أولمبياد الموهبة الوطني
NATIONAL GIFTED OLYMPIAD

حقيبة المرحلة الأولى

المسار العلمي "نسمو"

تخصص كيمياء

الفريق العلمي للكيمياء

فهرس الموضوعات

م	الموضوع	المكونات	الصفحات
1	البنية الذرية Atomic structure	• تركيب الذرة Composition of the atom • قانون حفظ الكتلة The Law of Conservation of Mass • قانون النسب الثابتة The Law of Definite Proportions • قانون النسب المتضاعفة The Law of Multiple Proportions • بعض نماذج الذرة الرئيسة Historical Atomic Models • التركيب الذري Atomic Structure • التوزيع الإلكتروني Electron Configuration • أعداد الكم Quantum Numbers	3 - 27
2	الجدول الدوري وتصنيف العناصر The Periodic Table and Classification of Elements	• تصنيف العناصر Classification of Elements • البناء الحديث للجدول الدوري Modern construction of the periodic table • تقسيم عناصر الجدول الدوري Division of the elements of the periodic table • الجدول الدوري والتوزيع الإلكتروني Periodic table and electron configuration • خصائص الجدول الدوري Properties of the periodic table • الحجم الذري Atomic size • الكهروسالبية Electronegativity • طاقة التأين Ionization energy • الميل الإلكتروني Electron affinity	28 - 47
3	الروابط والمركبات الأيونية Ionic Bonds and Compounds	• الأيونات Ions • الروابط الأيونية Ionic Bonds • خصائص المركبات الأيونية Properties of Ionic Compounds • خطوات كتابة الصيغة الكيميائية للمركبات الأيونية Steps for Writing the Chemical Formula of Ionic Compounds • الرابطة الفلزية Metallic Bond	48 - 59
4	الروابط والمركبات التساهمية Covalent Bonds and Compounds	• نموذج الترابط التساهمي The Covalent Bonding Model • تكوين الرابطة التساهمية Formation of the Covalent Bond • خصائص الرابطة التساهمية Properties of the Covalent Bond • تسمية الجزيئات Naming Molecules • الفرق في الكهروسالبية (ΔEN) وقطبية الرابطة The Electronegativity Difference (ΔEN) and Bond Polarity • أشكال الجزيئات The Shapes of Molecules • نظرية تنافر أزواج إلكترونات غلاف التكافؤ (VSEPR) وشكل الجزيئات Valence-Shell Electron-Pair Repulsion (VSEPR) Theory and Molecular Shape	60 - 80

@mawhiba | mawhiba.sa
ص.ب : 700 الريـاض 11421
المملكـة العربيـة السعوديـة هاتـف : 920014025

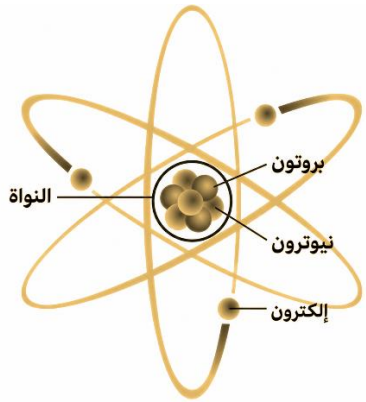
01 1- البنية الذرية Atomic structure

تركيب الذرة Composition of the atom

إذا قطعتَ قطعةً من الجرافيت من طرف قلم رصاص إلى قطعٍ أصغر فأصغر، إلى أي مدىً يُمكنك الوصول؟ هل يُمكنك تقسيمها إلى الأبد؟ هل ستُصادف في النهاية بعض الجسيمات الأساسية التي لم تعد قابلةً للتجزئة، ليس لصغر حجمها المُطلق، ولكن بسبب طبيعة المادة؟ لقد طُرح هذا السؤال الجوهري حول طبيعة المادة من قِبل المُفكرين لأكثر من ألفي عام. وقد اختلفت إجاباتهم بمرور الوقت. على مقياس الأشياء اليومية، تبدو المادة مُتصلة، أو قابلةً للتجزئة بلا حدود. وحتى حوالي 200 عام مضت، اعتقد العديد من العلماء أن المادة مُتصلة بالفعل - ولكن ثبت خطأ هذا التصور. إذا قسّمتَ الجرافيت من طرف قلم الرصاص إلى قطعٍ أصغر فأصغر (أصغر بكثير مما يُمكن للعين رؤيته)، فسينتهي بك الأمر في النهاية إلى ذرات كربون مُنفردة. تأتي كلمة ذرة من الكلمة اليونانية atomos، والتي تعني "غير قابل للتجزئة". لا يُمكنك تقسيم ذرة كربون إلى قطعٍ أصغر ويظل لديك الكربون. تتكون كل المواد العادية من الذرات، إذا كنت تريد أن تفهم المادة، يجب أن تبدأ بفهم الذرات.

النظرية الذرية الحديثة والقوانين التي تستند إليها
The Modern Atomic Theory and the Laws it is Based On

انبثقت النظرية الذرية (فكرة أن جميع المواد تتكون من ذرات) من الملاحظات والقوانين. أهم ثلاثة قوانين أدت إلى تطوير النظرية الذرية وقبولها هي: قانون حفظ الكتلة، وقانون النسب الثابتة، وقانون النسب المتضاعفة.



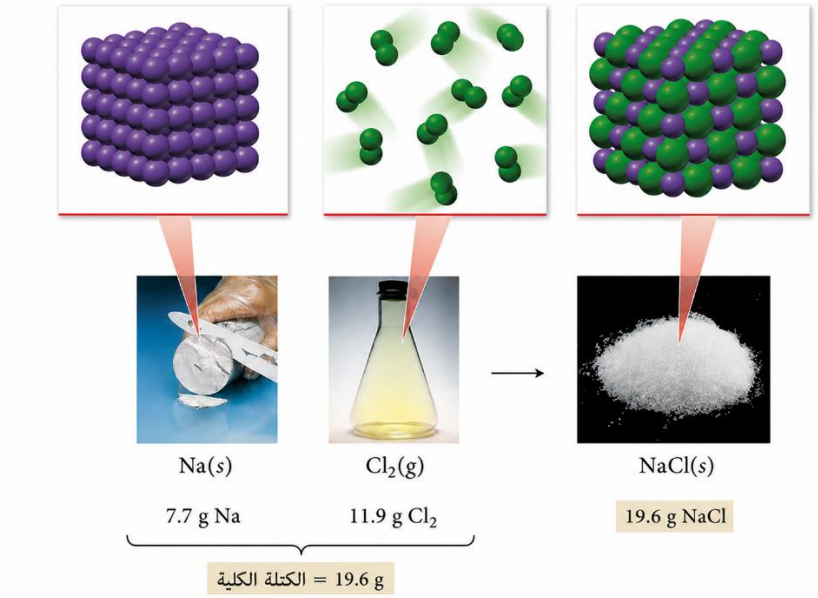
قانون حفظ الكتلة The Law of Conservation of Mass

في عام 1789 صاغ أنطوان لافوازييه قانون حفظ الكتلة، الذي ينص على: في التفاعل الكيميائي، لا تُستحدث المادة ولا تفنى.

بمعنى آخر، عند حدوث تفاعل كيميائي، لا تتغير الكتلة الكلية للمواد المشاركة في التفاعل. على سبيل المثال، لنفترض حدوث تفاعل بين الصوديوم والكلور لتكوين كلوريد الصوديوم. الكتلة الكلية للصوديوم والكلور المتفاعلين (المتفاعلات) تساوي تمامًا كتلة كلوريد الصوديوم المتكوّن (الناتج) كما

@mawhiba | mawhiba.sa
ص.ب : 700 الرياض 11421
المملكة العربية السعودية هاتف : 920014025

هو موضح في الشكل 1-1. يتوافق هذا القانون مع فكرة أن المادة تتكون من جسيمات صغيرة غير قابلة للتدمير. تُعيد الجسيمات ترتيب نفسها أثناء التفاعل الكيميائي، ولكن تبقى كمية المادة محفوظة لأن الجسيمات نفسها غير قابلة للتدمير (على الأقل بالوسائل الكيميائية).



كتلة المتفاعلات = كتلة النواتج

الشكل 1-1: تفاعل الصوديوم مع الكلور

قانون النسب الثابتة The Law of Definite Proportions

في عام 1797، أجرى الكيميائي الفرنسي جوزيف بروست ملاحظات حول تركيب المركبات. ووجد أن العناصر المكونة لأي مركب موجودة دائمًا بنسب ثابتة (أو محددة) في جميع عيناته. في المقابل، يمكن أن توجد مكونات الخليط بأي نسب. لخص بروست ملاحظاته في قانون النسب الثابتة: عينات أي مركب، بغض النظر عن مصدرها أو طريقة تحضيرها، تحتوي على نفس نسب العناصر المكونة لها.

على سبيل المثال، ينتج عن تحلل 18.0 g من الماء 16.0 g من الأكسجين و2.0 g من الهيدروجين، أو نسبة كتلة الأكسجين إلى الهيدروجين:

$$\text{النسبة الكتلية} = \frac{16.0\ \text{g O}}{2.0\ \text{g H}} = 8.0 \text{ أو } 8:1$$

تنطبق هذه النسبة على أي عينة من الماء النقي، بغض النظر عن مصدرها. ينطبق قانون النسب الثابتة على كل مركب. الأمونيا مركب مكون من النيتروجين والهيدروجين. تحتوي الأمونيا على 14.0 g من النيتروجين لكل 3.0 g من الهيدروجين، مما ينتج عنه نسبة كتلة النيتروجين إلى الهيدروجين 4.7.

$$\text{النسبة الكتلية} = \frac{14.0\ \text{g N}}{3.0\ \text{g H}} = 4.7 \text{ أو } 4.7:1$$

@mawhiba | mawhiba.sa
ص.ب : 700 الرياض 11421
المملكة العربية السعودية هاتف : 920014025

مرة أخرى، هذه النسبة ثابتة في جميع عينات الأمونيا. ويشير قانون النسب الثابتة أيضًا إلى فكرة أن المادة تتكون من ذرات. للمركبات نسب ثابتة من العناصر المكونة لها؛ لأن لكل ذرة من الذرات التي تتكون منها المركبات كتلة محددة، وتوجد بنسبة ثابتة. وبما أن نسبة الذرات ثابتة في جميع عينات مركب معين، فإن نسبة الكتل ثابتة أيضًا.

مثال 1-1:

تم تحليل عينتين من ثاني أكسيد الكربون إلى العناصر المكونة لها. أنتجت إحداهما 25.6 g من الأكسجين و 9.60 g من الكربون، بينما أنتجت الأخرى 21.6 g من الأكسجين و8.10 g من الكربون. بيّن أن هذه النتائج تتوافق مع قانون النسب الثابتة.

.....

.....

.....

.....

قانون النسب المتضاعفة The Law of Multiple Proportions

في عام 1804، نشر جون دالتون قانونه للنسب المتضاعفة:
عندما يكوّن عنصران (لنسمّهما A وB) مركبين مختلفين، يُمكن التعبير عن كتل العنصر B التي تتحد مع 1g من العنصر A كنسبة أعداد صحيحة صغيرة.

عندما يتحد عنصران A وB لتكوين أكثر من مركب واحد، تتحد ذرة من A مع ذرة واحدة أو ذرتين أو ثلاث ذرات أو أكثر من B (AB_1، AB_2، AB_3، إلخ). لذلك، فإن كتل B التي تتفاعل مع كتلة ثابتة من A تكون دائمًا متناسبة مع بعضها البعض كنسب أعداد صحيحة صغيرة. لنأخذ مركبي أول أكسيد الكربون وثاني أكسيد الكربون اللذان يتكونان من نفس العنصرين: الكربون والأكسجين. رأينا في المثال السابق أن نسبة كتلة الأكسجين إلى الكربون في ثاني أكسيد الكربون هي 1:2.67؛ وبالتالي، يتفاعل 2.67g من الأكسجين مع 1 g من الكربون. أما في أول أكسيد الكربون، فإن نسبة كتلة الأكسجين إلى الكربون هي 1:1.33، أو 1.33 g من الأكسجين لكل 1 g من الكربون.

إن نسبة هاتين الكتلتين في حد ذاتها هي عدد صحيح صغير.

$$\frac{\text{كتلة الأكسجين إلى 1 g من الكربون في ثاني أكسيد الكربون}}{\text{كتلة الأكسجين إلى 1 g من الكربون في أول أكسيد الكربون}} = \frac{2.67}{1.33} = 2$$

بمساعدة النماذج الجزيئية في الشكل أدناه، يُمكننا أن نرى سبب كون النسبة 2:1.
يحتوي ثاني أكسيد الكربون على ذرتي أكسجين لكل ذرة كربون، بينما يحتوي أول أكسيد الكربون على ذرة واحدة فقط. بالطبع، لم يكن لدى جون دالتون ولا جوزيف بروست أي نوع من الأجهزة الحديثة القادرة على كشف الذرات الفردية - فقد دعم دالتون أفكاره الذرية بشكل أساسي باستخدام كتل العينات.

@mawhiba | mawhiba.sa
ص.ب : 700 الرياض 11421
المملكة العربية السعودية هاتف : 920014025

كتلة الأكسجين التي تتحد مع 1g من الكربون = 2.67 g

ثاني أكسيد الكربون

كتلة الأكسجين التي تتحد مع 1g من الكربون = 1.33 g

أول أكسيد الكربون

مثال 2-1:

يُكوّن النيتروجين مع الأكسجين عدة مركبات، منها ثاني أكسيد النيتروجين وأول أكسيد ثنائي النيتروجين. يحتوي ثاني أكسيد النيتروجين على 2.28 g من الأكسجين لكل 1 g من النيتروجين، بينما يحتوي أول أكسيد ثنائي النيتروجين على 0.570 g من الأكسجين لكل 1 g من النيتروجين. بيّن أن هذه النتائج تتوافق مع قانون النسب المتضاعفة.

.....

.....

.....

.....

مثال 3-1:

مُرّر 73 g من غازكلوريد الهيدروجين HCl في محلول يحتوي على 158g من ثيوكبريتات الصوديوم فتكون 117 g من ملح الطعام و 64 g من غاز ثاني أكسيد الكبريت SO_2 و 32 g من الكبريت و 18 g من الماء. هل النتائج تؤيد قانون حفظ الكتلة؟

.....

.....

.....

.....

مثال 4-1:

تم تحليل عينتين من غاز SO_2 فوجد أن العينة الأولى تحتوي 3.6 g من الأكسجين و 1.8 g من الكبريت، في حين احتوت العينة الثانية على 4.8 g من الأكسجين و 4.2 g من الكبريت. هل تتفق هذه النتائج مع قانون النسب الثابتة؟

.....

.....

.....

.....

@mawhiba | mawhiba.sa
ص.ب : 700 الريـاض 11421
المملكـة العربيـة السعوديـة هاتـف : 920014025

مثال 5-1:

تم تحليل عينتين لمركبين مجهولين فوجد أن المركب الأول يحتوي على 15 g هيدروجين و 120 g أكسجين، وأن المركب الثاني يحتوي على 2 g هيدروجين و 32 g أكسجين. هل العينتان تمثلان المركب نفسه؟ فسّر إجابتك.

.....

.....

.....

.....

مثال 6-1:

اختُزِلت عينة من ثاني أكسيد الكبريت SO_2 كتلتها 20 g فكانت كتلة الكبريت المتبقي 4 g، واختزلت عينة من ثالث أكسيد الكبريت SO_3 كتلتها 28 g فكانت كتلة الكبريت المتبقي منها 4 g، وضح أن هذه النتيجة تتفق مع قانون النسب المتضاعفة.

.....

.....

.....

.....

نظرية دالتون الذرية — Dalton's Atomic Theory

في عام 1808، شرح جون دالتون القوانين التي ناقشناها سابقًا في نظريته الذرية:

- تتكون المادة من أجزاء صغيرة جداً تُسمى الذرات.
- الذرات لا تتجزأ ولا تفنى.
- تتشابه الذرات المكونة للعنصر في الحجم والكتلة والخواص الكيميائية.
- تختلف ذرات عنصر عن ذرات العناصر الأخرى.
- الذرات المختلفة تتحد بنسبة عددية بسيطة لتكوين مركبات.
- في التفاعلات الكيميائية: تنفصل الذرات أو تتحد أو يعاد ترتيبها.

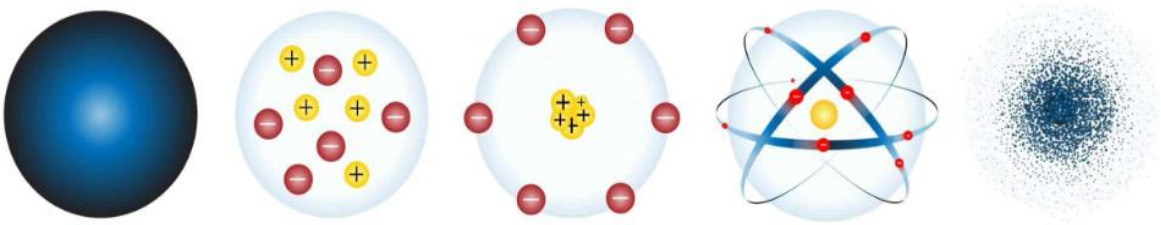
تطور مفهوم الذرة — The Evolution of the Atom

تُمثّل الذرة اللبنة الأساسية للمادة، وفهم تركيبها هو مفتاح لفهم الخصائص الكيميائية والفيزيائية للعناصر وتفاعلاتها. لقد تطور مفهوم الذرة من فكرة "الجسيم غير القابل للتجزئة" (دالتون) إلى النموذج الحديث القائم على ميكانيكا الكم.

