاد لباعولي**  
في الذرة المعطاء، لا يوجد الكترونات بملكان ذات المجموعة من الأعداد الكوانтиة الأربع:  $(n, l, m_l, ms)$

### الملاحظات التي وضعاها متلبيف في جدوله الدوري

- تشير الخطوط (-) للفراغات التي خصصها متلبيف للعناصر التي تنبأ بوجودها وخصائصها.
- تشير النقاط (...) للفراغات التي خصصها متلبيف للعناصر التي تنبأ بوجودها ولم يتنبأ بخصائصها.
- تشير إشارات الاستفهام (?) إلى بعض الأوزان الذرية التي لم يكن متلبيف متاكداً 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 المداريات ذات الطاقة الأخفض ثم الأعلى).

## ❖ المركبات التي تحتوي على شاردة معدنية متغيرة الشحنة

## Compounds Containing Metal Ions with a Variable Charge

معظم المعادن الانتقالية يمكنها أن تشكل شاردين موجبين أو أكثر مختلفتين بالشحنة، إن مركبات هذه المعادن مع الالمعادن 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 قوسيين بعد اسم المعدن، حيث تتحدد شحنة الشاردة المعدنية من صيغة المركب Formula of Compound وشحنة الشاردة السالبة.

## على سبيل المثال:

لأخذ المركب الشاري الثنائي لشاردة الحديد والكلوريد، يمكن للحديد أن يظهر شحنة إما  $(+2)$  أو  $(+3)$ ، وتكون صيغ المركب الناتج هي  $(\text{FeCl}_2)$  و  $(\text{FeCl}_3)$  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**  $\text{Klorid الحديد الثنائي}$
- **Iron (III) Chloride**  $\text{Klorid الحديد الثلاثي}$

وهكذا بشكل مشابه لباقي الشوارد متعددة الشحنة.

## على سبيل المثال:

- ✓ **أكسيد الزئبق الأحادي Mercury (I) Oxide**:  $\text{Hg}_2\text{O}$  (يسمى أحياناً أكسيد الزئبق)
- ✓ **أكسيد الزئبق الثنائي Mercury (II) Oxide**:  $\text{HgO}$  (يسمى أحياناً أكسيد الزئبق)

## ملاحظة:

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

- **كلوريد الحديد الثلاثي**  $\text{FeCl}_3$  كان يدعى **Ferric Chloride** ويلفظ بالعربية (كلوريد الحديد).
  - **كلوريد الحديد الثنائي**  $\text{FeCl}_2$  كان يدعى **Ferrous Chloride** ويلفظ بالعربية (كلوريد الحديد).
- حيث نستخدم نحن في المصطلحات العربية إضافة حرف الياء (ي) للتعبير عن الشاردة المعدنية ذات الشحنة الأخفض (في حال امتلاك شحتين مختلفتين لها).

لا تنسى هذا





## ٣-٥-٢- 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) نسبتها **Ratio** في المركبات الشاردية، لذا فإن تحديد أسماء الشوارد يوفر معلومات كافية لتحديد الصيغ الكيميائية، ومع ذلك ونظرًا لأن الترابط التساهلي 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 يشكلاً 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 تسميتهم كلاهما بـ **أكسيد 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 (4-III)**.

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

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

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

## ٣-٣-١- تذكر هذا

الفرق بين المركبات الشاردية والمركبات الجزيئية التساهلية من حيث طريقة التشكيل

- تتشكل المركبات الشاردية عادة عند اتحاد ذرة معدنية مع ذرة غير معدنية.
- تتشكل المركبات التساهلية عادة من مزيج من الالامعادن **Nonmetals**.

### من محاضرات سابقة العدد الكواanti للرخام (الللف) الزاوي (٤)

يأخذ (٤) القيم الصحيحة من (٥) حتى (٥-١) لكل قيمة من (٥). ويشير هذا العدد الكواanti إلى شكل المداريات الذرية، وترتبط قيمة (٤) بعرف يدل على شكل المدارية.

