كلية العلوم

القسم : **الفيزياء**

السنة : **الاولى**

المادة : كيمياء عامة ١

المحاضرة: الثامنة/نظري/د.ميرنا صالح

{{ مكتبة A to Z }}

Facebook Group : مكتبة A to Z

٧

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

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

المحاضرة الثامنة	الكيمياء العامة I	الاثنين: / /
قســـــم الفيزياء السنة الأولى - الفصل الأول	الفصل الثالث الجدول الدوري The Periodic Table	

تتضمن هذه المحاضرة:

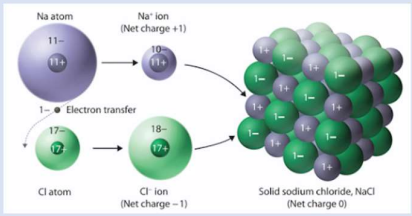
3095 كلمة تشمل: 16760 حرف موزعة ضمن: 13 صفحة

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 والجزيئية.
- ✓ المركبات الجزيئية.

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 تشكلها.

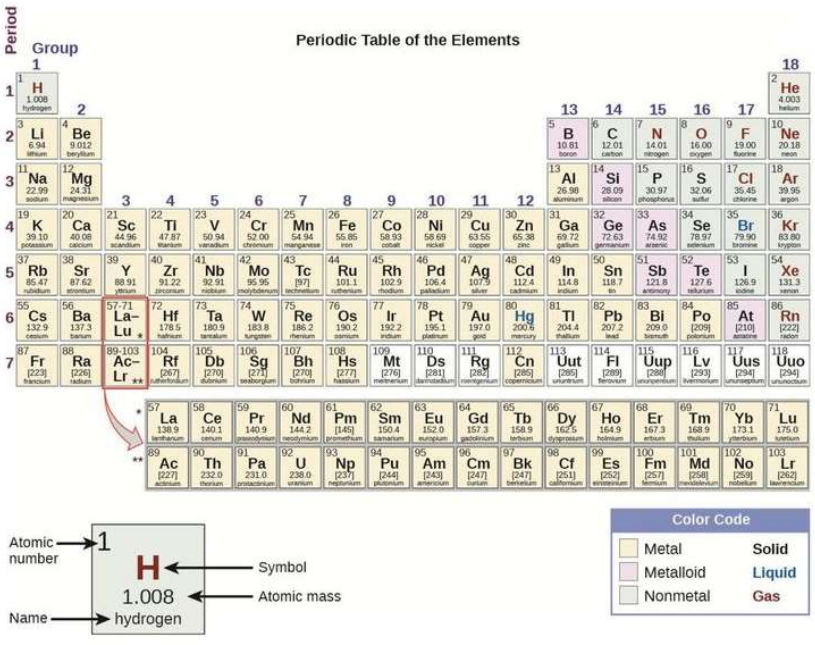
المحتوى	الصفحة
الجدول الدوري الحديث.	102
الإلكترونات التكافؤية.	104
المركبات الجزيئية والشاردية.	107
المركبات الشاردية.	110
المركبات الجزيئية.	112

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 الرأسي.
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.



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.

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

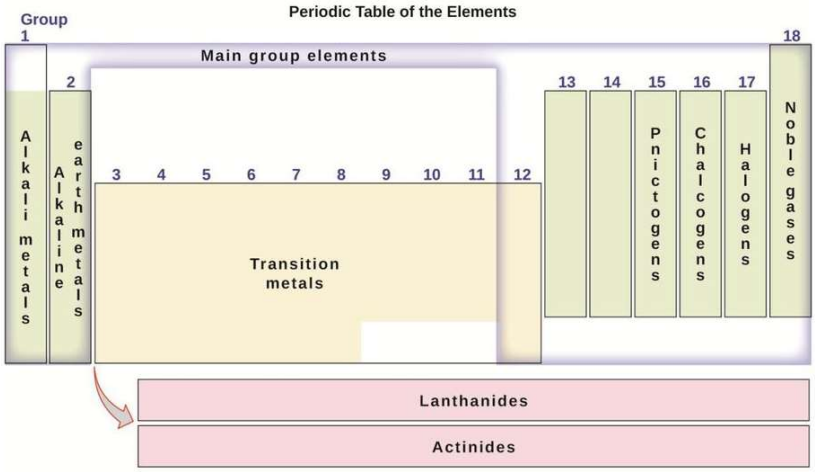
هـــــــــــــام:

تصنيف العناصر حسب الخصائص المشتركة:

- **المعادن** Metals:
(عناصر لامعة، قابلة للطرق، موصلات جيدة للحرارة والكهرباء، مظللة باللون الأصفر Yellow).
- **اللامعادن** Nonmetals:
(العناصر التي تبدو باهتة، وموصلات ضعيفة للحرارة والكهرباء، مظللة باللون الأخضر Green).
- **الفلزات** Metalloids:
(العناصر التي توصل الحرارة والكهرباء بشكل جيد، وتمتلك بعض خصائص المعادن وبعض خصائص اللامعادن، مظللة باللون الأرجواني Purple).

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

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



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

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.

هـــــــــــــام:

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؟**

تعريـــــــــــف:

الإلكترونات التكافؤية:

هي الإلكترونات في المستوى الكوانتي (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**، أي في المستوى الكوانتي الأساسي الخارجي (**2**).
- بينما من أجل ذرة الصوديوم **Na** فإن الإلكترون التكافؤي هو الذي يتوضع في المدارية **3s**.

الآن:

تعريـــــــــــــف:

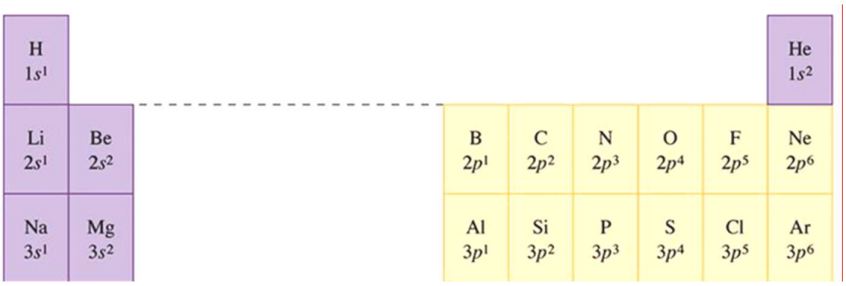
الإلكترونات الأساسية Core Electrons:

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

نتيجـــــــــــــة:

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



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

نتيجـــــــــــــة:

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

كما يجب التنويه إلى أن:

نتيجـــــــــــــة:

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 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 لـ ℓ)مع تسمية كل منها.

الحل:

من أجل **n=5** يكون:

$$\ell = n-1 = 5-1 = \mathbf{4}$$

لذلك تكون المستويات الفرعية المتاحة هي:

$$\ell=0\ ,\ \ell=1\ ,\ \ell=2\ ,\ \ell=3\ ,\ \ell=4$$

وتسمى حسب الترتيب:

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

مثال محلول (23)

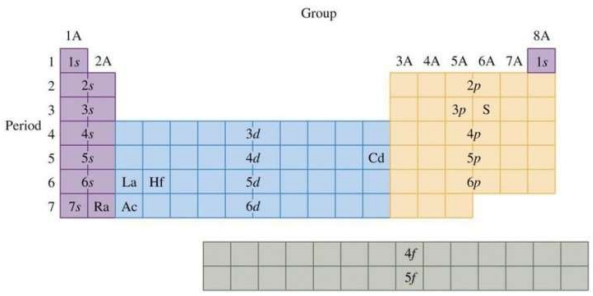
هذا المثال يدعم مفهوم التوزيع الإلكتروني للسويات الطاقية المختلفة.