@mawhiba | mawhiba.sa
ص.ب : 700 الرياض 11421
المملكة العربية السعودية هاتف : 920014025

بعض نماذج الذرة الرئيسة Historical Atomic Models

يُظهر المخطط التالي في الشكل 2-1 التسلسل التاريخي لتطور فهمنا لتركيب الذرة:



جون دالتون، 1803 | طومسون، 1904 | رزرفورد، 1908 | بور، 1913 | شرودينجر،1926

الشكل 2-1: التسلسل التاريخي لتطور تركيب الذرة

النموذج	المفهوم الأساسي	الاكتشاف
نموذج دالتون	الذرة كرة صلبة، غير قابلة للتجزئة.	كانت أول نظرية ذرية علمية
نموذج طومسون	فطيرة الخوخ، كرة موجبة تتخللها إلكترونات سالبة.	اكتشاف الإلكترون.
نموذج رذرفورد	الذرة معظمها فراغ، والكتلة والشحنة الموجبة مُركّزة في النواة.	اكتشاف البروتون.
نموذج بور	تدور الإلكترونات في مدارات ثابتة ذات مستويات طاقة مكمأة محددة.	طيف الانبعاث الذري للهيدروجين.
النموذج الميكانيكي الكمي	يصف المدارات كـمناطق احتمالية (سحابة إلكترونية) لوجود الإلكترون.	مبادئ ميكانيكا الكم.

التركيب الذري والجسيمات دون الذرية Atomic Structure and Subatomic Particles

تتكون الذرة من منطقتين رئيسيتين هما: النواة، ومنطقة السحابة الإلكترونية.

النواة: هي مركز الذرة، وهي ذات كثافة عالية وشحنة موجبة، وتضم معظم كتلة الذرة.

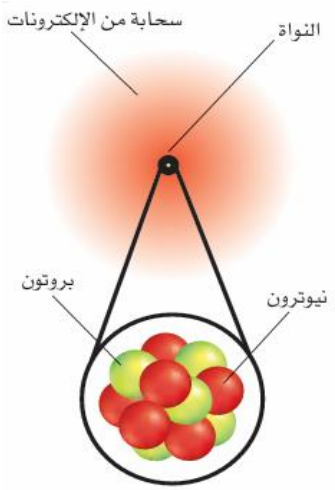
الجسيمات دون الذرية: تتكون الذرة من ثلاث جسيمات أساسية هي: البروتونات، والنيوترونات، والإلكترونات.

الجسيم	الرمز	الموقع	الشحنة النسبية	الكتلة النسبية (بالتقريب)
البروتون	p^+	النواة	+1	1 amu
النيوترون	n^0	النواة	0	1 amu
الإلكترون	e^-	السحابة الإلكترونية	-1	$\frac{1}{1840}$ amu

@mawhiba | mawhiba.sa
ص.ب : 700 الريـاض 11421
المملكـة العربيـة السعوديـة هاتـف : 920014025

إكمال نموذج الذرة:

جميع الذرات مكونة من ثلاث جسيمات دون ذرية أساسية، هي: الإلكترون، والبروتون، والنيوترون. والذرة كروية الشكل، تحتوي على نواة صغيرة وكثيفة، مكونة من شحنات موجبة محاطة بإلكترون (أو أكثر) سالب الشحنة. ومعظم حجم الذرة فراغ يحتوي على إلكترونات سريعة الحركة، وهي تتحرك في الفراغ المحيط بالنواة. ترتبط الإلكترونات مع الذرة من خلال التجاذب مع الشحنات الموجبة في النواة. وتتكون النواة من نيوترونات متعادلة الشحنة (إلا نواة ذرة الهيدروجين التي تحتوي على بروتون واحد فقط، ولا تحتوي على نيوترونات)، وبروتونات موجبة الشحنة. وتشكل النواة أكثر من 99.97 % من كتلة الذرة. وتشغل حوالي 0.0001 من حجم الذرة. ولأن الذرة متعادلة كهربائيًّا فإن عدد البروتونات في النواة يساوي عدد الإلكترونات المحيطة بها. ويبين الشكل 3-1 مكونات الذرة.



الشكل 3-1: تتكون الذرة من نواة تحتوي على بروتونات ونيوترونات محاطة بسحابة من الإلكترونات

ولاتزال مكونات الذرة موضع اهتمام الكثير من علماء العصر الحديث. وفي الواقع حدد العلماء أن للبروتونات والنيوترونات تركيبها الخاص بها، وأنها مكونة من جسيمات تسمى كواركات. ويفسَّر السلوك الكيميائي من خلال إلكترونات الذرة كما ستدرس لاحقا.

العدد الذري والعدد الكتلي — Atomic number and mass number

رمز العنصر ← $^{a}_{b}X$ ← العدد الكتلي / العدد الذري

العدد الذري = عدد البروتونات في الذرة = عدد الإلكترونات

العدد الكتلي = عدد البروتونات + عدد النيوترونات

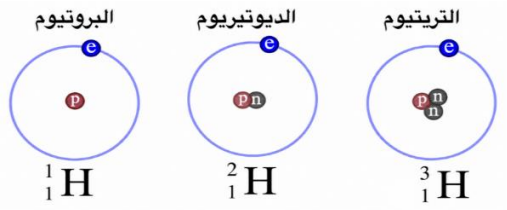
عدد النيوترونات = العدد الكتلي – عدد البروتونات

عدد البروتونات = العدد الكتلي – عدد النيوترونات

@mawhiba | mawhiba.sa
ص.ب : 700 الرياض 11421
المملكة العربية السعودية هاتف : 920014025

النظائر Isotopes

تحتوي جميع ذرات عنصر معين على نفس عدد البروتونات؛ ومع ذلك، ليس بالضرورة أن يكون لها نفس عدد النيوترونات. بما أن كتلة النيوترون تساوي تقريبًا كتلة البروتون (وحدة ذرية واحدة)، فهذا يعني أن جميع ذرات عنصر معين لا تمتلك نفس الكتلة. على سبيل المثال، تحتوي جميع ذرات الهيدروجين على بروتون واحد، ولكنها قد تحتوي على 0 أو 1 أو 2 نيوترونًا. جميع أنواع ذرات الهيدروجين الثلاثة (البروتيوم ، الديوتيريوم، التريتيوم) موجودة، ولكل منها كتلة مختلفة قليلاً. الذرات التي لها نفس عدد البروتونات ولكن بأعداد مختلفة من النيوترونات تُعرف بالنظائر.



شكل 4-1: نظائر الهيدروجين

بعض العناصر، مثل البريليوم (Be) والألومنيوم (Al)، لها نظير واحد فقط طبيعيًا، بينما تحتوي عناصر أخرى، مثل النيون (Ne) والكلور (Cl)، على نظيرين أو أكثر. الكمية النسبية لكل نظير مختلف في عينة طبيعية من عنصر معين ثابتة تقريبًا. على سبيل المثال، في أي عينة طبيعية من ذرات النيون، 90.48% منها نظير ذو 10 نيوترونات، و0.27% نظير ذو 11 نيوترونًا، و9.25% نظير ذو 12 نيوترونًا. هذه النسب هي الوفرة الطبيعية للنظائر ولكل عنصر وفرته الطبيعية المميزة من النظائر.

مثال 7-1:

أكمل الجدولين التاليين: (استعن بالجدول الدوري)

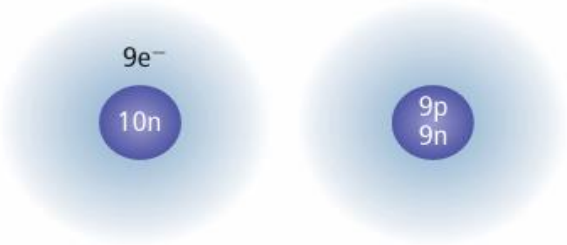
اسم العنصر	رمز العنصر	العدد الذري	العدد الكتلي	عدد البروتونات	عدد الإلكترونات	عدد النيوترونات	اسم النظير	رمز النظير
								$^{70}_{30}Zn$
كالسيوم	Ca	20	46					
حديد		26	57					
زئبق		80	204					

ص.ب : 700 الريـاض 11421
المملكـة العربيـة السعوديـة هاتـف : 920014025
@mawhiba | mawhiba.sa

النظير	Zn – 64				
العدد الذري				9	11
العدد الكتلي			32		23
عدد البروتونات			16		
عدد النيوترونات		24		10	
عدد الإلكترونات		20			

مثال 8-1:

هل الذرات المبينة في الشكل أدناه تمثل نفس العنصر. ولماذا؟



.....

كتل الذرات Mass of Atoms

كتلة كل من البروتون والنيوترون تساوي تقريباً 1.67×10^{-27} kg ، وكتلة الإلكترون أصغر من ذلك بكثير، فهي حوالي $\frac{1}{1840}$ من كتلة البروتون أو النيوترون.

وحدة الكتل الذرية Atomic Mass Unit

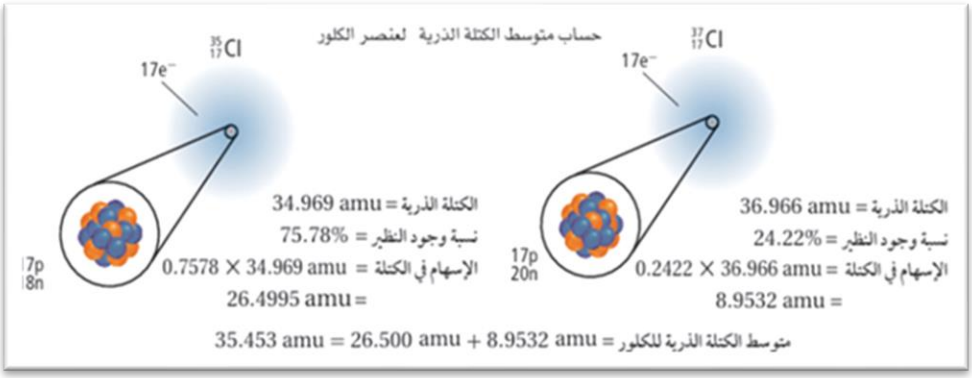
لأن هذه الكتل صغيرة جداً، ويصعب التعامل معها، فقد قام العلماء بتطوير طريقة جديدة لقياس كتلة الذرة بالنسبة إلى كتلة ذرة معيارية، هذه الذرة المعيارية هي ذرة الكربون التي كتلتها الذرية 12 . لذا فإن وحدة الكتل الذرية (amu) هي $\frac{1}{12}$ من كتلة ذرة الكربون–12. لذا فإن وحدة الكتلة الذرية تساوي تقريبا كتلة بروتون واحد أو نيوترون واحد.

الكتلة الذرية Atomic Mass

لأن كتلة الذرة تعتمد أساساً على عدد البروتونات وعدد النيوترونات فيها، ولأن كتلة كل من البروتون والنيوترون قريبة من 1 amu ، فقد تتوقع أن الكتلة الذرية للعنصر هي دائما عدد صحيح ! لكن هذا ليس صحيحا ؛ إذ أن الكتلة الذرية للعنصر هي متوسط كتل نظائر العنصر. ولأن للنظائر كتلا مختلفة فإن متوسط الكتلة الذرية ليس بالضرورة أن يكون عددا صحيحا. ويبين الشكل 5-1 حساب الكتلة الذرية للكلور.

@mawhiba | mawhiba.sa
ص.ب : 700 الرياض 11421
المملكة العربية السعودية هاتف : 920014025

يوجد الكلور في الطبيعة مزيجا من 75.78% كلور– 35 ، و% 24.22 كلور– 37 . والكتلة الذرية للكلور تساوي 35.453 amu



الشكل 5-1: حساب متوسط الكتلة الذرية لعنصر الكلور

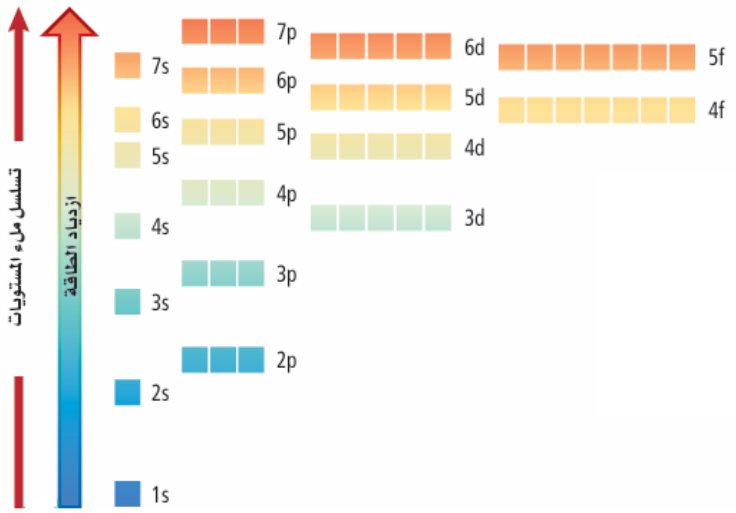
التوزيع الإلكتروني Electron Configuration

التوزيع الإلكتروني في الحالة المستقرة Ground -State Electron Configuration

يُسمى ترتيب الإلكترونات في الذرة التوزيع الإلكتروني. ولأن الأنظمة ذات الطاقة المنخفضة أكثر استقرارًا من الأنظمة ذات الطاقة العالية فإن الإلكترونات تميل إلى اتخاذ ترتيب يُعطي الذرة أقل طاقة ممكنة. ويسمى ترتيب الإلكترونات في الوضع الأقل طاقة والأكثر ثباتا التوزيع الإلكتروني في الحالة المستقرة للعنصر. وتحكم المبادئ أو القواعد - ومنها مبدأ أوفباو ومبدأ باولي وقاعدة هوند - كيفية ترتيب الإلكترونات في مستويات الذرة.

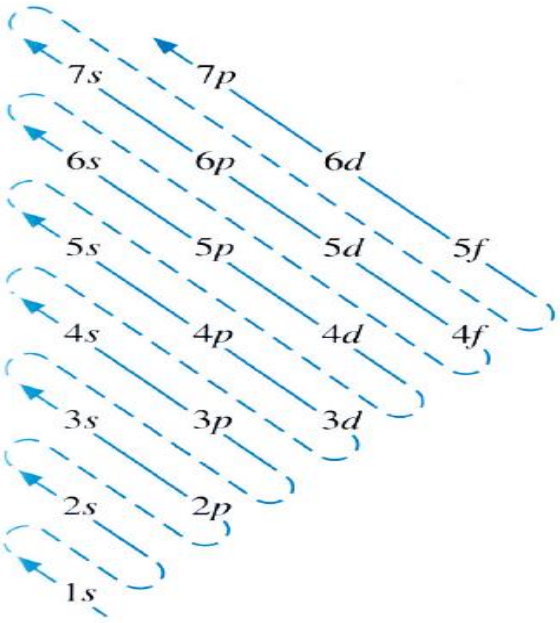
مبدأ أوفباو:

ينص مبدأ أوفباو (البناء التصاعدي) على أن كل إلكترون يشغل المستوى الأقل طاقة. لذا فإن تحديد التوزيع الإلكتروني في الحالة المستقرة يتطلب معرفة ترتيب المستويات الفرعية وفق تزايد طاقاتها. ويعرف هذا التسلسل برسم أوفباو، وهو موضح في الشكل 6-1، حيث يمثل كل صندوق في الشكل مستوى فرعيّ.



الشكل 6-1: رسم أوفباو

@mawhiba | mawhiba.sa
ص.ب : 700 الريـاض 11421
المملكـة العربيـة السعوديـة هاتـف : 920014025



الشكل 7-1: ترتيب ملء المستويات بالإلكترونات

الجدول التالي يوضح خواص رسم أوفباو:

الخاصية	مثال
طاقة المستويات الفرعية في المستوى الثانوي جميعها متساوية.	المستويات الفرعية الثلاثة في المستوى الثانوي 2p جميعها متساوية الطاقة.
في الذرة متعددة الإلكترونات تكون طاقة المستويات الثانوية المختلفة ضمن مستوى الطاقة الرئيس الواحد مختلفة.	طاقة المستويات الفرعية الثلاثة في المستوى الثانوي 2p أعلى من طاقة المستوى الفرعي 2s.
تسلسل زيادة طاقة المستويات الثانوية ضمن مستوى الطاقة الرئيس الواحد هو s، p، d، f	فإذا كان n = 4 فسيكون التسلسل لمستويات الطاقة الثانوية 4s ، 4p ، 4d ، 4f.
تستطيع مستويات الطاقة الثانوية لمستوى رئيس أن تتداخل مع مستويات الطاقة الثانوية ضمن مستوى رئيس آخر.	تكون طاقة المستوى الفرعي في المستوى الثانوي 4s أقل من طاقة لمستويات الفرعية الخمسة في المستوى الثانوي 3d.

مبدأ باولي:

ينص مبدأ باولي على أنه لا يمكن أن يكون لإلكترونين في ذرة ما نفس قيم أعداد الكم الأربعة.

يمكن تمثيل المستويات الفرعية بمربعات أو دوائر كما يمكن تمثيل الإلكترونات في المستويات باستخدام الأسهم في المربعات. ولكل إلكترون اتجاه دوران مرتبط معه، حيث يمثل السهم المتجه إلى أعلى ↑

@mawhiba | mawhiba.sa
ص.ب : 700 الرياض 11421
المملكة العربية السعودية هاتف : 920014025

دوران الإلكترون في اتجاه معين، ويمثل السهم المتجه إلى أسفل ↓ دوران الإلكترون في الاتجاه المعاكس. ويمثل المربع الفارغ □ مستويًا فرعيًا شاغرًا، كما يمثل المربع الذي يحتوي على سهم واحد يتجه إلى أعلى ↑ مستويًا فرعيًّا بإلكترون واحد، ويمثل المربع الذي يحتوي على سهمين أحدهما يتجه إلى أعلى والآخر إلى أسفل ↑↓ مستويًا فرعيًّا ممتلئًا.

قاعدة هوند:

إن حقيقة تنافر الإلكترونات المشحونة بشحنة سالبة لها تأثير كبير في توزيع الإلكترونات في مستويات فرعية متساوية الطاقة. وتنص قاعدة هوند Hund's على أن الإلكترونات تتوزع في المستويات الفرعية المتساوية الطاقة بحيث تحافظ على أن يكون لها الاتجاه نفسه من حيث الدوران، قبل أن تشغل الإلكترونات الإضافية ذات اتجاه الدوران المعاكس المستويات نفسها. فعلى سبيل المثال، تملأ مستويات 2p الفرعية الثلاثة بإلكترونات منفردة، ثم تحدث عملية الازدواج. ويوضح الشكل الآتي تسلسل دخول ستة إلكترونات في مستويات P الفرعية.