### الهيدروجين

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

### الإلكترونات التكافؤية

تمثل الإلكترونات في المستوى الكواanti الأساسي الخارجي للذرة.

### عزيزى الطالب

الفكرة تصنف الف نص، لا تهمل أفكارك مهما كانت صغيرة، وتدرك أن بعض البذور لا يمكن رؤيتها بسبب شدة صغرها.



## تذكرة هذا

**تسمية الحموض الثانوية**  
لتسمية الحموض الثانوية تتبع

ما يلي:

1. كلمة هيدروجين تتغير إلى اللاتقة هيدرو

Hydro.

2. اسم العنصر الغير معدني الآخر يتم إضافة اللاتقة (ic) له.

3. تضاف كلمة حمض كلكرة ثانية.

**تسمية الحموض الأكسجينية**

تتبع الخطوات التالية:

1. حذف كلمة هيدروجين.

2. البدء بالاسم المشتق من الشاردة السالبة.

3. نستبدل اللاتقة (-ate) باللاتقة (ic)، واللاتقة (-ite) باللاتقة (-ous).

4. تضيف كلمة حمض Acid.

### من محاضرات سابقة

**عيوب نموذج رذرفورد:**

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

قادت تجربة رذرفورد إلى اقتراح نموذج تتكون فيه الذرة من:

**نواة Nucleus صغيرة جداً**  
موجة الشحنة حيث تتركز معظم كتلة **Concentrated** 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 لمعاندة الأكثر أهمية التي جاءت من نموذج بور والتي تعبير عن سويات الطاقة المتاحة للإلكترون في ذرة الهيدروجين.

- غاز **CO** يسمى **Carbon monoxide**.
- غاز **CO<sub>2</sub>** يسمى **Carbon dioxide**.

### ملاحظة:

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

### على سبيل المثال:

ثاني أكسيد الكبريت **SO<sub>2</sub>**.

ثلاثي كلوريد البور **BCl<sub>3</sub>**.

خمسي أكسيد ثاني نتروجين **N<sub>2</sub>O<sub>5</sub>**.

### ❖ الحموض الثانوية Binary Acids

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

1. كلمة هيدروجين **Hydrogen** تتغير إلى اللاتقة هيدرو

2. اسم العنصر الغير معدني الآخر يتم إضافة اللاتقة (ic) له.

3. كلمة حمض **Acid** تضاف ككلمة ثانية.

### للتوسيع:

ينحل غاز كلوريد الهيدروجين **HCl** في الماء، يدعى محلول الناتج بـ حمض الهيدرو كلوريد **Hydrochloric Acid** (المعروف باسم حمض كلور الماء).

وفيمما يلي **بعض الأمثلة الإضافية:**

حمض هيدرو فلوريك **HF** والذى يدعى (حمض فلور الماء).

حمض هيدرو بروميك **HB** والذى يدعى (حمض بروم الماء).

حمض هيدرو سلفوريك **H<sub>2</sub>S** والذى 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 تتبع الخطوات التالية:



## هل تعلم



دmitri ميدلييف  
Dmitri Mendeleev  
1834-1907

عالم كيميائي روسي، اشتهر باسم ميدلييف. أشتهر بسبب مساهمته في تأليف النسخة الأولى من الجدول الدوري للعناصر. على عكس الذين ساهموا في فكرة الجدول الدوري، استطاع ميدلييف 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 ثبتت الأبحاث لاحقاً صحة كلامه. في سنواته الأخيرة، اخترع المواصفات القياسية للغودكا (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، ميدلييف باسمه.

### من المحاضرة السابقة

التوزيع الإلكتروني لكل من الكروم والنحاس يمتد من استثناء، حيث في حالة الكروم يمتد لأن تكون المدارية  $d$  نصف ممتلئة، بينما في حالة النحاس يمتد التوزيع الإلكتروني لمملء المدارية  $d$  بشكل كامل، لذلك نجد في كل الحالتين تكون المداريات  $d$  نصف ممتلئة لتعطى الأفضلية لمداريات  $d$ .