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

اكتب التوزع 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 بالامتلاء (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 لإلكترونين 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 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 توزعه الإلكتروني وفق ما يلي:

Hf: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^2$

أو بالشكل:

Hf: [Xe] $6s^2 4f^{14} 5d^2$

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

Ra: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^6 7s^2$

أو بالشكل:

Ra: [Rn] $7s^2$

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

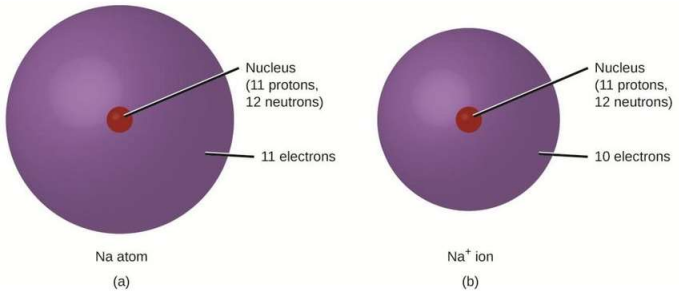
III-4- المركبات الجزيئية والشاردية Molecular and Ionic Compounds

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 Na^+ 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 (كاتيون Cation) أو شاردة سالبة (أنيون Anion)، كما يمكن غالباً التنبؤ بشحنة الشاردة ion الناتجة، حيث يمكننا تمييز ما يلي:

هـــــــــام:
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 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) إلكتروناً واحداً وتشكل شوارد سالبة ذات شحنة (**-1**)، بينما تكتسب ذرات (المجموعة **16** من الجدول الدوري) الكترونين وتشكل شوارد سالبة ذات شحنة (**-2**).

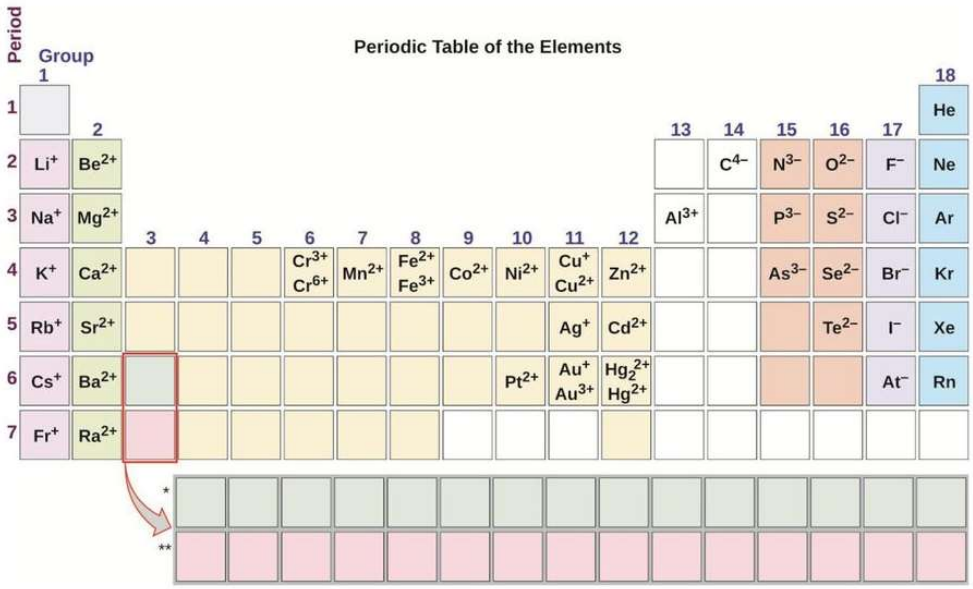
على سبيل المثال:

يمكن لذرة البروم **Br** 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 و**36** 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 (III-8) يبين الجدول الدوري من خلال التنبؤ بتكوين الشوارد والشحنة المحتملة.