1. ↑ □ □ 2. ↑ ↑ □ 3. ↑ ↑ ↑

4. ↑↓ ↑ ↑ 5. ↑↓ ↑↓ ↑ 6. ↑↓ ↑↓ ↑↓

طرق تمثيل التوزيع الإلكتروني Methods for representing the electron configuration

تستطيع أن تمثل التوزيع الإلكتروني للذرة بإحدى الطرائق التالية: الترميز الإلكتروني، أو رسم مربعات المستويات ، أو ترميز الغاز النبيل.

1-الترميز الإلكتروني:

$_6C: 1s^2\ 2s^2\ 2p^2$

2- رسم مربعات المستويات:

3- ترميز الغاز النبيل:

$_6C: [He]\ 2s^2\ 2p^2$

مثال 9-1:

اكتب التوزيع الإلكتروني للماغنيسيوم $_{12}Mg$ بثلاث طرق؟

.....

.....

.....

@mawhiba | mawhiba.sa
ص.ب : 700 الرياض 11421
المملكة العربية السعودية هاتف : 920014025

التوزيع الإلكتروني للأيونات الموجبة والسالبة
Electron configuration of positive and negative ions

عندما تفقد الذرة إلكترونات تكون أيون موجب وعندما تكسب إلكترونات تكون أيون سالب، والجدول التالي يبين التوزيع الالكتروني لبعض الذرات وأيوناتها.

H: $1s^1$	H^-: $1s^2$ or [He]
F: $1s^2\ 2s^2\ 2p^5$	F^-: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6$ or [Ne]
O: $1s^2\ 2s^2\ 2p^4$	O^{2-}: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6$ or [Ne]
N: $1s^2\ 2s^2\ 2p^3$	N^{3-}: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6$ or [Ne]
Na: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1$	Na^+: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6$ or [Ne]
Ca: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2$	Ca^{2+}: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6$ or [Ar]
Al: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^1$	Al^{3+}: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6$ or [Ne]

التماثل الإلكتروني isoelectronic

عندما تمتلك الذرات أو الأيونات المختلفة نفس العدد الكلي من الإلكترونات ونفس التوزيع الإلكتروني في الحالة المستقرة نقول إنها متماثلة إلكترونيا.

أمثلة على التماثل الإلكتروني:

- أيون الأكسيد O^{2-} يحتوي على 10 إلكترونات.
- أيون الفلوريد F^- يحتوي على 10 إلكترونات.
- ذرة النيون Ne تحتوي على 10 إلكترونات.
- أيون الصوديوم Na^+ يحتوي على 10 إلكترونات.

كل هذه الأنواع متماثلة إلكترونيًا، ولها نفس التوزيع الإلكتروني:

$1s^2\ 2s^2\ 2p^6$

أيونات العناصر الانتقالية Transition element ions

بالنسبة للعناصر الانتقالية تفقد أولاً الكترونين من المستوى **s** ثم من المستوى **d** .

Fe: [Ar] $4s^2\ 3d^6$

Fe^{2+}: [Ar] $4s^0\ 3d^6$ or [Ar] $3d^6$

Fe^{3+}: [Ar] $4s^0\ 3d^5$ or [Ar] $3d^5$

Mn: [Ar] $4s^2\ 3d^5$

Mn^{2+}: [Ar] $4s^0\ 3d^5$ or [Ar] $3d^5$

@mawhiba | mawhiba.sa
ص.ب : 700 الريـاض 11421
المملكـة العربيـة السعوديـة هاتـف : 920014025

استثناءات التوزيع الإلكتروني Exceptions to predicted configuration

يمكن استخدام رسم أوفباو في كتابة التوزيع الإلكتروني الأكثر استقرارًا للعناصر التي تبدأ من الفاناديوم ذي العدد الذري 23 وما بعده. ولكن إذا استمريت في توزيع الإلكترونات بالطريقة نفسها فإن التوزيع الإلكتروني للكروم سيكون $[Ar]\ 4s^2\ 3d^4$ ، وللنحاس سيكون $[Ar]\ 4s^2\ 3d^9$ وهما غير صحيحين. أما التوزيع الإلكتروني الصحيح للكروم هو $[Ar]\ 4s^1\ 3d^5$ ، وللنحاس $[Ar]\ 4s^1\ 3d^{10}$. وتوضح التوزيعات الإلكترونية لهذين العنصرين – كما هو الحال لعناصر أخرى - حالة الاستقرار للمستويات d و s نصف الممتلئة والممتلئة.

أعداد الكم Quantum Numbers

عند حل معادلة شرودنجر لذرة الهيدروجين، نجد العديد من الدوال الموجية (المدارات) التي تحققها. يتميز كل مدار من هذه المدارات بسلسلة من الأعداد تسمى أعداد الكم، والتي تصف خصائص مختلفة للمدار:

العدد الكمي الرئيسي (n):

يحدد بعد الإلكترون عن النواة ويشير إلى طاقة الإلكترون ومن ثم طاقة المستوى الرئيسي الذي يتحرك فيه، ويأخذ أحد القيم العددية الصحيحة الموجبة 1، 2 ، 3 .... ويشار أحيانا إلى مستويات الطاقة الرئيسة أحيانا بحروف كما يلي:

العدد الكمي الرئيسي	1	2	3	4	5	6	7
الحرف الدال عليه	K	L	M	N	O	P	Q

ويمكن معرفة العدد الأقصى من الإلكترونات التي يمكن أن توجد في كل مستوى رئيسي في الذرة من العلاقة: $2n^2$.

العدد الكمي الثانوي (ℓ):

له قيم صحيحة من 0 إلى n-1 لكل قيمة من n. يرتبط هذا العدد الكمي بشكل المدارات الذرية. عادةً ما يُخصص لقيمه مدار معين حرف: ℓ = 0 يسمى s؛ ℓ = 1 يُسمى p؛ ℓ = 2 يُسمى d؛ ℓ = 3 يُسمى f. نشأ هذا النظام من دراسات طيفية مبكرة، وهو مُلخَّص في الجدول التالي:

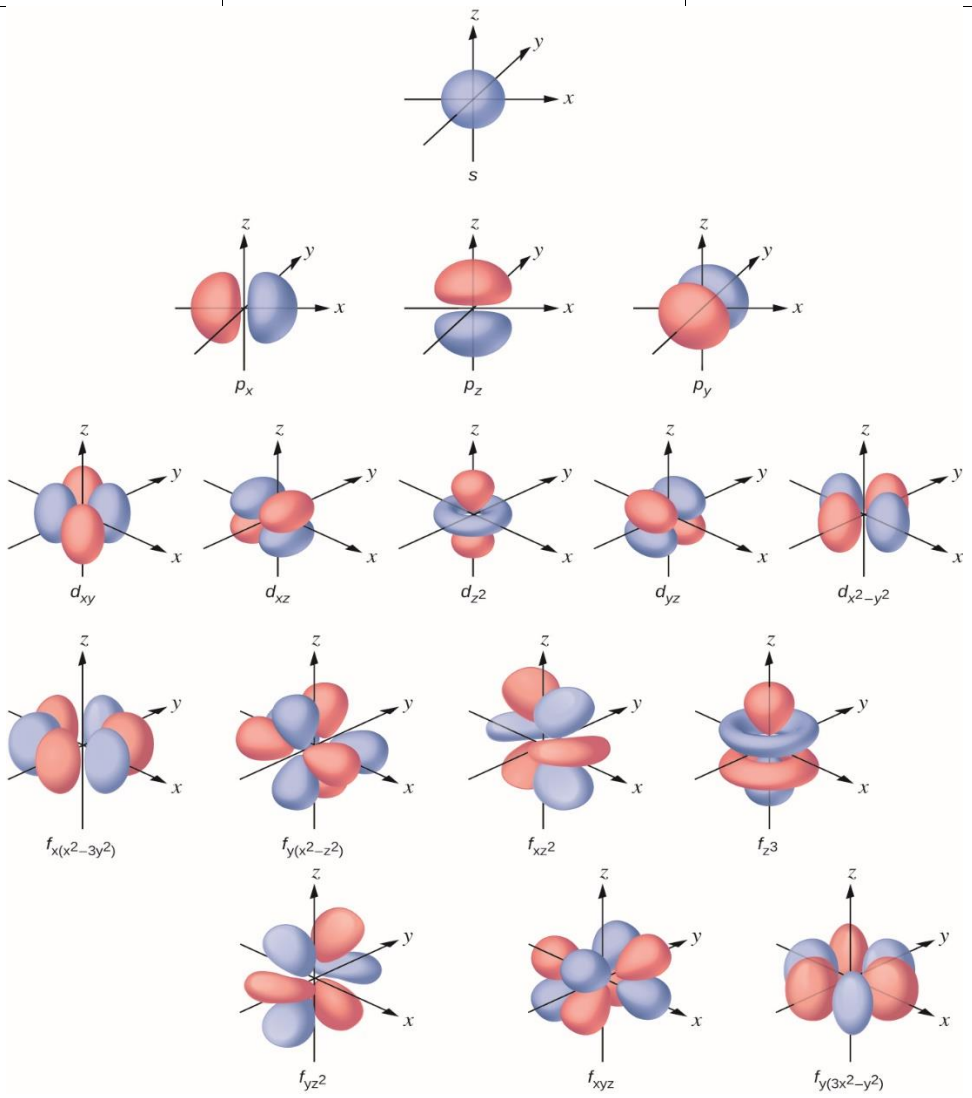
أعداد الكم الثانوية والحروف المقابلة المستخدمة للإشارة إلى المدارات الذرية				
قيمة ℓ	0	1	2	3
الحرف المستخدم	s	p	d	f
شكل المستوى الفرعي	كروي	أجراس صماء	معقد	أكثر تعقيدا

@mawhiba | mawhiba.sa
ص.ب : 700 الريـاض 11421
المملكـة العربيـة السعوديـة هاتـف : 920014025

العدد الكمي المغناطيسي (m_ℓ):

يُعبر عن اتجاه المدارات التي يتكون منها كل مستوى فرعي في الفراغ ويأخذ القيم العددية الصحيحة من (-ℓ) حتى (+ℓ) مروراً بالصفر. وهذا يعني أن قيمه مرتبطة بقيم العدد الكمي الثانوي، كما تعبر قيم العدد الكمي المغناطيسي عن عدد المدارات (غرف الإلكترونات) الموجودة في كل مستوى فرعي، وقد وجد أن هذا العدد يساوي $2\ell + 1$ والجدول التالي يوضح العلاقة بين ℓ و m_ℓ وعدد المدارات

ℓ	m_ℓ	عدد المدارات
0	0	1
1	-1 , 0 ,+1	3
2	-2 , -1 , 0 , +1 , +2	5
3	-3 , -2 , -1 , 0 , +1 , +2 , +3	7



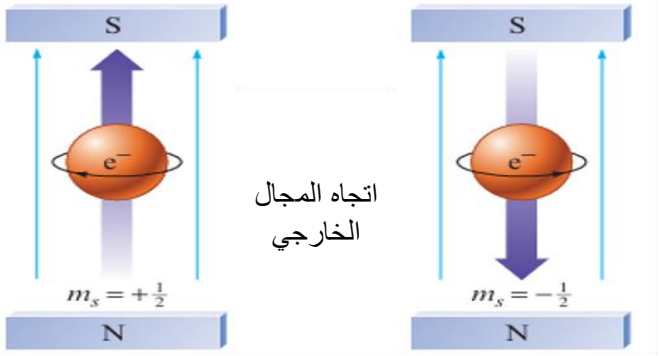
الشكل 8-1: أشكال المدارات s و p و d وf

@mawhiba | mawhiba.sa
ص.ب : 700 الريـاض 11421
المملكـة العربيـة السعوديـة هاتـف : 920014025

العدد الكمي المغزلي (m_s):

يوضح كيفية حركة الإلكترون حول نفسه (محوره) إما في اتجاه عقارب الساعة أو في الاتجاه المضاد وهناك قيمتان ممثلتان لهذا العدد ½ + و ½-

لقد تم الاتفاق على تمثيل الإلكترون الذي له (m_s= + ½) بسهم يتجه إلى أعلى (↑) وتمثيل الإلكترون الذي له (m_s= -½) بسهم متجه إلى أسفل (↓) كما في الشكل 9-1.



الشكل 9-1: دوران الإلكترون واتجاه مجاله المغناطيسي

وبما أن حركة دوران الإلكترون حول نفسه محصورة في اتجاهين فقط ، فعندما يوجد إلكترونان في نفس المدار يكون غزل أحدهما معاكساً لاتجاه الآخر وبالتالي ينشأ مجالان مغناطيسيان متعاكسان في الاتجاه فيتجاذبان مغناطيسياً مما يقلل من قوة التنافر بين الشحنات السالبة لإلكتروني المدار فيؤدي إلى استقرار نسبي للذرة.

وبما أن أي مدار في الذرة لا يمكن أن يستوعب أكثر من إلكترونين لهما دوران مغزلي متعاكس ، وهذا يؤدي إلى إمكانية امتلاء أي مستوى فرعي بالكامل بعدد من الإلكترونات يساوي ضعف عدد مجالات المستوى الفرعي، ويمكن توضيح الحد الأقصى لعدد الإلكترونات التي يمكن أن تستوعبها المستويات الفرعية كما يلي:

رمز المستوى الفرعي	عدد المدارات	الحد الأقصى للإلكترونات
s	1	2
p	3	6
d	5	10
f	7	14

وبتحديد أعداد الكم الأربعة (m_s , m_ℓ , ℓ , n) لكل إلكترون نصل إلى معرفة المدار الذي يوجد فيه الإلكترون والاتجاه الذي يدور فيه.

@mawhiba | mawhiba.sa
ص.ب : 700 الرياض 11421
المملكة العربية السعودية هاتف : 920014025

مثال 10-1:

أكمل الجدول التالي:

قيمة n	قيمة ℓ	رمز المستوى الفرعي	قيمة $m_ℓ$	قيمة m_s
1				
		2s 2p		
	0 1 2			

تدريبات Exercises

(1-1)

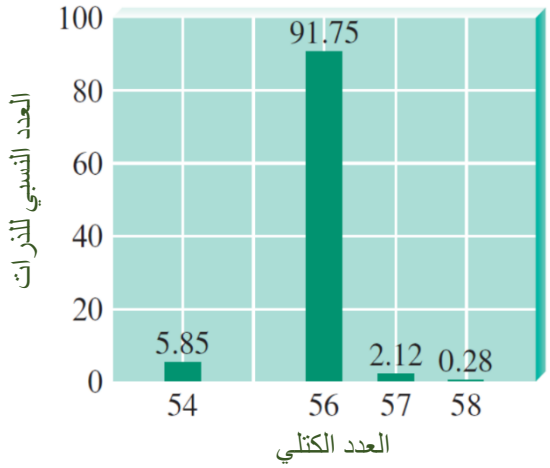
أكمل الجدول التالي:

الرمز	عدد البروتونات	عدد النيوترونات	عدد الإلكترونات	الشحنة النهائية
$^{238}_{92}U$				
	20	20		+2
	23	28	20	
$^{89}_{39}Y$				
	35	44	36	
	15	16		-3

@mawhiba | mawhiba.sa
ص.ب : 700 الريـاض 11421
المملكـة العربيـة السعوديـة هاتـف : 920014025

(1-2)

نظائر الحديد المستقرة هي ^{54}Fe , ^{56}Fe , ^{57}Fe و ^{58}Fe. الطيف الكتلي للحديد يبدو كما يلي:



استخدم بيانات طيف الكتلة لتقدير متوسط الكتلة الذرية للحديد، وقارنها بالقيمة الواردة في الجدول الدوري.

(الحل)

.....

.....

.....

(1-3)

للنيتروجين ثلاثة نظائر في الطبيعة: ^{14}N ، ^{15}N و ^{16}N. لحساب الكتلة الذرية للنيتروجين البالغة 14.00674، ما النسبة المئوية لذرات النيتروجين الطبيعي ^{15}N ؟ تجاهل الكمية الصغيرة من ^{16}N.

(الحل)

.....

.....

.....

(1-4)

أي ذرات الدورة الرابعة التالية لديها أكبر عدد من الإلكترونات غير المتزاوجة في أدنى حالة طاقة لها؟

2 2A											13 3A
4 Be 9.012											5 B 10.81
12 Mg 24.31	3 3B	4 4B	5 5B	6 6B	7 7B	8 8B	9 8B	10 8B	11 1B	12 2B	13 Al 26.98
20 Ca 40.08	21 Sc 44.96	22 Ti 47.88	23 V 50.94	24 Cr 52.00	25 Mn 54.94	26 Fe 55.85	27 Co 58.93	28 Ni 58.69	29 Cu 63.55	30 Zn 65.39	31 Ga 69.72

@mawhiba | mawhiba.sa
ص.ب : 700 الريـاض 11421
المملكـة العربيـة السعوديـة هاتـف : 920014025

(a) الخارصين Zn

(b) النيكل Ni

(c) المنجنيز Mn والفانيديوم V

(d) الكروم Cr

(1-5)

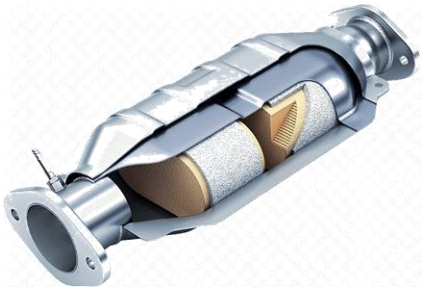
البلاديوم Pd (العدد الذري 46) فلز انتقالي يستخدم في المحولات المحفزة الموجودة في عوادم السيارات للتقليل من عملية التلوث. أي مجموعة من أعداد الكم لا تتوافق مع إلكترون في الحالة المستقرة لذرة البلاديوم؟

(a) $n = 2, \ell = 1, m_\ell = -1, m_s = +\frac{1}{2}$

(b) $n = 5, \ell = 2, m_\ell = 0, m_s = +\frac{1}{2}$

(c) $n = 4, \ell = 0, m_\ell = 0, m_s = -\frac{1}{2}$

(d) $n = 3, \ell = 2, m_\ell = -1, m_s = -\frac{1}{2}$



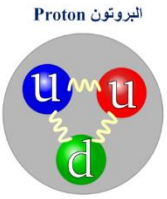
(1-6)

حدد العلماء جسيمات تدعى "كواركات" تتحد لتكوين البروتونات والنيوترونات داخل النواة. فإذا علمت أن البروتون الواحد يتكون من اتحاد اثنين من "الكواركات العلوية" ذات الشحنة ($+\frac{2}{3}$) وواحد من "الكواركات السفلية" ذات الشحنة ($-\frac{1}{3}$)؛ فمما يتكون النيوترون الواحد؟

(ملاحظة: يرمز للكوارك العلوي بحرف "u" ويرمز للكوارك السفلي بحرف "d").