عزز معرفتك بالقراءة

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

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

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

الصيغة	اسم الشاردة السالبة	اسم الحمض
$\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$	خلات	حمض الخل Acetic acid
$\text{HNO}_3$	نترات	حمض الآزوت Nitric acid
$\text{HNO}_2$	نتريت	حمض الآزوتي Nitrous acid
$\text{HClO}_4$	بيركلورات	حمض بيركلورات Perchloric acid
$\text{H}_2\text{CO}_3$	كربونات	حمض الكربون Carbonic acid
$\text{H}_2\text{SO}_4$	كبريتات	حمض الكبريت Sulfuric acid
$\text{H}_2\text{SO}_3$	كبريتيت	حمض الكبريتي Sulfurous acid
$\text{H}_3\text{PO}_4$	فوسفات	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؟

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

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

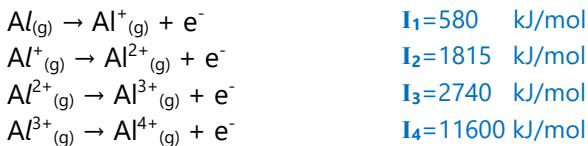


حيث يفترض بالذرة أو الشاردة الغازية أن تكون في **حالتها الأرضية**.

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

## على سبيل المثال:

تعطى طاقات التشред المترافقية في ذرة الألمنيوم وفق ما يلي:



يمكن توضيح عدة نقاط مهمة من هذه النتيجة:

١٠. في عمليات الت shredd المتعاقبة فإن الإلكترون ذو الطاقة الأعلى هو الذي **يتحرر أولاً**، أي: طاقة الت shredd الأولى (I<sub>1</sub>) هي:

## الطاقة اللازمة لتحرير الإلكترون الأعلى طاقة في الذرة

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



الإلكترون الثاني يتحرر من المدارية  $3s$ ، حيث التوزيع الإلكتروني للشاردة  $Al^+$  هو:



نلاحظ أن طاقة التشред الأولى  $I_1$  أصغر بشكل معتبر من طاقة التشред 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 الألミニوم الطبيعية  $Al$ ، بينما يتحرر الإلكترون الثاني من الشاردة  $Al^+$ .

لـام

إن التزايد في الشحنة الموجية يجعل ارتباط الإلكترون أكثر قوّة مما يؤدي لازدياد طاقة التشرد.

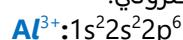
نفس السلوك يظهر في طاقات التشред الثالثة والرابعة، حيث يتحرر الإلكترون من  $Al^{2+}$  و  $Al^{3+}$  على التوالي.

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

إن التزايد في طاقة التشред من **I<sub>1</sub>** إلى **I<sub>2</sub>** 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 **الرابعة** لأن:

طاقة التشред الرابعة هي **الطاقة الازمة لتحرير الإلكترونات الداخلية (الكترون أساسي)**، حيث أن شاردة الألمنيوم  $Al^{3+}$  تمتلك التوزع الالكترون:



مکالمہ

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

هل اضحت معك الآن هذه القفزة الكبيرة في الطاقة؟

نلاحظ القفزة الكبيرة في الطاقة في كل حالة ننتقل فيها من تحرير الإلكترون التكافؤي لتحرير الكترون داخلي (الكترون أساسى).

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

↑ انتشار العزم ↓

Element	$I_1$	$I_2$	$I_3$	$I_4$	$I_5$	$I_6$	$I_7$
Na	495	4560					
Mg	735	1445	7730		Core electrons*		
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

↑ ازدياد العزم ↓

3. من جهة أخرى، فإن:

## أول طاقة تشد تناقض 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 (III-7)**.

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

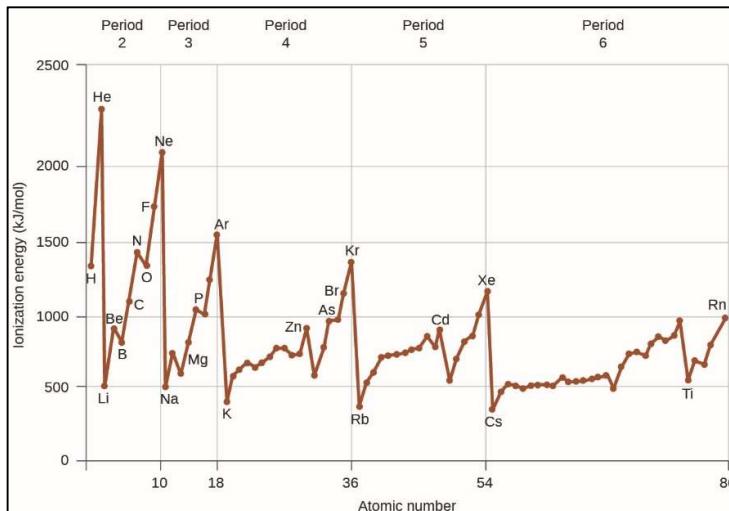
Atom	$I_1$ (kJ/mol)
<b>Group 1A</b>	
Li	520
Na	495
K	419
Rb	409
Cs	382
<b>Group 8A</b>	
He	2377
Ne	2088
Ar	1527
Kr	1356
Xe	1176
Rn	1042

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



### الشكل (9-III):

عدم الاستمرارية في طاقة التشرد  
عند الانتقال عبر الجدول الدوري.

## على سبيل المثال:

في الدور الثاني يحصل هذا الانقطاع في الاستمرارية:

- من عنصر البيريليوم **Boron (Be)** نحو البور
  - من عنصر التتروجين **Nitrogen (N)** باتجاه الأكسجين **Oxygen (O)**

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

الإلكترونات في الحقل المداري  $\mathbf{B}$  تقدم بعض التدريج (الحماية) للإلكترونات في المدارية  $p$  من تأثير شحنة النواة.

أما التناقض، في طاقة التشدد بالانتقال من الترويج **N** للأكسجين **O** بعكس:

## نحوه:

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

اذا نستنتج مما سبق:

ج

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

الشكل (10-III) في الصفحة التالية يوضح اتجاهات طاقات التشد للعنان ضمن الحدول الدورى.

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

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

**III-6-2- الألفة الإلكترونية** Electron Affinity 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:

:pL a

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

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

## عل. سیدا، المثال (های):

لماذا لا تشكل ذرة الأوت شادة (N) منقطة مستقرة، بينما يمكن للأربون أن يشكل

SC-(g)

ان الالكترون المضاف لذرة الاذوت التي تملك التوزع الالكترونى:



لتشكيل الشاردة (وـ N) التي تمتلك التوزع الإلكتروني:



سيحتل المدارية **2p** التي هي بالأساس تحوي الكترون واحد، إن التناfar القوي بين الإلكترونات التي تحتل هذه المدارية يجعل الشاردة **(g)** **N** غير مستقرة.

بينما الإلكتروني المضاف لذرة الكربون التي تملك التوزع الإلكتروني:



لتشكيل الشاردة (وـ C) التي تملك التوزع الإلكتروني:

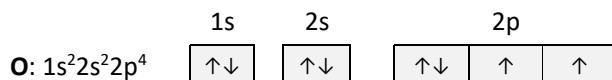


لن يؤدي لتنافس الكتروني كبير كما سبق في حال ذرة الآزوت.

بالمقارنة مع ذرة النيتروجين (الآزوت) فإن ذرة الأكسجين تستطيع إضافة الكترون لتشكيل الشاردة المستقرة، فما السبب؟

يمكن إيضاح السبب من خلال ما يلي:

يمتلك الأكسجين التوزيع الإلكتروني التالي:



من المحتمل أن ذرة الأكسجين التي تمتلك شحنة نواة أكبر بالمقارنة مع الأرومات، تكون قادرة على التغلب بشكل كاف على التناfar 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  ${}^2O$  ثابتة في المركبات الشاردية بسبب قوى التجاذب الكبيرة بين الشوارد الموجية وشوارد الأكسيد.