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

نلاحظ من **الشكل (III-8)** أنهُ:

- 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 (NH_4^+)، وشاردة النتريت Nitrite (NO_2^-)، وشاردة الكربونات (CO_3^{2-}).

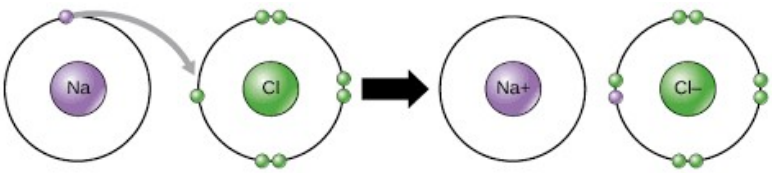
III-1-4- المركبات الشاردية Ionic Compounds

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 Na^+، وكل ذرة كلور ***Cl*** في عينة من غاز الكلور (**المجموعة 17**) تقبل إلكتروناً واحداً لتكوين شاردة كلوريد Cl^-، يتكون مركب **NaCl** من شوارد الصوديوم وشوارد الكلوريد وفق النسبة (**1:1**) كما هو موضح من خلال المخطط التوضيحي التالي:



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

تعريـــــــــف:

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:

نتيجـــــــــة:

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 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:

هـــــــــام:

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 °C ويغلي عند الدرجة 1413 °C، (على سبيل المقارنة، يغلي الماء والذي هو مركب غير شاردي عند الدرجة 100 °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 Calcium phosphate $Ca_3(PO_4)_2$ الذي يحتوي ثلاث شوارد كالسيوم (Ca^{2+}) مقابل مجموعتي فوسفات PO_4^{3-}، حيث تعتبر شوارد الفوسفات وحدات منفصلة.

تذكر هذا

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 اللامعدنية 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

III-2-4- 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:

تشترك 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 كـ:

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

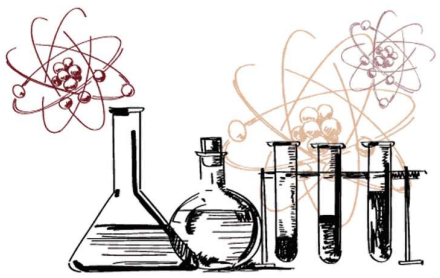
على الرغم من وجود العديد من الاستثناءات المهمة.
السؤال الآن:

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

هـــــــــام:

- 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

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, mℓ, ms)

الملاحظات التي وضعها مندلييف في جدوله الدوري

- تشير الخطوط (-) للفراغات التي خصصها مندلييف للعناصر التي تنبأ بوجودها وخصائصها.
- تشير النقط (.....) للفراغات التي خصصها مندلييف للعناصر التي تنبأ بوجودها ولم يتنبأ بخصائصها.
- تشير إشارات الاستفهام (؟) إلى بعض الأوزان الذرية التي لم يكن مندلييف 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 الأخفض ثم الأعلى)

الكيمياء العامة 1

المفاهيم الأساسية للمحاضرة والموجز

Key **C**oncepts and **S**ummary

في هذه المحاضرة بينا 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 والجزيئية، ووجدنا أن الذرة يمكن أن تكتسب الكتروناتها أو تفقدها وتشكل جزيئات مشحونة كهربائياً تسمى الشوارد، وأن المركب الذي يحتوي على شوارد يتم تجميعها معاً بواسطة روابط شاردية يسمى مركباً شارديا، وهو يتمتع بخواص متعددة من أهمها النقل الكهربائي.

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

-- نهاية المحاضرة --

في المحاضرة القادمة بتاريخ / / ستتعرف إلى عناوين متعددة منها:

عد هذ لمحاضر فق قوعد لجو لعالمية لمناهج لتديس، كما تم لاستعانة في عد هذ لمحاضر بجامعا)جو شطن – لأ - لينو(في لولايا لمتحد .