(a) 1 u + 1 d (b) 2 u + 1 d

(c) 2 d + 1 u (d) 4 d + 2 u



(1-7)

في الحالة المستقرة للعنصر 115، Mc:

1) ما عدد الإلكترونات التي تحتوي على $n = 5$ كأحد أعداد الكم لديها؟

2) ما عدد الإلكترونات التي تحتوي على $\ell = 1$ كأحد أعداد الكم لديها؟

3) ما عدد الإلكترونات التي تحتوي على $m_\ell = 1$ كأحد أعداد الكم لديها؟

4) ما عدد الإلكترونات التي تحتوي على $m_s = -1/2$ كأحد أعداد الكم لديها؟

@mawhiba | mawhiba.sa
ص.ب : 700 الرياض 11421
المملكة العربية السعودية هاتف : 920014025

(الحل)

.....

.....

.....

.....

(1-8)

حدد الحد الأقصى للإلكترونات التي يمكن أن تحتوي عليها كل من التسميات التالية:

$3f,\ 2d_{xy},\ 3p,\ 5d_{yz},\ 4p$

3f	$2d_{xy}$	3p	$5d_{yz}$	4p

(1-9)

رتب التوزيعات الإلكترونية التالية حسب زيادة استقرارها:

$4s^2\,3d^{10}$, $4s^2\,3d^5$, $4s^2\,3d^{10}\,4p^6$, $4s^2\,3d^6$

(الحل)

.....

.....

.....

.....

.....

@mawhiba | mawhiba.sa
ص.ب : 700 الريـاض 11421
المملكـة العربيـة السعوديـة هاتـف : 920014025

إجابات الأمثلة | Example answers

مثال 1-1:

للعينة الأولى:

$$\frac{\text{كتلة الاكسجين}}{\text{كتلة الكربون}} = \frac{25.6}{9.60} = 2.67 \text{ or } 2.67:1$$

للعينة الثانية:

$$\frac{\text{كتلة الاكسجين}}{\text{كتلة الكربون}} = \frac{21.6}{8.10} = 2.67 \text{ or } 2.67:1$$

النسب هي نفسها للعينتين، وبالتالي فإن هذه النتائج تتفق مع قانون النسب الثابتة.

مثال 1-2:

$$\frac{\text{كتلة الاكسجين لكل } 1\,\text{g} \text{ نتروجين في ثاني اكسيد النيتروجين}}{\text{كتلة الاكسجين لكل } 1\,\text{g} \text{ نتروجين في أحادي اكسيد ثنائي النيتروجين}} = \frac{2.28}{0.570} = 4$$

النسبة عبارة عن عدد صحيح صغير (4)؛ وهذه النتائج متوافقة مع قانون النسب المتضاعفة.

مثال 1-3:

مجموع كتل المواد المتفاعلة = 73 g + 158 g = 231 g
مجموع كتل المواد الناتجة = 117 g + 18 g +32 g = 64 g = 231g
وهذا ما يتفق مع قانون حفظ الكتلة.

مثال 1-4:

العينة الأولى : - نسبة كتلة الأكسجين إلى كتلة الكبريت $= \frac{3.6\,\text{g (O)}}{1.8\,\text{g (S)}} = 2$

العينة الثانية : - نسبة كتلة الأكسجين إلى كتلة الكبريت $= \frac{4.8\,\text{g (O)}}{4.2\,\text{g (S)}} = 1.14$

وبما أن النسبة مختلفة في العينتين مما يدل على عدم توافق النتائج مع قانون النسب الثابتة.

مثال 1-5:

العينة الأولى: % O = 88.9 % % H = 11.1 % العينة الثانية: % O = 94.1 % % H = 5.9 %

العينات ليست لنفس المركب بسبب اختلاف النسب

مثال 1-6:

$$\frac{\text{النسبة الكتلية للمركب1}}{\text{النسبة الكتلية للمركب 2}} = \frac{16}{\frac{24}{4}} = \frac{4}{6} = \frac{2}{3} = 3:2$$

ص.ب : 700 الريـاض 11421
المملكـة العربيـة السعوديـة هاتـف : 920014025
@mawhiba | mawhiba.sa

مثال 7-1:

اسم العنصر	رمز العنصر	العدد الذري	العدد الكتلي	عدد البروتونات	عدد الإلكترونات	عدد النيوترونات	اسم النظير	رمز النظير
زنك	Zn	30	70	30	30	40	زنك- 70	$^{70}_{30}Zn$
كالسيوم	Ca	20	46	20	20	26	كالسيوم-46	$^{46}_{20}Ca$
حديد	Fe	26	57	26	26	31	حديد -57	$^{57}_{26}Fe$
زئبق	Hg	80	204	80	80	124	زئبق-204	$^{204}_{80}Hg$

النظير	Zn – 64	Ca-44	S-32	F-19	Na-23
العدد الذري	30	20	16	9	11
العدد الكتلي	64	44	32	19	23
عدد البروتونات	30	20	16	9	11
عدد النيوترونات	34	24	16	10	12
عدد الإلكترونات	30	20	16	9	11

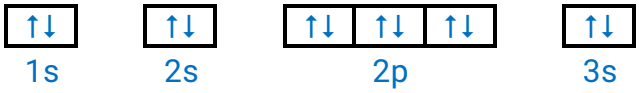
مثال 8-1:

نعم ، لأن لها نفس العدد الذري

مثال 9-1:

1-الترميز الإلكتروني: $_{12}Mg:1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2$

2- رسم مربعات المستويات:



3- ترميز الغاز النبيل: $_{12}Mg:[Ne]\ 3s^2$

@mawhiba | mawhiba.sa
ص.ب : 700 الريـاض 11421
المملكـة العربيـة السعوديـة هاتـف : 920014025

مثال 10-1:

قيمة n	قيمة ℓ	رمز المستوى الفرعي	قيمة m_ℓ	قيمة m_s
1	0	1s	0	$\pm ½$
2	0 1	2s 2p	0 -1 , 0 , +1	$\pm ½$ $\pm ½$
3	0 1 2	3s 3p 3d	0 -1 , 0 , +1 -2 , -1 , 0 , +1 , +2	$\pm ½$ $\pm ½$ $\pm ½$

إجابات التدريبات Exercise answers

(1-1)

الرمز	عدد البروتونات	عدد النيوترونات	عدد الإلكترونات	الشحنة النهائية
$^{238}_{92}U$	92	146	92	0
$^{40}_{20}Ca^{2+}$	20	20	18	2+
$^{51}_{23}V^{3+}$	23	28	20	3+
$^{89}_{39}Y$	39	50	39	0
$^{79}_{35}Br^{-}$	35	44	36	1-
$^{31}_{15}P^{3-}$	15	16	18	3-

@mawhiba | mawhiba.sa
ص.ب : 700 الريـاض 11421
المملكـة العربيـة السعوديـة هاتـف : 920014025

(1-2)

تكون الكتلة الذرية المتوسطة المحسوبة:

$0.0585(54.00) + 0.9175(56.00) + 0.0212(57.00) + 0.0028(58.00) = 55.91$ amu.

متوسط الكتلة الذرية المدرج في الجدول الدوري هو 55.845 amu

(1-3)

$14.00674 = (X \times 15) + ((1 - X) \times 14)$

$14.00674 = 15X + 14 - 14X$

$14.00674 = X + 14$

$X = 0.00674$

$\%\ ^{15}N = 0.00674 \times 100 = 0.674\ \%$

(1-4)

(d) الكروم , Cr

(1-5)

(b) $n = 5, \ell = 2, m_\ell = 0, m_s = +½$

(1-6)

(c) 2 d + 1 u

(1-7)

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

1) المدارات $5s^2$ و $5p^6$ و $5d^{10}$ و$5f^{14}$؛ يوجد **32** إلكترونًا تمتلك قيمة $n = 5$ كأحد أعدادها الكمّية.

2) المدارات التي قيمتها $\ell = 3$هي مدارات f.المداران $4f^{14}$ و $5f^{14}$ هما مدارات الـ f المستخدمة. جميعها ممتلئة، لذلك يوجد **28** إلكترونًا لها قيمة $\ell = 3$.

3) مدارات p و d و f جميعها تحتوي على أحد المدارات المتساوية في الطاقة بحيث تكون له قيمة $m_\ell = 1$. هناك 6 مدارات لها $m_\ell = 1$ من بين مدارات p المستخدمة، و 4 مدارات لها $m_\ell = 1$ من بين مدارات d المستخدمة، و مداران لهما $m_\ell = 1$ من بين مدارات f المستخدمة. وبذلك يكون لدينا مجموع: $(6 + 4 + 2 = 12)$ مداراً بقيمة $m_\ell = 1$

أحد عشر مدارًا من هذه المدارات ممتلئة بـ إلكترونين، أما مدارات 7p فهي نصف ممتلئة فقط. إذن عدد الإلكترونات التي لها $m\ell = 1$ هو:

$$11 \times (2e^-) + 1 \times (1e^-) = \mathbf{23e^-}$$

@mawhiba | mawhiba.sa
ص.ب : 700 الريـاض 11421
المملكـة العربيـة السعوديـة هاتـف : 920014025

4) أول 112إلكترونًا جميعها مزدوجة وبالتالي نصف هذه الإلكترونات، وعددها 56 إلكترونًا، ستكون لها قيمة m_s = –½.

أما الإلكترونات الثلاثة في مدارات 7p فهي تشغل كل واحد من المدارات الثلاثة المتساوية في الطاقة بشكل منفرد، والإلكترونات الثلاثة متوازية اللفّ المغزلي، لذلك فإن إلكترونات 7p إمّا أن تكون جميعها بقيمة m_s = +½ أو جميعها بقيمة m_s = –½.

وبالتالي، إمّا أن يكون عدد الإلكترونات ذات m_s = –½ هو: 56 إلكتروناً أو **59** إلكتروناً

(1-8)

3f	$2d_{xy}$	3p	$5d_{yz}$	4p
0	0	6	2	6

(1-9)

$$4s^2\,3d^6 < 4s^2\,3d^5 < 4s^2\,3d^{10} < 4s^2\,3d^{10}\,4p^6$$

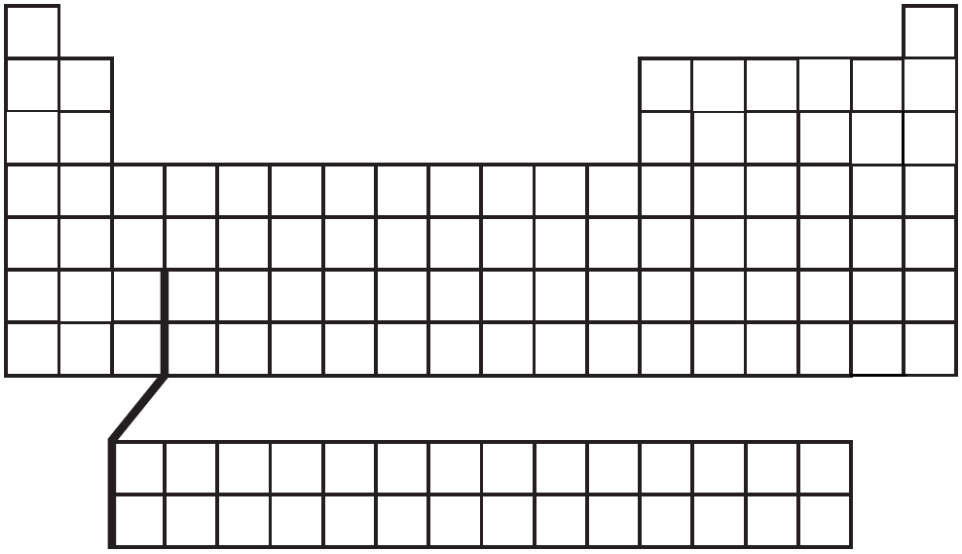
@mawhiba | mawhiba.sa
ص.ب : 700 الريـاض 11421
المملكـة العربيـة السعوديـة هاتـف : 920014025

02 2- الجدول الدوري وتصنيف العناصر
The Periodic Table and Classification of Elements

تصنيف العناصر Classification of Elements

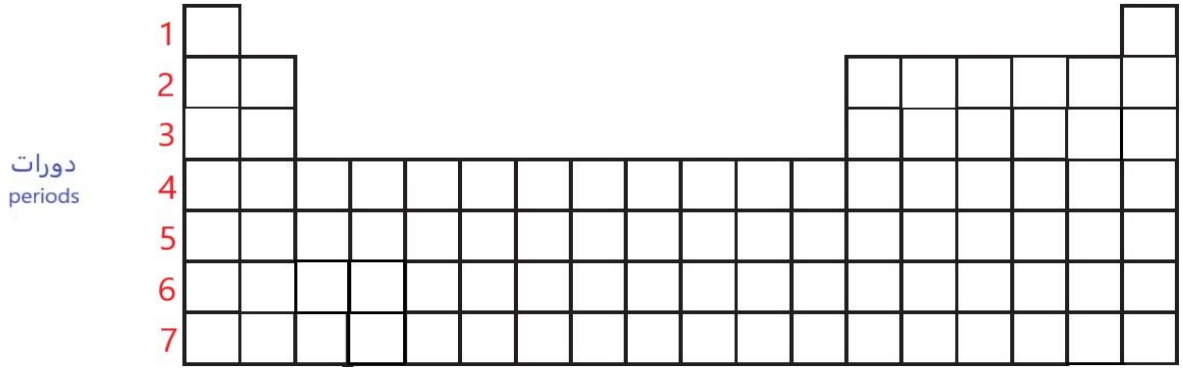
ظهرت العديد من المحاولات من أجل تصنيف العناصر في جداول:

- لكي يسهل دراسة العناصر التي تكون بخصائص متشابهة في مجموعة واحدة.
- محاولة برزيليوس الذي قسم العناصر إلى فلزات ولا فلزات وأشباه الفلزات.
- قام مندليف بترتيب العناصر في جدوله الدوري الأول تصاعديًا بحسب الكتلة الذرية، وقد تمكن بذلك من التنبؤ بوجود عناصر لم تُكتشف بعد. أما العالم موزلي فقد أثبت لاحقًا أن الترتيب الصحيح يجب أن يكون وفق العدد الذري، وهو الأساس المعتمد في الجدول الدوري الحديث.



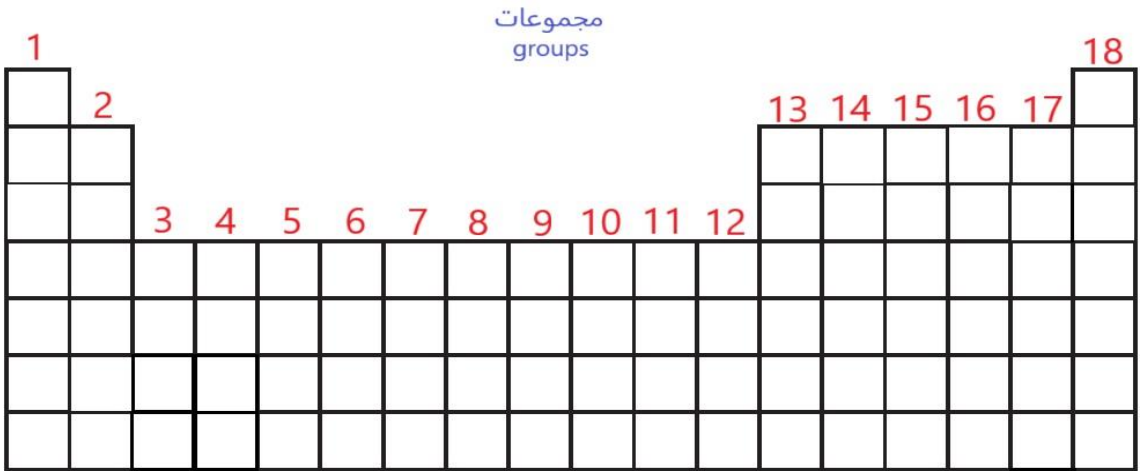
البناء الحديث للجدول الدوري Modern construction of the periodic table

1) يتكوّن من دورات (periods): صفوف أفقية تبدأ من الدورة الأولى إلى السابعة.