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 الالمنيوميات) الموضحة في الجدول المرفق، حانيا.

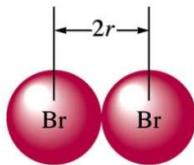
نلاحظ أن مجال القيم (الفروقات) صغير بشكل واضح بالمقارنة مع التغيرات التي تحدث عادة خلال الانتقال ضمن السوية الرئيسية الواحدة (الدور الواحد)، كما نلاحظ أن:

على الرغم من أن الكلور والبروم واليود تظهر اتجاه متوقع، فإن الطاقة المتحركة لدى إضافة الكترون إلى الفلور أصغر بكثير مما هو متوقع، هذه الطاقة الصغيرة المتحركة 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 الالهالوجينات مع وجود مداريات كبيرة نسبياً تكون هذا التنافر غير شديد.

### 3-6-III- 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:



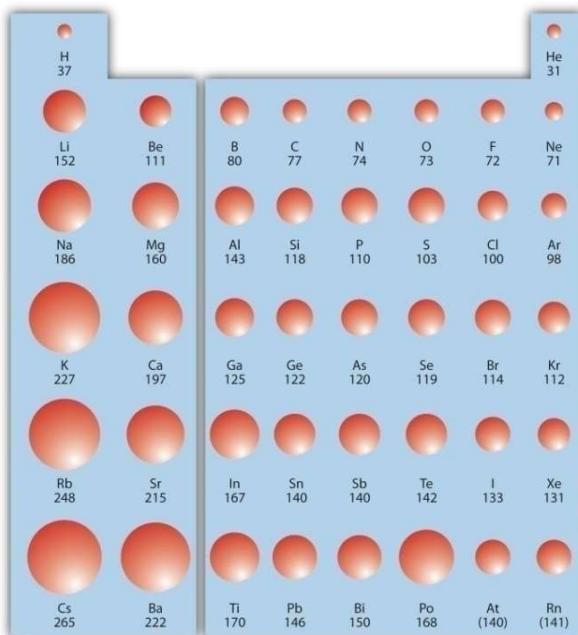
في جزيء البروم  $\text{Br}_2$ ، المسافة بين النواوتين معروفة بأنها 228 pm، وبالتالي يكون نصف القطر الذري لذرة البروم هو **نصف هذه المسافة** 114 pm، كما هو موضح في الشكل المجاور.

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

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 (11-III)**.



الشكل (11-III):  
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 الغمام الإلكترونية (الكثافة).

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

- للاحظ أن نصف قطر 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 قطر الذري في المجموعة الواحدة كلما انتقلنا نحو الأسفل، وذلك بسبب: **ازدياد حجم المداريات في المستويات الكوانтиة الرئيسية المتناثلة**.



## 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)** هي  $1060 \text{ kJ/mol}$ ، وتبلغ هذه الطاقة بالنسبة **للكبريت (S)**  $1005 \text{ kJ/mol}$ ، لماذا؟

## الحل:

إن الكبريت والفوسفور هما عنصران متقارنان في **الدور الثالث** (المستوى الرئيسي الثالث) من الجدول الدوري (كما هو موضح في الجدول الدوري)، ويتمثلان توزع الإلكترونات التكافؤية وفق ما يلي: بالنسبة للفوسفور (P) يكون هذا التوزع:



أما بالنسبة للكبريت (S) فيكون هذا التوزع:



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 تناقض الكتروني الكترون-الكترون، نتيجة لذلك يصبح هذا الإلكترون أكثر قابلية (أسهل) للتحرر مما هو متوقع.



### مثال محلول (26)

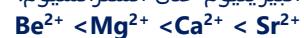
هذا المثال يدعم مفهوم اختلاف نصف القطر الذري في المجموعة الواحدة في الجدول الدوري.

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

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

الحل:

كل هذه الشوارد تشكلت عن طريق تحرير الكترونيين 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:

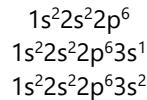


### مثال محلول (27)

هذا المثال يدعم مفهوم اختلاف طاقة التشред 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 (الكترونات 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 المغذنيوم فإن كلا طاقتين 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 المتواضع في المدارية  $2p$  وبالتالي تكون طاقة تشرده أكبر.