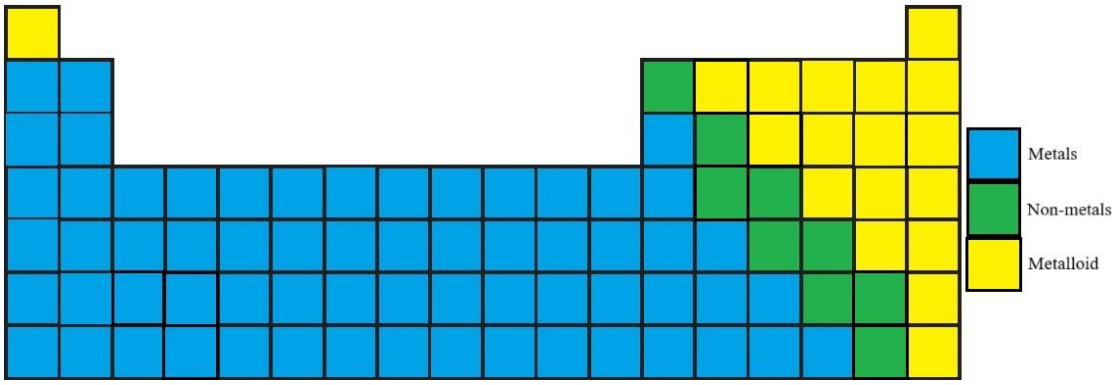
@mawhiba | mawhiba.sa
ص.ب : 700 الريـاض 11421
المملكـة العربيـة السعوديـة هاتـف : 920014025

2) يتكوّن من مجموعات (groups): أعمدة عمودية مرقمة من 1 إلى 18، وكل مجموعة تحتوي عناصر تشترك في عدد إلكترونات التكافؤ، فتتشابه في خواصها.



تقسيم عناصر الجدول الدوري:

- **فلزات (Metals):** أغلب العناصر هي من هذا النوع.
- **لافلزات (Non-metals):** هي العناصر التي توجد على يمين الجدول الدوري.
- **أشباه فلزات (Metalloid):** عددها 7 عناصر توجد بين الفلزات واللافلزات في صف متعرج.



ملاحظات هامة:

- يُشار إلى عناصر المجموعات الرئيسة 1 و2 و13 إلى 18 بالعناصر الرئيسة (الممثلة).
- يُشار إلى عناصر المجموعات من 3 إلى 12 بالعناصر الانتقالية.
- تُسمى عناصر المجموعة 1 (ما عدا الهيدروجين) بالفلزات القلوية.
- تُسمى عناصر المجموعة 2 بالفلزات القلوية الأرضية.
- تُقسم العناصر الانتقالية إلى فلزات انتقالية وفلزات انتقالية داخلية.
- تُعرف الفلزات الانتقالية الداخلية بسلسلتي اللانثانيدات والأكتنيدات.
- تُعرف عناصر المجموعة 17 بالهالوجينات.
- تُعرف عناصر المجموعة 18 بالغازات النبيلة.

@mawhiba | mawhiba.sa
ص.ب : 700 الريـاض 11421
المملكـة العربيـة السعوديـة هاتـف : 920014025

الحالات الفيزيائية لعناصر الجدول الدوري:

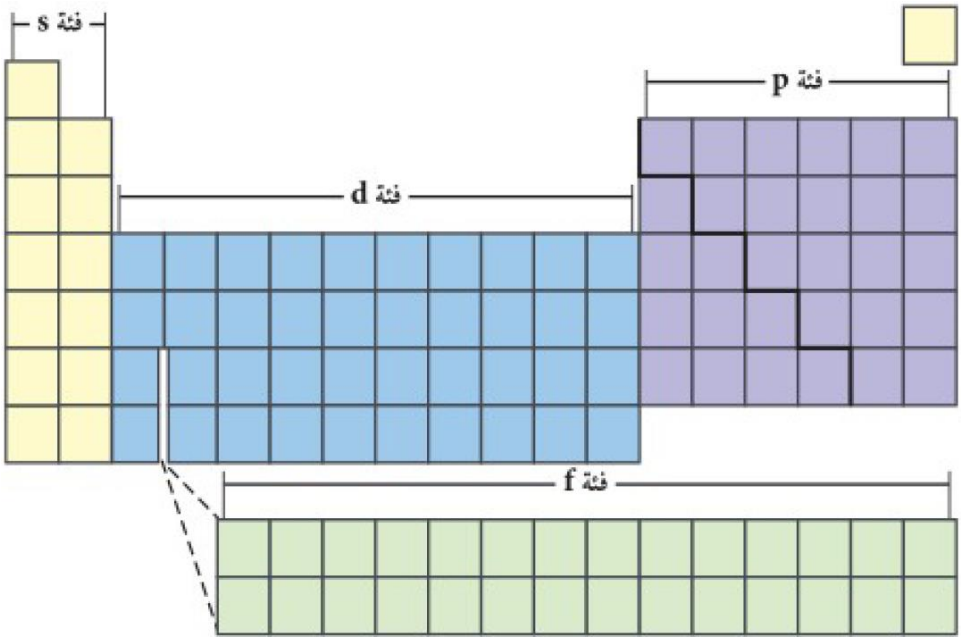
- الغازات: Cl_2 , H_2 , N_2, O_2 , F_2 وهي لا فلزات.
- السائلة: البروم Br_2 (لا فلز)، والزئبق Hg (الفلز الوحيد السائل عند درجة حرارة الغرفة).
- العناصر الصلبة: بقية عناصر الجدول الدوري (معظمها فلزات).
- الغازات الخاملة وهي He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn ، ولها عدة استخدامات خصوصاً في صناعة المصابيح وسميت بهذا لأنها خاملة كيميائياً (مستواها الأخير ممتلئ تماماً).

خواص الفلزات واللافلزات وأشباه الفلزات الفيزيائية:

الفلزات	اللافلزات	أشباه الفلزات
صلبة في حرارة الغرفة ماعدا الزئبق	منها غاز، سائل، صلب	* لها عموما صفات تتوسط بين الفلزات واللافلزات
درجات انصهارها مرتفعة	درجات انصهارها وغليانها منخفضة	
لها بريق ولمعان	ليس لها بريق	
موصلة للحرارة والكهرباء	غير موصلة للحرارة والكهرباء	
قابلة للطرق والسحب	الصلب منها هش سهل الكسر	

الجدول الدوري والتوزيع الإلكتروني Periodic table and electron configuration

قُسم الجدول الدوري إلى فئات تمثل مستويات الطاقة الثانوية للذرة، والتي تحتوي على إلكترونات التكافؤ.



@mawhiba | mawhiba.sa
ص.ب : 700 الريـاض 11421
المملكـة العربيـة السعوديـة هاتـف : 920014025

يظهر الجدول الدوري السابق تصنيفاً لعناصره على أساس فئات (قطاعات) (block).

فئات s (s-block):

أعطي العمود الأول رقماً وهو (1) وقد سميت بالعناصر القلوية (Alkali metals) ولها توزيع إلكتروني عام (ns^1).

وأعطي العمود الثاني رقماً وهو (2) وقد سميت بالعناصر القلوية الأرضية (Alkali earth metals) ولها توزيع إلكتروني عام (ns^2).

فئات p (p-block):

أعطي العمود الأول في p-block رقماً وهو (13) وقد سميت مجموعة البورون (Boron group) ولها توزيع إلكتروني عام (ns^2np^1).

أعطي العمود الثاني في p-block رقماً وهو (14) وقد سميت بعناصر مجموعة الكربون (Carbon group) ولها توزيع إلكتروني عام (ns^2np^2).

أعطي العمود الثالث في p-block رقماً وهو (15) وقد سميت بعناصر مجموعة النيتروجين (Nitrogen group) ولها توزيع إلكتروني عام (ns^2np^3).

أعطي العمود الرابع في p-block رقماً وهو (16) وقد سميت بعناصر مجموعة الأكسجين (Oxygen group) ولها توزيع إلكتروني عام (ns^2np^4).

أعطي العمود الخامس في p-block رقماً وهو (17) وقد سميت بعناصر مجموعة الهالوجينات (Halogen group) ولها توزيع إلكتروني عام (ns^2np^5).

أعطي العمود السادس في p-block رقماً وهو (18) وقد سميت بعناصر مجموعة الغازات النبيلة (Noble group) ولها توزيع إلكتروني عام (ns^2np^6).

فئات d (d-block):

العمود (3) في d-block لها توزيع إلكتروني عام ($ns^2(n-1)d^1$).

العمود (4) في d-block لها توزيع إلكتروني عام ($ns^2(n-1)d^2$).

العمود (5) في d-block لها توزيع إلكتروني عام ($ns^2(n-1)d^3$).

العمود (6) في d-block لها توزيع إلكتروني عام ($ns^1(n-1)d^5$).

هنا يحدث استثناء والسبب في ذلك الاستقرار الأكثر قليلاً للمستويات الفرعية نصف الممتلئة (n-1)d^5 ويكون للإلكترونات الواقعة في المستوى الفرعي نفسه (d) الطاقة ذاتها.

العمود (7) في d-block لها توزيع إلكتروني عام ($ns^2(n-1)d^5$).

@mawhiba | mawhiba.sa
ص.ب : 700 الريـاض 11421
المملكـة العربيـة السعوديـة هاتـف : 920014025

العمود (8) في d-block لها توزيع إلكتروني عام ($ns^2(n-1)d^6$).

العمود (9) في d-block لها توزيع إلكتروني عام ($ns^2(n-1)d^7$).

العمود (10) في d-block لها توزيع إلكتروني عام ($ns^2(n-1)d^8$).

العمود (11) في d-block لها توزيع إلكتروني عام ($ns^1(n-1)d^{10}$).

وهنا يحدث استثناء أيضا والسبب في ذلك الاستقرار الأكثر قليلاً للمستويات الفرعية الممتلئة ($(n-1)d^{10}$) ويكون للإلكترونات الواقعة في المستوى الفرعي نفسه (d) الطاقة ذاتها.

العمود (12) في d-block لها توزيع إلكتروني عام ($ns^2(n-1)d^{10}$).

❖ لتحديد رقم الدورة ورقم المجموعة لعنصر كيميائي يمكنك الاعتماد على التوزيع الإلكتروني للعنصر.

تحديد رقم الدورة:

- رقم الدورة يمثل أعلى رقم مستوى طاقة رئيسي (n) في التوزيع الإلكتروني للعنصر.

$_3\mathbf{Li}: 1s^2\ 2s^1$

الدورة: الثانية

تحديد رقم المجموعة:

يعتمد تحديد رقم المجموعة على المستوى الفرعي الأخير في التوزيع الإلكتروني للعنصر:

1. إذا انتهى التوزيع بـ s: يكون رقم المجموعة هو عدد الإلكترونات الموجودة في المستوى الفرعي s الأخير.

$_3\mathbf{Li}:1s^2\ 2s^1$

المجموعة: الأولى

2. إذا انتهى التوزيع بـ p: يكون رقم المجموعة هو مجموع عدد الإلكترونات في المستوى الفرعي s وp الأخيرين، مضافاً إليهم 10.

$_7\mathbf{N}:1s^2\ 2s^2\ 2p^3$

المجموعة: الخامسة عشر

3. إذا انتهى التوزيع بـ d: يكون رقم المجموعة هو مجموع عدد الإلكترونات في المستوى الفرعي s وd الأخيرين.

$_{21}\mathbf{Sc}:1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^1$

المجموعة: الثالثة

@mawhiba | mawhiba.sa
ص.ب : 700 الريـاض 11421
المملكـة العربيـة السعوديـة هاتـف : 920014025

4. بالنسبة للعناصر التي ينتهي توزيعها الإلكتروني بالمستوى الفرعي f (وهي العناصر الانتقالية الداخلية)، فإن تحديد رقم المجموعة يكون مختلفًا عن العناصر الأخرى.

- **رقم المجموعة:** غالبًا ما تُعتبر جميع عناصر الفئة f جزءًا من المجموعة الثالثة. لا يتم تحديد أرقام مجموعات فردية لهذه العناصر لأنها تمتلك خصائص كيميائية متشابهة جدًا.
- **رقم الدورة:** لتحديد رقم الدورة، اتبع القاعدة العامة: رقم الدورة هو أعلى رقم لمستوى الطاقة الرئيسي في التوزيع الإلكتروني.

خصائص الجدول الدوري Properties of the periodic table

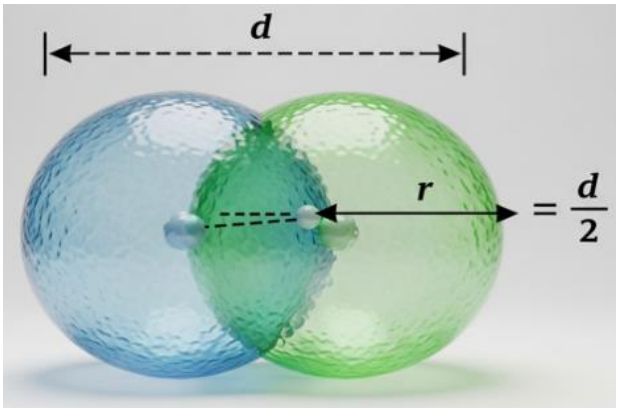
يُظهر التوزيع الإلكتروني للعناصر تغيراً دورياً مع ازدياد العدد الذري مما يؤدي إلى تغيرات دورية في السلوك الكيميائي والفيزيائي. وسوف نتطرق لبعض تلك الخصائص.

❖ الحجم الذري:

الحجم الذري هو مقياس لحجم الذرة، ويُعرف بشكل شائع بأنه المسافة بين مركز النواة وأبعد غلاف إلكتروني في الذرة. ويشير الحجم الذري - الذي يتم وصفه عادةً بنصف القطر الذري - إلى كبر حجم الذرة.

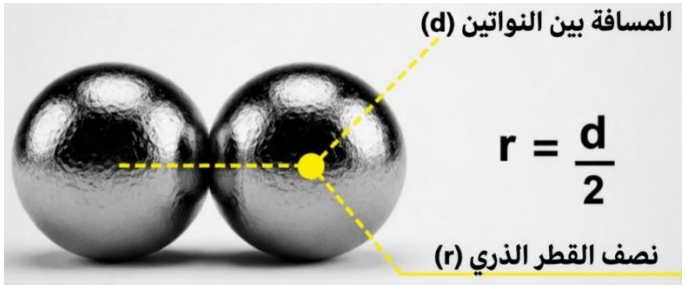
نظرًا لأنه لا يوجد للذرة حدود خارجية واضحة، فإن حجمها ليس ثابتًا، بل يختلف حسب كيفية ارتباطها مع الذرات الأخرى. لذلك، يتم تحديد الحجم الذري بطرق مختلفة بناءً على نوع الروابط الكيميائية التي تشكلها الذرة.

- نصف القطر التساهمي (Covalent Radius): يُستخدم للعناصر التي تشكل روابط تساهمية. يتم قياسه بأخذ نصف المسافة بين نواتي ذرتين متطابقتين مرتبطتين برابطة تساهمية واحدة، كما هو الحال في جزيء الهيدروجين (H_2) أو الكلور (Cl_2).



- نصف القطر الفلزي (Metallic Radius): يُستخدم للعناصر الفلزية. يتم قياسه بأخذ نصف المسافة بين نواتي ذرتين متجاورتين في بلورة فلزية صلبة.

@mawhiba | mawhiba.sa
ص.ب : 700 الريـاض 11421
المملكـة العربيـة السعوديـة هاتـف : 920014025



تدرج الحجم الذري في الجدول الدوري Atomic size gradation in the periodic table

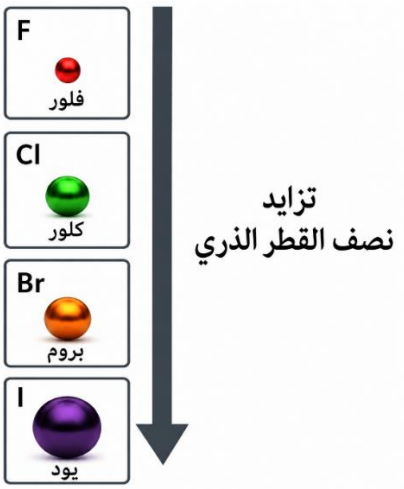
يتبع الحجم الذري اتجاهات محددة في الجدول الدوري، والتي تساعد على فهم خصائص العناصر:

- **عبر الدورة (من اليسار إلى اليمين):** يقل الحجم الذري.

السبب: مع زيادة العدد الذري، يزداد عدد البروتونات في النواة. هذا يؤدي إلى زيادة شحنة النواة الفعالة التي تجذب الإلكترونات الخارجية بقوة أكبر، مما يسحبها أقرب إلى النواة ويقلص من حجم الذرة.

- **عبر المجموعة (من الأعلى إلى الأسفل):** يزداد الحجم الذري.

السبب: مع النزول في المجموعة، يتم إضافة مستويات طاقة جديدة (مدارات) للإلكترونات. هذه المستويات تبعد الإلكترونات الخارجية عن النواة، مما يؤدي إلى زيادة حجم الذرة.



@mawhiba | mawhiba.sa
ص.ب : 700 الريـاض 11421
المملكـة العربيـة السعوديـة هاتـف : 920014025

حجم الأيونات Ion size

يتحدد حجم الأيون، المعروف بـنصف القطر الأيوني، بناءً على حجم الذرة المتعادلة التي نشأ منها، بالإضافة إلى نوع الشحنة (موجبة أو سالبة) وعدد الإلكترونات المفقودة أو المكتسبة. يُقاس نصف القطر الأيوني عادةً بوحدات صغيرة مثل البيكومتر (pm).

مقارنة حجم الأيون بالذرة المتعادلة:

1. الأيون الموجب (الكاتيون):

- **كيف يتكون؟** ينشأ عن طريق فقد الذرة المتعادلة لإلكترون أو أكثر من غلاف طاقتها الخارجي.
- **الحجم:** يكون أصغر من الذرة المتعادلة التي تكوّن منها.
- **السبب:**
  - **نقصان مستويات الطاقة:** في كثير من الأحيان، يؤدي فقد الإلكترونات إلى فقدان مستوى طاقة كامل، مما يقلل الحجم بشكل كبير (كما في حالة Na إلى Na^+).
  - **زيادة الجذب النووي الفعال:** يصبح عدد البروتونات (الشحنة الموجبة للنواة) أكبر من عدد الإلكترونات المتبقية، مما يزيد من قوة جذب النواة للإلكترونات المتبقية، فتنجذب الإلكترونات نحو النواة أكثر ويتقلص الحجم.
  - **تأثير الشحنة:** كلما زادت الشحنة الموجبة (أي زاد عدد الإلكترونات المفقودة، مثل الانتقال من Fe^{2+} إلى Fe^{3+})، زاد تقلص الحجم (يصبح الأيون أصغر).

2. الأيون السالب (الأنيون):

- **كيف يتكون؟** ينشأ عن طريق اكتساب الذرة المتعادلة لإلكترون أو أكثر في غلاف طاقتها الخارجي.
- **الحجم:** يكون أكبر من الذرة المتعادلة التي تكوّن منها.
- **السبب:**
  - **زيادة التنافر بين الإلكترونات:** إضافة إلكترونات إلى الغلاف الخارجي يزيد من قوى التنافر الكهروستاتيكي بين الإلكترونات، مما يجعلها تبتعد عن بعضها البعض وتنتشر في فضاء أكبر.
  - **نقصان الجذب النووي الفعال:** تظل شحنة النواة الموجبة ثابتة، بينما يزيد عدد الإلكترونات. هذا يقلل من مقدار الجذب الذي يشعر به كل إلكترون بشكل فردي، مما يسمح للإلكترونات بالابتعاد عن النواة.
  - **تأثير الشحنة:** كلما زادت الشحنة السالبة (أي زاد عدد الإلكترونات المكتسبة، مثل الانتقال من O^{2-} إلى O^-)، زاد تمدد الحجم (يصبح الأيون أكبر).

@mawhiba | mawhiba.sa
ص.ب : 700 الريـاض 11421
المملكـة العربيـة السعوديـة هاتـف : 920014025

العوامل المؤثرة في حجم الأيون:

1. عدد مستويات الطاقة: كلما زاد عدد مستويات الطاقة الرئيسة التي تشغلها الإلكترونات في الأيون، زاد حجمه (على سبيل المثال، يزداد حجم الأيونات الموجبة في المجموعة الواحدة من أعلى إلى أسفل).

2. شحنة النواة الفعالة: وهي صافي الشحنة الموجبة التي تشعر بها الإلكترونات الخارجية بعد الأخذ في الاعتبار تأثير حجب الإلكترونات الداخلية.

- **للكاتيونات (الأيونات الموجبة):** زيادة شحنة النواة الفعالة (بسبب فقدان الإلكترونات) تقلل من الحجم.
- **للأنيونات (الأيونات السالبة):** نقصان شحنة النواة الفعالة التي تشعر بها الإلكترونات الخارجية (بسبب زيادة الإلكترونات) تزيد من الحجم.

3. التنافر بين الإلكترونات: زيادة عدد الإلكترونات في الغلاف الأخير (كما في حالة تكوين الأنيون) تزيد من التنافر، مما يؤدي إلى تمدد الغلاف وزيادة الحجم.

المجموعة 1A	المجموعة 2A	المجموعة 3A	المجموعة 6A	المجموعة 7A
Li^+ Li	Be^{2+} Be	B^{3+} B	O O^{2-}	F F^-
0.68 1.34	0.31 0.90	0.23 0.82	0.73 1.40	0.71 1.33
Na^+ Na	Mg^{2+} Mg	Al^{3+} Al	S S^{2-}	Cl Cl^-
0.97 1.54	0.66 1.30	0.51 1.18	1.02 1.94	0.99 1.81
K^+ K	Ca^{2+} Ca	Ga^{3+} Ga	Se Se^{2-}	Br Br^-
1.33 1.96	0.90 1.74	0.62 1.26	1.16 1.98	1.14 1.96
Rb^+ Rb	Sr^{2+} Sr	In^{3+} In	Te Te^{2-}	I I^-
1.48 2.11	1.13 1.92	0.62 1.44	1.35 2.94	1.35 2.20

@mawhiba | mawhiba.sa
ص.ب : 700 الريـاض 11421
المملكـة العربيـة السعوديـة هاتـف : 920014025

❖ الكهروسالبية:

الكهروسالبية هي خاصية كيميائية تصف مدى قدرة ذرة على جذب الإلكترونات المشتركة (إلكترونات الرابطة) نحو نفسها في الرابطة الكيميائية التساهمية. بمعنى آخر، هي مقياس "جذب" الذرة للإلكترونات عندما تكون مرتبطة بذرة أخرى.

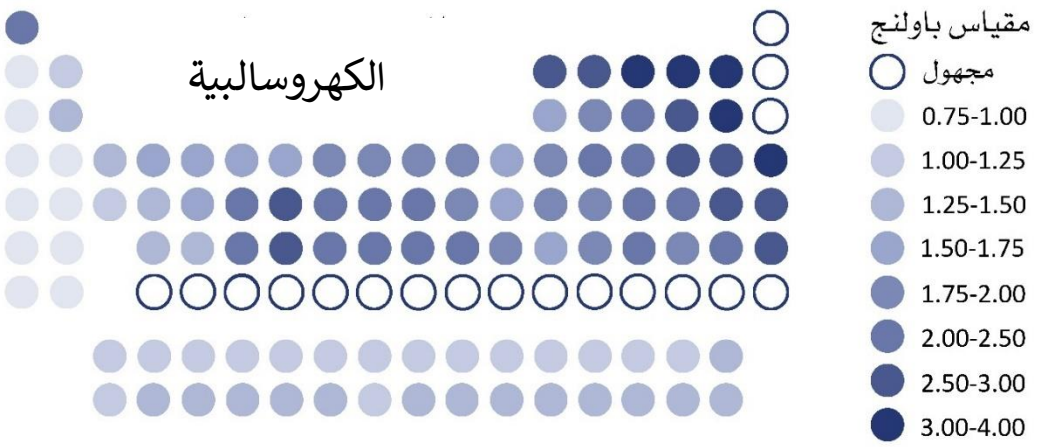
تُقاس الكهروسالبية عادةً على مقياس باولنغ (Pauling scale)، وتتراوح القيم من حوالي 0.7 (للعناصر الأقل كهروسالبية مثل السيزيوم والفرنسيوم) إلى 4.0 (للعنصر الأكثر كهروسالبية وهو الفلور).

العوامل المؤثرة على الكهروسالبية:

1) **الشحنة النووية الفعالة:** كلما زادت الشحنة الموجبة في نواة الذرة (عدد البروتونات)، زادت قوتها في جذب الإلكترونات، وبالتالي زادت كهروسالبيتها.
2) **نصف القطر الذري:** كلما كانت إلكترونات التكافؤ أقرب إلى النواة (أي صغر حجم الذرة)، زادت قوة الجذب الناتجة عن النواة، وزادت الكهروسالبية.
3) **تأثير الحجب:** الإلكترونات الداخلية تحجب شحنة النواة الموجبة عن إلكترونات التكافؤ. كلما زاد عدد الإلكترونات الداخلية، قل تأثير النواة على الإلكترونات الخارجية، وبالتالي قلت الكهروسالبية.

الاتجاهات في الجدول الدوري:

- **من اليسار إلى اليمين عبر الدورة الواحدة:** تزداد الكهروسالبية تدريجياً. السبب هو أن عدد البروتونات (الشحنة النووية) يزداد مع الحفاظ على نفس عدد الأغلفة الإلكترونية. هذا يزيد من قوة جذب النواة للإلكترونات في الغلاف الخارجي، مما يجعل الذرة أكثر قدرة على جذب إلكترونات الرابطة.
- **من الأسفل إلى الأعلى داخل المجموعة الواحدة:** تزداد الكهروسالبية. السبب هو أن عدد الأغلفة الإلكترونية يقل، مما يقلل من المسافة بين النواة وإلكترونات التكافؤ. هذا التقارب يزيد من قوة الجذب بينهما ويجعل الذرة أكثر كهروسالبية.



@mawhiba | mawhiba.sa
ص.ب : 700 الرياض 11421
المملكة العربية السعودية هاتف : 920014025

❖ طاقة التأين:

طاقة التأين (Ionization energy، تُختصر IE) هي مقدار الطاقة اللازمة لانتزاع إلكترون واحد من ذرة منعزلة في الحالة الغازية. بصيغة أخرى: كمية الطاقة اللازمة لتحويل ذرة متعادلة إلى أيون موجب وحيد الشحنة.

قيمة طاقة التأين دائماً تُعطى كعدد موجب – كلما كانت أكبر، كان الإلكترون مرتبطاً بشكل أقوى بالذرة.

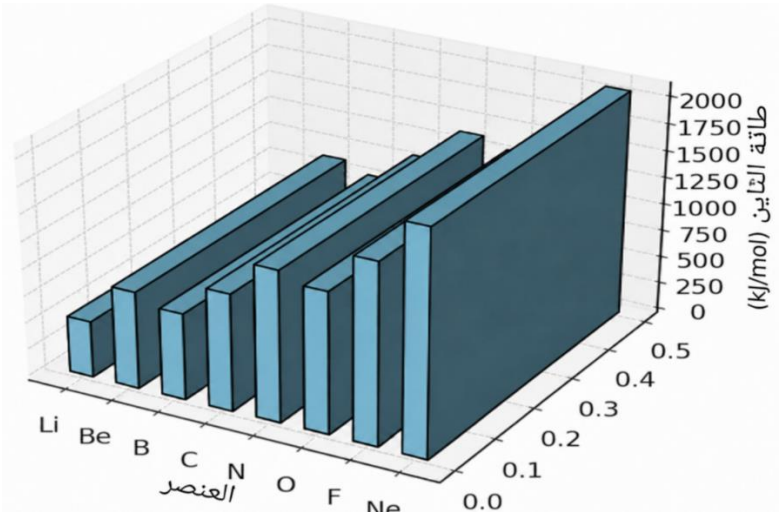
تتأثر طاقة التأين بعدة عوامل رئيسية:

1) **الشحنة النووية (عدد البروتونات):** كلما زاد عدد البروتونات في النواة، زادت الشحنة الموجبة، وبالتالي زادت قوة الجذب على الإلكترونات. هذا يتطلب طاقة أكبر لإزالة إلكترون، مما يزيد من طاقة التأين.
2) **الحجب الإلكتروني:** الإلكترونات الداخلية في الذرة تحجب الشحنة النووية عن الإلكترونات الخارجية. هذا الحجب يقلل من قوة الجذب الفعالة التي تشعر بها الإلكترونات الخارجية، مما يسهل إزالتها ويقلل من طاقة التأين.
3) **نصف القطر الذري:** كلما زاد حجم الذرة (نصف القطر)، كانت الإلكترونات الخارجية أبعد عن النواة. هذا البُعد يقلل من قوة الجذب، مما يسهل انتزاع الإلكترون ويقلل من طاقة التأين.
4) **استقرار المدارات الفرعية:** الذرات التي تحتوي على مدارات فرعية ممتلئة بالكامل أو نصف ممتلئة (مثل s^2 ، p^3، أوp^6) تكون أكثر استقرارًا. يتطلب كسر هذا الاستقرار طاقة إضافية، مما يؤدي إلى قيم طاقة تأين أعلى بشكل غير متوقع.

الاتجاهات في الجدول الدوري:

- **عبر الدورة (من اليسار إلى اليمين):** تزداد طاقة التأين بشكل عام.

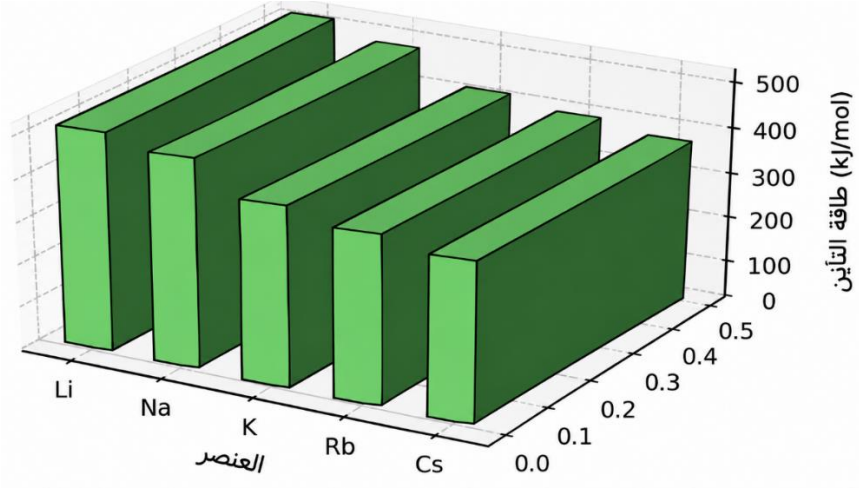
السبب: زيادة الشحنة النووية (عدد البروتونات) مع بقاء عدد مستويات الطاقة ثابتًا. هذا يؤدي إلى زيادة قوة الجذب على الإلكترونات الخارجية وتقليص الحجم الذري، مما يجعل إزالة الإلكترون أصعب.



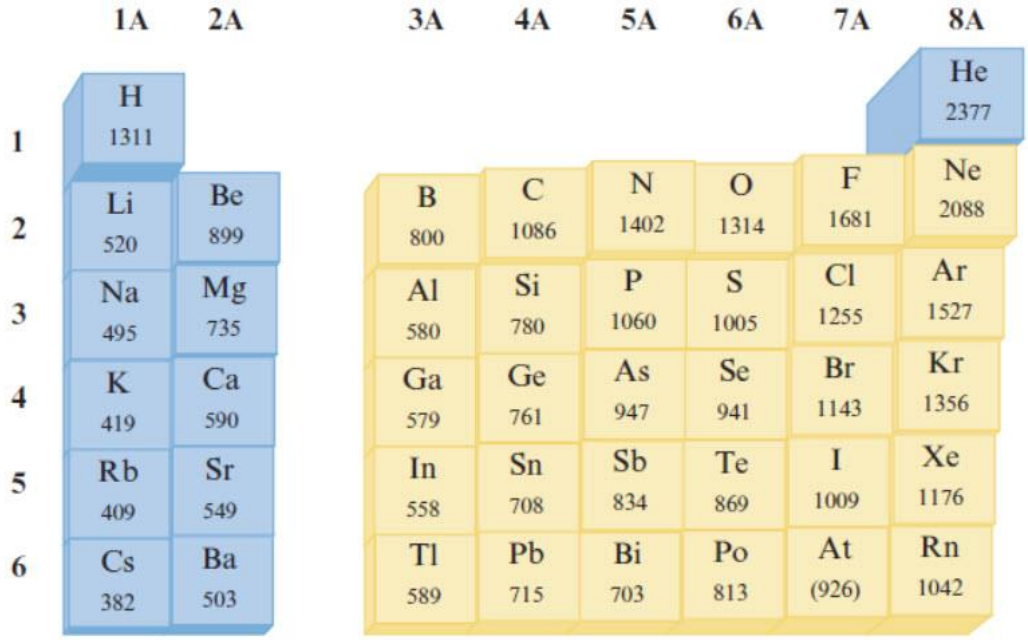
@mawhiba | mawhiba.sa
ص.ب : 700 الريـاض 11421
المملكـة العربيـة السعوديـة هاتـف : 920014025

- **عبر المجموعة (من الأعلى إلى الأسفل):** تقل طاقة التأين بشكل عام.

السبب: زيادة عدد مستويات الطاقة الرئيسة، مما يزيد من الحجم الذري والحجب الإلكتروني. هذا يقلل من قوة جذب النواة على الإلكترونات الخارجية، مما يجعل فصلها أسهل.



التدرج بشكل عام على الجدول الدوري **General gradation on the periodic table**



تأثير طاقة التأين على الخصائص الكيميائية:

تحدد طاقة التأين ميل العنصر لتكوين الأيونات، وبالتالي تحدد نوعه وسلوكه:

- **الفلزات:** تتميز بـطاقة تأين منخفضة (خاصة المجموعتين 1 و 2)، ولذلك تميل بسهولة إلى فقد الإلكترونات وتكوين أيونات موجبة (كاتيونات)، مما يجعلها نشطة كيميائيًا.

@mawhiba | mawhiba.sa
ص.ب : 700 الريـاض 11421
المملكـة العربيـة السعوديـة هاتـف : 920014025

- **اللافلزات:** تتميز بـطاقة تأين عالية، ولذلك يصعب عليها فقد الإلكترونات. بدلاً من ذلك، تميل إلى اكتساب الإلكترونات لتكوين أيونات سالبة أو المشاركة بها.
- **الغازات النبيلة:** تمتلك أعلى طاقة تأين بسبب استقرار غلافها الخارجي المكتمل، مما يجعلها خاملة تقريبًا.

تحديد مجموعة العنصر: يمكن من خلال مراقبة القفزات الكبيرة في قيم طاقات التأين المتتالية تحديد عدد إلكترونات التكافؤ للعنصر ومجموعته.

تأثير طاقة التأين على الخصائص الفيزيائية (بشكل غير مباشر):

في حين أن طاقة التأين هي خاصية ذرية لا تؤثر مباشرة على خصائص مثل درجة الانصهار أو الغليان التي تعتمد على قوى الترابط بين الذرات أو الجزيئات، إلا أنها تؤثر عليها بشكل غير مباشر من خلال تحديد نوع الرابطة.