### III-6-4- الكهربائية Electronegativity

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

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

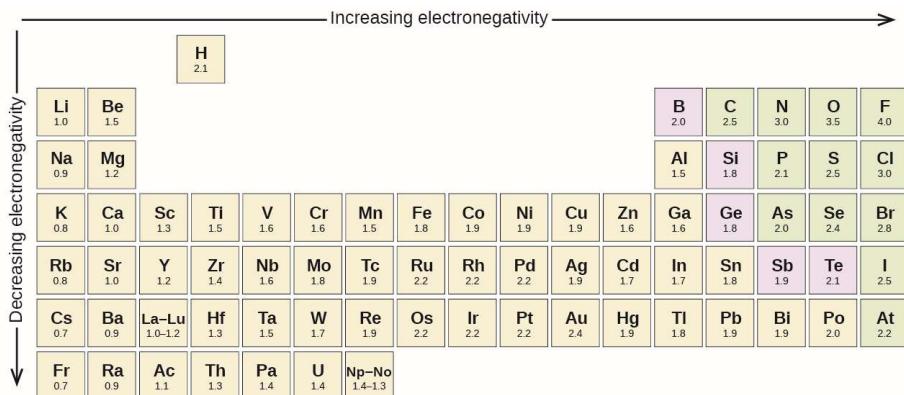
### على سبيل المثال:

تتواءل الإلكترونات في الرابطة التساهمية القطبية باتجاه الذرة الأكثر كهرسلبية وهي الذرة التي ستحمل الشحنة السالبة الحزئية.

إذًا كلما ازداد الفرق في الكهرسلبية كلما ازداد استقطاب الإلكترونات وأصبحت الشحنة الجزيئية للذرة أكبر.

يبيّن 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، وتتناقص باتجاه أسفل المجموعة.



### الشكل (III-12):

## مخطط يبين تغير قيمة الكهرسلبية للعناصر حسب موضعها في الجدول الدوري

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

### على سبيل المثال:

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

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

### ❖ الكهرسلبية ونوع الرابطة Electronegativity and Bond Type

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

- عندما يكون الفرق صغيراً جداً أو صفرأ تكون:

الرابطة تساهمية وغير قطبية

- عندما يكون الفرق كبيراً فهذا يعني أن:

الرابطة تساهمية قطبية أو شاردية

على سبيل المثال:

القيم المطلقة لاختلافات 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

تحتفل درجة تقاسم الإلكترونات بين الذرات من:

- متساوية تماماً (ال الرابط التساهمي الصافي)
- إلى عدم التماثل (الرابط 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
تساهمية قطبية	0.4 - 1.8
شاردية	> 1.8

نلاحظ أن **الجدول (8-III)** يقدم فرق الكهرسلبية بقيمة مقبولة، والمرتبطة بالروابط التساهمية الصرفه 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 والأزوت في  $\text{NH}_3$  هو (0.9)، ومع ذلك فإن كلا هذين المركبين يشكلان روابط تعتبر **تساهمية قطبية**.
- إن ذرات  $\text{NaCl}$  و  $\text{Cl}$  في  $\text{NaCl}$  تمتلك فرق في الكهرسلبية مقداره (2.1)، بينما ذرات المنغنيز واليود في  $\text{MnI}_2$  تمتلك الفرق (1.0)، ومع ذلك فإن كلا هاتين المادتين عبارة عن **مركبات شاردية**.

لذلك:

أفضل طريقة لنبين الطبيعة التساهمية أو الشاردية للرابطة هو النظر في أنواع الذرات المشكّلة 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 معاكسه 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 المشكّلة 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 الرابط المتشكلة بالروابط التساهمية.