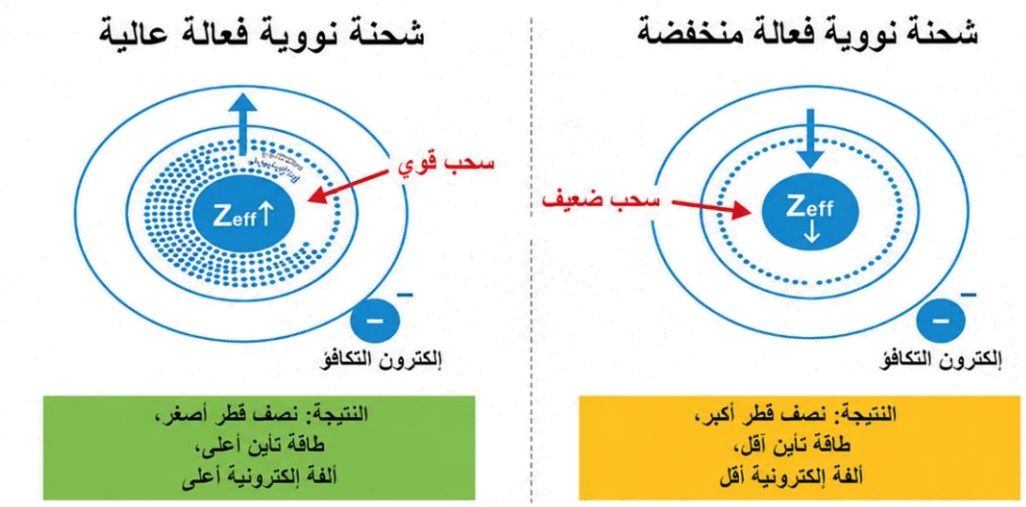
العلاقة غير المباشرة	الشرح
التوصيل الكهربائي والحراري	العناصر ذات طاقة التأين المنخفضة (الفلزات) لديها إلكترونات تكافؤ ضعيفة الارتباط، والتي تصبح إلكترونات حرة الحركة في الشبكة الفلزية. هذه الإلكترونات هي المسؤولة عن الخصائص الفيزيائية المميزة للفلزات، كـالتوصيل الكهربائي والحراري العالي.
درجات الانصهار والغليان	تُساهم طاقة التأين المنخفضة للفلزات في تكوين روابط فلزية قوية (تجاذب بين الكاتيونات والإلكترونات الحرة)، مما يؤدي إلى ارتفاع نسبي في درجات الانصهار والغليان للعديد من الفلزات مقارنة بالعناصر التي تكون روابط تساهمية (اللافلزات).
الحالة الفيزيائية	العناصر ذات طاقة التأين العالية (مثل اللافلزات في أقصى اليمين)، تميل إلى تكوين جزيئات بسيطة (مثل O_2، N_2) بروابط تساهمية ضعيفة، مما يؤدي إلى انخفاض درجات انصهارها وغليانها وتواجدها كـغازات أو سوائل في درجة حرارة الغرفة.

❖ الميل الإلكتروني:

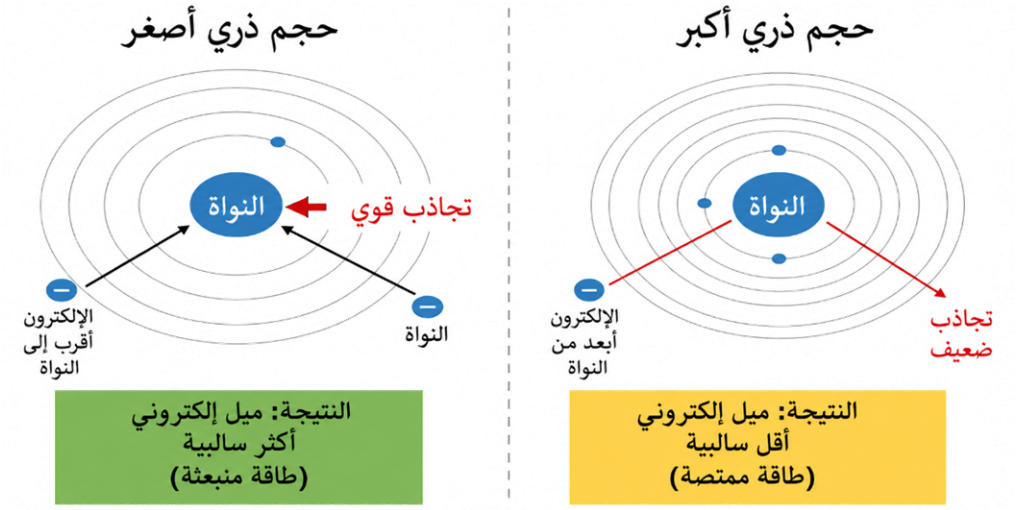
الميل الإلكتروني أو الألفة الإلكترونية هو كمية الطاقة التي يتم إطلاقها أو امتصاصها عندما تكتسب ذرة في الحالة الغازية إلكترونًا. بشكل عام، كلما كان الميل الإلكتروني للعنصر أكثر سلبية، زادت قابليته لاكتساب إلكترون وتكوين أيون سالب (آنيون)، مما يشير إلى أن العملية طاردة للطاقة (أي تُطلق طاقة).

العوامل المؤثرة على الميل الإلكتروني:

- **الشحنة النووية الفعّالة:** كلما زادت الشحنة النووية الفعّالة، زادت جاذبية النواة للإلكترون الجديد، مما يؤدي إلى قيمة ميل إلكتروني أكثر سلبية (أو طاردة للطاقة).



- **الحجم الذري:** كلما كان الحجم الذري أصغر، كان الإلكترون الجديد أقرب إلى النواة، مما يزيد من قوة الجذب ويجعل الميل الإلكتروني أكثر سلبية.



التوزيع الإلكتروني:

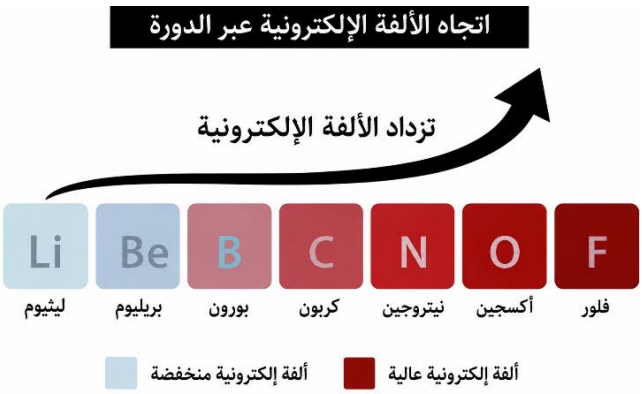
- **الميل إلى الامتلاء:** الذرات التي تحتاج إلى إلكترون واحد فقط للوصول إلى غلاف خارجي ممتلئ (مثل الهالوجينات) لديها ميل إلكتروني شديد السلبية، لأنها تستقر بشكل كبير بعد اكتساب هذا الإلكترون.
- **الميل إلى نصف الامتلاء:** الذرات التي لديها غلاف فرعي نصف ممتلئ (مثل النيتروجين) تكون مستقرة نسبيًا، مما يجعل إضافة إلكترون إليها صعبًا وقد تتطلب العملية امتصاص طاقة، فتكون قيمة الميل الإلكتروني موجبة أو أقل سلبية.

@mawhiba | mawhiba.sa
ص.ب : 700 الرياض 11421
المملكة العربية السعودية هاتف : 920014025

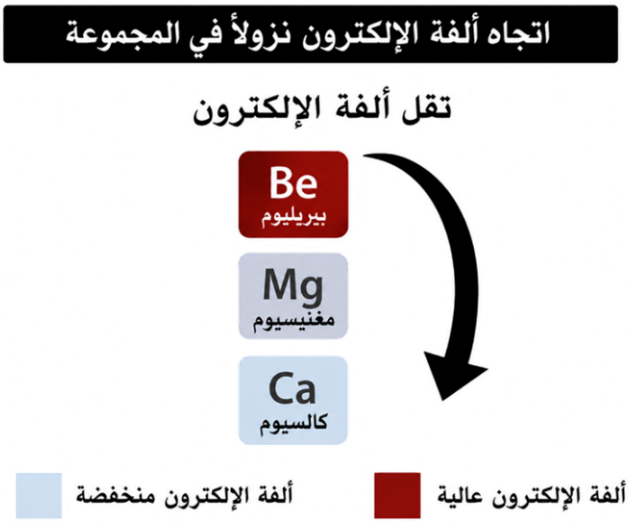
- **الأغلفة الممتلئة:** الغازات النبيلة لديها أغلفة إلكترونية خارجية ممتلئة بالكامل، مما يجعلها مستقرة جدًا، وبالتالي تكون قيمة الميل الإلكتروني لها موجبة (ماصة للطاقة)، لأن إضافة إلكترون يتطلب طاقة كبيرة.

الاتجاهات الدورية للميل الإلكتروني:

- **في الدورة (من اليسار إلى اليمين):** يميل الميل الإلكتروني لأن يصبح أكثر سلبية (أي أكثر طردًا للطاقة) بشكل عام. ويرجع ذلك إلى زيادة الشحنة النووية الفعّالة ونقصان الحجم الذري، مما يزيد من جاذبية النواة للإلكترونات الخارجية.



- **في المجموعة (من الأعلى إلى الأسفل):** يميل الميل الإلكتروني لأن يصبح أقل سلبية (أقل طردًا للطاقة). السبب الرئيسي لذلك هو زيادة الحجم الذري وزيادة مستويات الطاقة، مما يبعد الإلكترون الجديد عن النواة ويقلل من قوة الجذب.



@mawhiba | mawhiba.sa
ص.ب : 700 الريـاض 11421
المملكـة العربيـة السعوديـة هاتـف : 920014025

تأثير الميل الإلكتروني على الخصائص الفيزيائية (غير المباشر):

لا يحدد الميل الإلكتروني مباشرة خصائص مثل درجات الانصهار أو الكثافة، ولكنه يؤثر على نوع الرابطة، وهو ما يحدد تلك الخصائص.

العلاقة غير المباشرة	الشرح
التوصيل الكهربائي والحراري	اللافلزات (ميل إلكتروني عالٍ) تميل إلى تكوين أيونات سالبة أو روابط تساهمية. تفتقر هذه المواد إلى الإلكترونات الحرة، ولذلك تكون مواد عازلة أو رديئة التوصيل للكهرباء والحرارة.
درجات الانصهار والغليان	العناصر ذات الميل الإلكتروني المرتفع (كاللافلزات) غالبًا ما تُكون جزيئات بسيطة (روابط تساهمية ضعيفة)، مما يؤدي إلى انخفاض درجات انصهارها وغليانها وتواجدها كغازات أو سوائل في الظروف العادية (مثل Cl_2، O_2).
نوع الترابط وتكوين المركبات	الميل الإلكتروني العالي للذرة مع طاقة التأين المنخفضة لذرة أخرى (فلز) يُنبئ بتكوين روابط أيونية قوية. المركبات الأيونية تتميز بـدرجات انصهار وغليان عالية والصلابة في الحالة الصلبة (مثل NaCl).

تدريبات Exercises

(1-2)

أسئلة اختيار متعدد

1) أي من العناصر التالية لها أكبر طاقة تأين أولى؟

a) Na b) K c) Mg d) Ca e) Sr

2) أي القيم تكون الأكبر؟

a) طاقة التأين الأولى للبوتاسيوم.
b) طاقة التأين الأولى للكالسيوم.
c) طاقة التأين الأولى للسكانديوم.
d) طاقة التأين الثانية للبوتاسيوم.
e) طاقة التأين الثانية للكالسيوم.

3) أي من الجسيمات الكيميائية الآتية لها أكبر نصف قطر؟

a) Mg^{2+} b) Na^{+} c) Ne d) F^{-} e) O^{2-}

@mawhiba | mawhiba.sa
ص.ب : 700 الريـاض 11421
المملكـة العربيـة السعوديـة هاتـف : 920014025

4) عند الأخذ بالاعتبار العناصر التالية: Na, Mg, Ca, F, Cl, K
أي من العبارات التالية تعد صحيحة؟

a) نصف القطر الذري للصوديوم أكبر من الكلور.
b) نصف القطر الذري للفلور أكبر من البوتاسيوم.
c) المغنيسيوم له أصغر نصف قطر ذري والكلور له الأكبر.
d) الكالسيوم له أكبر نصف قطر ذري والفلور له الأصغر.
e) الفلور له أصغر نصف قطر ذري والكلور له الأكبر.

5) اختر الزوج الذي يمثّل طاقتي المدارين 1s ثم 2s لذرة الأكسجين ($_8O$) من اليمين إلى اليسار؟

a) -3267 kJ mol^{-1}, -54264 kJ mol^{-1}
b) -6335 kJ mol^{-1},-3285 kJ mol^{-1}
c) 24098 kJ mol^{-1},77568 kJ mol^{-1}
d) 8744 kJ mol^{-1},2543 kJ mol^{-1}
e) 9744 kJ mol^{-1},3543 kJ mol^{-1}

6) الليثيوم، الصوديوم، البوتاسيوم، الروبيديوم في المجموعة 1 في الجدول الدوري، درجات الانصهار والغليان معطاة لكل من هذه العناصر في الجدول التالي:

	درجة الانصهار	درجة الغليان
Li	180°C	1330°C
Na	.....	.....
K	64°C	774°C
Rb	39°C	688°C

وفقا للقيم الواردة في الجدول، أي القيم التالية تمثل درجات غليان وانصهار عنصر الصوديوم:

a) 59° and 910°C
b) 113° and 753°C
c) 89° and 890°C
d) 134° and 1498°C
e) 147° and 2498°C

(2-2)

اختر الحرف المناسب لكل مما يلي:

a) المغنيسيوم
b) الأكسجين
c) كلاهما
d) لا أحد منهما

1) نصف قطره الذري أكبر من الكالسيوم.

2) نصف قطره الذري أكبر من البيريليوم.

3) نصف قطره الذري أكبر من نصف قطره الأيوني.

@mawhiba | mawhiba.sa
ص.ب : 700 الريـاض 11421
المملكـة العربيـة السعوديـة هاتـف : 920014025

(2-3)

املأ الفراغات اعتمادا على ما يلي:

A	B	C	D	E
فلزات	لافلزات	أشباه الفلزات	عناصر نبيلة	ولا واحدة

1) دائما توجد في الحالة الغازية في الظروف العادية.....

2) توجد صلبة أو سائلة في الظروف العادية .....

3) قد توجد في الحالة الغازية في الظروف العادية.....

4) لها بريق ولمعان .....

5) درجات انصهارها منخفضة .....

6) لها خواص فلزات ولا فلزات.....

7) منها الأكسجين واليود.....

8) منها الحديد والذهب.....

9) تعد العناصر الانتقالية منها.....

10) لا تتفاعل في الظروف العادية.....

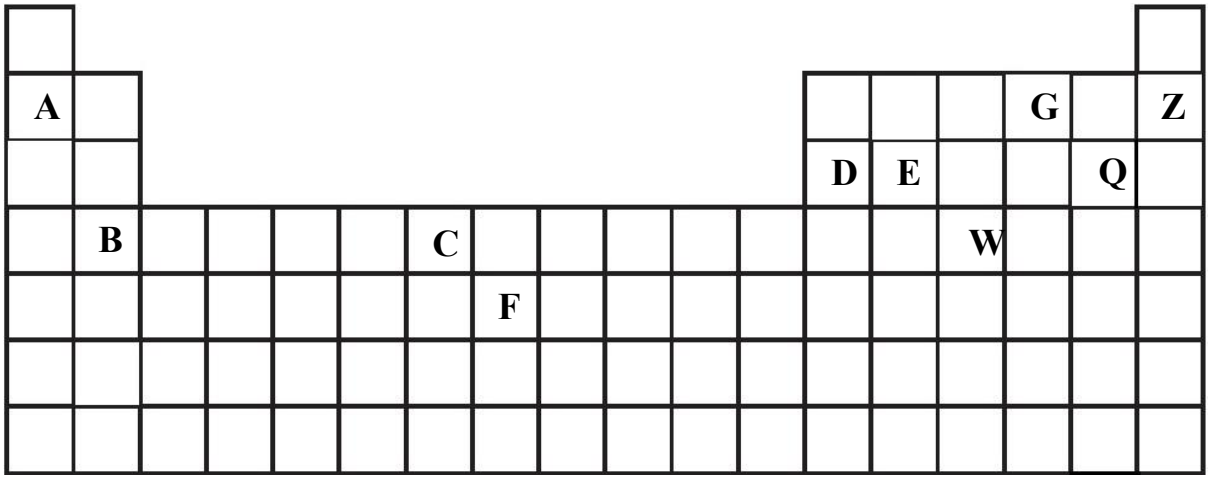
11) لا تحتوي على إلكترونات.....

12) أحيانا لا تحتوي على نيوترونات.....

@mawhiba | mawhiba.sa
ص.ب : 700 الريـاض 11421
المملكـة العربيـة السعوديـة هاتـف : 920014025

(2-4)

اعتمادا على الشكل التالي للجدول الدوري الذي يحتوي على العناصر الافتراضية التالية اجب عن الأسئلة التالية؟



1) حدد عنصرا يقع في الدورة الثالثة والمجموعة 13؟ .....

2) ما هو العنصر الانتقالي الموجود في الدورة الرابعة؟ .....

3) كم عدد بروتونات العنصرQ ؟ .....

4) أي العناصر الموجودة في الجدول السابق:
فلز قلوي ..... فلز قلوي أرضي ..... هالوجين ..... غاز خامل .....

5) اكتب التوزيع الإلكتروني للعنصر B .....

6) العناصر التي قد توجد في الحالة الغازية في حرارة الغرفة هي .....