### نتيجة:

تتشكل الرابطة التساهمية بين ذرتين عندما يكون لك منها اتجاهات مشابهة لجذب الإلكترونات إلى نفسها أي: عندما يكون لك من الذرات طاقات تشد وطاقات ألفة الكترونية متماثلة أو متشابهة إلى حد ما.

### على سبيل المثال:

ترتبط ذرتان من الهيدروجين تساهلياً 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:

مـ

## الاختلاف بين المركبات التساهمية والشاردية

- تمتلك المركبات التساهمية عموماً نقاط انصهار وغليان 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 الصرفية والرابطة التساهمية القطبية؟

يمكن توضيح هذا الفرق وفق ما يلي:

1. إذا كانت الذرات التي تشكل رابطة تساهمية متطابقة كما هو الحال في  $\text{H}_2$ ,  $\text{Cl}_2$ , وجزئيات ثنائية الذرة الأخرى، فيجب أن تكون الإلكترونات الموجودة في الرابطة مشتركة بالتساوي، تدعى حينها الرابطة المتشكلة **الرابطة التساهمية الصرفة** **Pure Covalent Bond**.

حيث:

تمتلك الإلكترونيات في الروابط التساهمية الصرفة احتمالاً متساوياً للقرب من كل نواة

في حالة  $\text{Cl}_2$ ، تبدأ كل ذرة من سبع إلكترونات تكافؤ بالاقتراب من بعضها وتشترك كل ذرة كلور  $\text{Cl}$  بالكترون مع الذرة الأخرى لتشكل رابطة تساهمية واحدة:



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

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

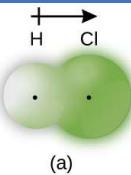
2. عندما تتشكل الرابطة التساهمية بين **ذرتين مختلفتين** فإن الإلكترونات الرابطة تكون مشتركة لكنها لم تعد متساوية بالنسبة لكلا الذرتين (البعد عن النواة)، حيث بدلاً من ذلك تتجذب الإلكترونات الترابط إلى ذرة واحدة أكثر من الأخرى مما يؤدي إلى حدوث تحول في كثافة الإلكترونات نحو تلك الذرة، يعرف هذا التوزيع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

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

نريدك اسمه فلا تكون رقماً



تحمل ذرة الكلور شحنة سالبة جزئية بينما تكتسب ذرة الهيدروجين شحنة موجبة جزئية كما هو موضح في المخطط المجاور.

لاحظ أن المنطقة المظللة حول **Cl** تكون أكبر بكثير من تلك التي حول **H**.

تشير أحياناً للذرات الموجبة والسلبية في الرابطة التساهمية القطبية باستخدام حرف يومني صغير يدعى دلتا (δ) مع علامة زائد أو علامة ناقص لتوضيح ما إذا كانت الذرة تحتوي على شحنة موجبة جزئية (δ+) أو شحنة سالبة جزئية (δ-). كما هو موضح في الحالة (b).

### مثال محلول (28)



هذا المثال يدعم مفهوم الكهرسليبية.

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

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



#### الحل:

إن قطبية الروابط تزداد بازدياد القيمة المطلقة لفرق الكهرسليبية بين الذرات المكونة لها، والذرة التي تمتلك الشحنة (δ-) هي أكثر كهرسليبية من الذرة الثانية.

الجدول التالي بين هذه الروابط حسب ازدياد قطبيتها.

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

## المفاهيم الأساسية للمحاضرة والمحاجة

### 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 التشرد التي وجدنا أنها الطاقة المطلوبة لتحرير الإلكترون من الذرة الغازية أو الشاردة في حالتها الأرضية، ووجدنا أن طاقة التشرد 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 الإلكترونون والنواة مما يجعل انتزاعهً أصعب، ووجدنا بعض الاستثناءات في هذه القاعدة والتي تعود لقوى التناحر بين الإلكترونون أو بسبب الدرع، ثم درسنا الألفة الإلكترونية ووجدنا أنها تمثل تغير الطاقة المرتبطة بإضافة الكترون 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.

أخيرنا 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 بآلف خير مع تمنياتي لكم بالنجاح والتوفيق

**ملاحظة:**