@mawhiba | mawhiba.sa
ص.ب : 700 الريـاض 11421
المملكـة العربيـة السعوديـة هاتـف : 920014025

Exercise answers إجابات التدريبات	
(2-1)	
(1	c
(2	d
(3	e
(4	a
(5	a
(6	c
(2-2)	
(1	d
(2	a
(3	b
(2-3)	
(1	D
(2	A
(3	B,D
(4	A
(5	B,D
(6	C
(7	B
(8	A
(9	A
(10	D
(11	E
(12	B
(2-4)	
(1	D
(2	C
(3	17
(4	A,B,Q,Z
(5	$_{18}[Ar]\ 4s^2$
(6	G,Q,Z

@mawhiba | mawhiba.sa
ص.ب : 700 الريـاض 11421
المملكـة العربيـة السعوديـة هاتـف : 920014025

03 Ionic Bonds and Compounds 3- الروابط والمركبات الأيونية

Ions الأيونات

الأيونات هي ذرات لعناصر، ولكن تحمل شحنات

موجبة (كاتيونات)

متعدد الذرات
يتكون من ذرتين أو أكثر مرتبطة بروابط تساهمية، ويحمل شحنة كلية موجبة، ويتصرف كوحدة واحدة في التفاعلات الكيميائية مثل NH_4^+

أيونات بسيطة
تتكوّن من عنصر واحد شحنته تساوي عدد إلكترونات التكافؤ المفقودة Na^+

سالبة (أنيونات)

متعدد الذرات
يتكون من ذرتين أو أكثر مرتبطة بروابط تساهمية، ويحمل شحنة كلية سالبة، ويتصرف كوحدة واحدة في التفاعلات الكيميائية مثل SO_4^{2-}

أيونات بسيطة
تتكوّن من عنصر واحد شحنته تساوي عدد إلكترونات التكافؤ المكتسبة مثل O^{2-}

1 1A	2 2A	3 3B	4 4B	5 5B	6 6B	7 7B	8	9 8B	10	11 1B	12 2B	13 3A	14 4A	15 5A	16 6A	17 7A	18 8A
Li^+													C^{4-}	N^{3-}	O^{2-}	F^-	
Na^+	Mg^{2+}											Al^{3+}		P^{3-}	S^{2-}	Cl^-	
K^+	Ca^{2+}				Cr^{2+} Cr^{3+}	Mn^{2+} Mn^{3+}	Fe^{2+} Fe^{3+}	Co^{2+} Co^{3+}	Ni^{2+} Ni^{3+}	Cu^+ Cu^{2+}	Zn^{2+}				Se^{2-}	Br^-	
Rb^+	Sr^{2+}									Ag^+	Cd^{2+}		Sn^{2+} Sn^{4+}		Te^{2-}	I^-	
Cs^+	Ba^{2+}									Au^+ Au^{3+}	Hg_2^{2+} Hg^{2+}		Pb^{2+} Pb^{4+}				

* تذكر *Remember

الأنيونات هي الأيونات السالبة

الكاتيونات هي الأيونات الموجبة

القطط جيدة (موجب)

البصل سيء (سالب)

@mawhiba | mawhiba.sa
ص.ب : 700 الرياض 11421
المملكة العربية السعودية هاتف : 920014025

جدول لأهم الكاتيونات والأنيونات

الأيونات الموجبة	الأيون	الهيدروجين	الليثيوم	الصوديوم	البوتاسيوم	الفضة	الماغنيسيوم	الكالسيوم	الباريوم	الاسترانشيوم
	رمزه	H^+	Li^+	Na^+	K^+	Ag^+	Mg^{2+}	Ca^{2+}	Ba^{2+}	Sr^{2+}
	الأيون	الخارصين	النحاس I	النحاس II	الحديد II	الحديد III	الكروم II	الكروم III	الألومينيوم	الأمونيوم
	رمزه	Zn^{2+}	Cu^+	Cu^{2+}	Fe^{2+}	Fe^{3+}	Cr^{2+}	Cr^{3+}	Al^{3+}	NH_4^+
الأيونات السالبة	الأيون	فلوريد	كلوريد	بروميد	يوديد	أكسيد	كبريتيد	نيتريد	هيدروكسيد	سيانيد
	رمزه	F^-	Cl^-	Br^-	I^-	O^{2-}	S^{2-}	N^{3-}	OH^-	CN^-
	الأيون	نيتريت	نترات	بيكربونات	برمنغنات	هيبوكلورايت	كلورايت	كلورات	بيركلورات	سيليكات
	رمزه	NO_2^-	NO_3^-	HCO_3^-	MnO_4^-	ClO^-	ClO_2^-	ClO_3^-	ClO_4^-	SiO_3^{2-}

تذكر: حجم الأيونات

- الأيون السالب يكون أكبر حجمًا من ذرته المتعادلة الشحنة.
- الأيون الموجب يكون أصغر حجمًا من ذرته المتعادلة الشحنة.

تدريبات Exercises

(3-1) اكتب أسماء المركبات التالية موضحًا عدد ذرات الأكسجين في كل مركب

المركب	Na_2CO_3	$Ca(OH)_2$	$Al(NO_3)_3$
الاسم			
عدد ذرات الأكسجين			

@mawhiba | mawhiba.sa
ص.ب : 700 الريـاض 11421
المملكـة العربيـة السعوديـة هاتـف : 920014025

(3-2) عنصر افتراضي رمزه (**X**) يقع في الدورة الرابعة والمجموعة السادسة عشر وينتهي التوزيع الإلكتروني له بالمستوى الثانوي $4p^4$ ؟

a) اكتب توزيعه الإلكتروني.

.....

b) كم عدد البروتونات فيه؟

.....

c) عندما يصل هذا العنصر إلى الاستقرار ما هو عدد الإلكترونات المحيطة بنواته؟ اكتب رمز أيونه وتوزيعه الإلكتروني؟

.....

d) أي الغازات الخاملة يشبه تركيبه الإلكتروني؟

.....

(3-3) عنصر انتقالي رمزه الافتراضي (**Y**) يقع في الدورة الرابعة والمجموعة الثامنة.

a) اكتب توزيعه الإلكتروني وحدد عدد بروتوناته؟

.....

b) ما هي الأيونات الموجبة المحتمل أن يكونها للوصول إلى حالة الاستقرار، اكتب توزيعها الإلكتروني.

.....

(3-4) عنصر تمثيلي افتراضي رمز أيونه $_{13}X^{3+}$

a) اكتب التوزيع الإلكتروني لهذا لأيون

.....

b) كم عدد الإلكترونات فيه؟

.....

@mawhiba | mawhiba.sa
ص.ب : 700 الريـاض 11421
المملكـة العربيـة السعوديـة هاتـف : 920014025

(3-5) املأ الفراغات في الجدول التالي:

رمز العنصر	التوزيع الإلكتروني	الدورة	المجموعة	رمز الأيون	نوع العنصر	التوصيل الكهربائي
$_{3}Li$						
$_{7}N$						
$_{19}K$						
$_{17}Cl$						
$_{20}Ca$						
$_{16}S$						

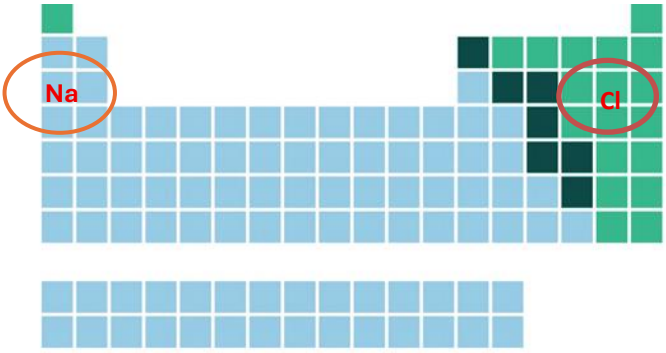
الرابطة الكيميائية Chemical bond

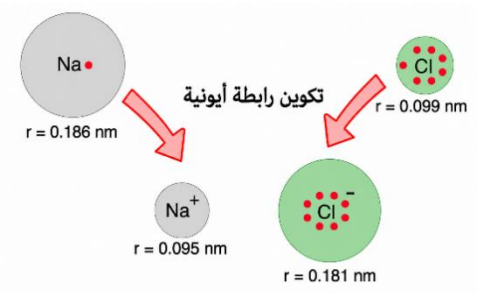
قوة تجاذب تنشأ بين ذرتين أو أكثر نتيجة فقد أو اكتساب أو مشاركة الإلكترونات.

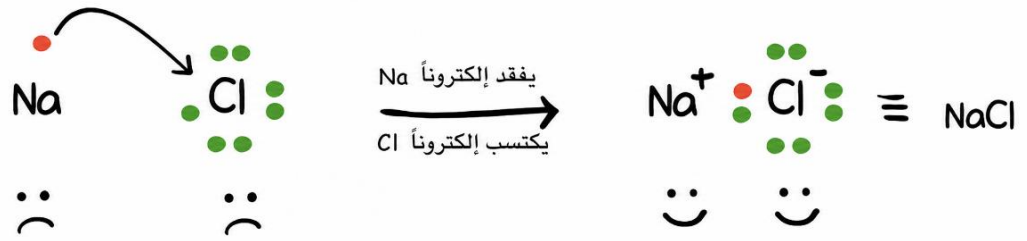
الروابط الأيونية Ionic Bonds

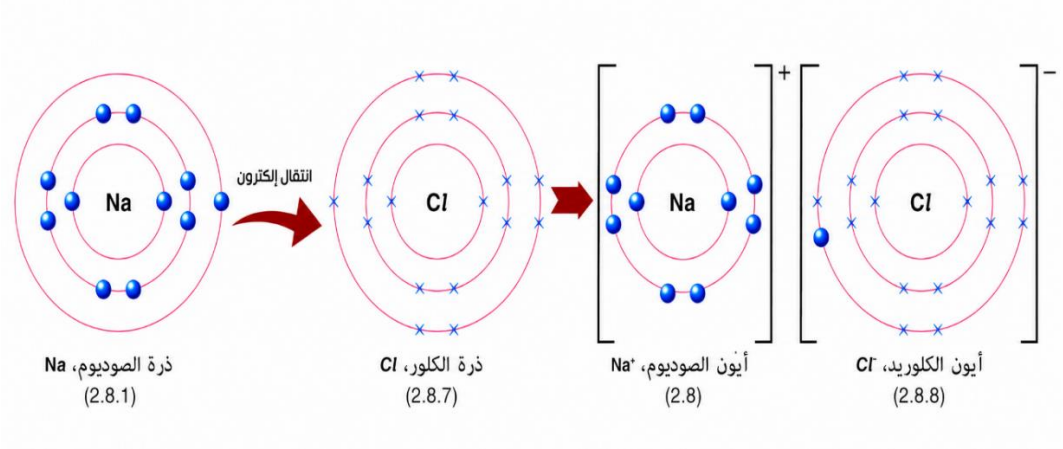
تتكوّن الروابط الأيونية نتيجة ارتباط عنصر فلزي مع عنصر لا فلزي، وذلك من خلال تجاذب الأيونات ذات الشحنات المختلفة مكونة المركبات الأيونية.

مثال: كيف يتكون كلوريد الصوديوم









يتجاذب الأيونان السالب والمو جب، تكون أعداد الذرات بحيث تكون الشحنة الكلية للمركب تساوي صفر

تكتسب ذرة لافلزإلكترونات حتى تستقر وتكون أيونا سالبا

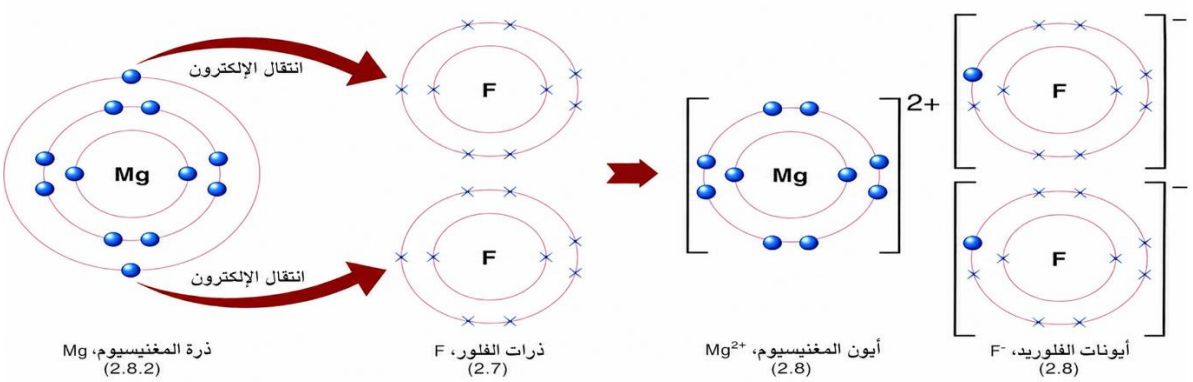
تفقد ذرة فلز إلكترونات التكافؤ حتى تستقروتكون أيونا موجبا

يلخص الجدول التالي عدة طرائق لتكوين المركبات الأيونية ومنها كلوريد الصوديوم

المعادلة الكيميائية
$Na + Cl \rightarrow Na^+ + Cl^- +$ طاقة
التوزيع الإلكتروني
انتقل إلكترون $[Ne]3s^1 + [Ne]3s^23p^5 \rightarrow [Ne] + [Ar] +$ طاقة Na Cl Na^+ Cl^-
التوزيع الإلكتروني بطريقة رسم مربعات المستويات
انتقل إلكترون 1s 2s 2p 3s + 1s 2s 2p 3s 3p → Na Cl ثمانية 1s 2s 2p + 1s 2s 2p 3s 3p + طاقة Na^+ Cl^-
التمثيل النقطي للإلكترونات (تمثيل لويس)
انتقل إلكترون $Na\odot + \cdot\ddot{Cl}: \rightarrow [Na]^+ + [:\ddot{Cl}:]^- +$ طاقة
النماذج الذرية
11 e^- (−11) + 11 p (+11) ذرة صوديوم 17 e^- (−17) → 17 p (+17) ذرة كلور 10 e^- (−10) + 11 p (+11) أيون صوديوم 18 e^- (−18) + 17 p (+17) + طاقة أيون كلوريد

ص.ب : 700 الريـاض 11421
المملكـة العربيـة السعوديـة هاتـف : 920014025
@mawhiba | mawhiba.sa

كيف يتكون فلوريد الماغنيسيوم (MgF_2)



خصائص المركبات الأيونية Properties of Ionic Compounds

1. صلبة عند درجة حرارة الغرفة.
2. درجات غليانها وانصهارها مرتفعة.
3. معظمها يذوب ويتفكك في الماء إلى أيوناته.
4. في الحالة الصلبة غير موصلة للتيار الكهربائي أما مصاهيرها ومحاليلها المائية فموصلة.
5. تتميز بلورات المركبات الأيونية بالقوة والصلابة والهشاشة.

طاقة الشبكة البلورية للمركبات الأيونية Lattice Energy of Ionic Compounds

طاقة الشبكة البلورية في المركبات الأيونية: هي الطاقة اللازمة لفصل مول واحد من مركب أيوني صلب إلى أيوناته في الحالة الغازية. تعكس هذه الطاقة قوة التجاذب الكهروستاتيكي بين الأيونات الموجبة والسالبة.

العوامل المؤثرة فيها:

1. شحنة الأيونات: كلما كانت الشحنة أكبر، زادت قوة التجاذب وارتفعت طاقة الشبكة.
مثال: MgO يمتلك طاقة شبكة أكبر من NaCl لأن Mg^{2+} و O^{2-} يحملان شحنات أعلى.
2. حجم الأيونات: كلما صغر نصف قطر الأيون، زادت قوة التجاذب لأن الأيونات تكون أقرب من بعضها.
مثال: NaF يمتلك طاقة شبكة أكبر من NaI لأن أيون الفلوريد أصغر من أيون اليوديد.

أهمية طاقة الشبكة:

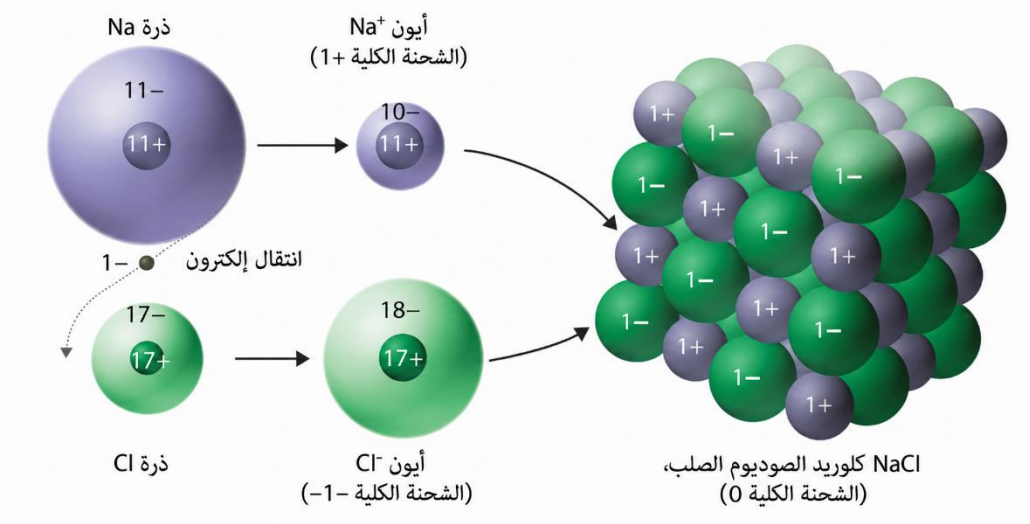
1. تساعد على تفسير الصلابة ودرجات الانصهار العالية في المركبات الأيونية.
2. تفسر قابلية الذوبان: إذا كانت طاقة الشبكة كبيرة جدًا، يصعب على الماء التغلب عليها، فيقل ذوبان المركب.
3. ترتبط ارتباطًا مباشرًا بخواص المواد مثل الكثافة والمقاومة الحرارية.

@mawhiba | mawhiba.sa
ص.ب : 700 الرياض 11421
المملكة العربية السعودية هاتف : 920014025

أمثلة توضيحية

طاقة الشبكة لـ MgO أعلى من NaF لذلك MgO أكثر صلابة ودرجة انصهاره أعلى.
مركبات مثل $SrCl_2$ أو AgCl تختلف طاقاتها تبعًا لحجم وشحنة الأيونات المكوّنة لها.

خلاصة: طاقة الشبكة البلورية مقياس لقوة الترابط بين الأيونات، وتزداد بازدياد الشحنة وصغر نصف القطر الأيوني، وهي مفتاح لفهم استقرار وخواص المركبات الأيونية.



خطوات كتابة الصيغة الكيميائية للمركبات الأيونية

Steps for Writing the Chemical Formula of Ionic Compounds

مثال:

اكتب الصيغة الكيميائية للمركب الأيوني المتكون من أيون الكلوريد Cl^- وأيون المغنيسيوم Mg^{2+}.

الحل:

يجب اتباع الخطوات التالية:

أولًا: اكتب رمز الأيون الموجب على اليسار والأيون السالب على اليمين

.

Mg Cl

ثانياً : اكتب الشحنة لكل أيون أسفل منه (بدون الإشارة الموجبة أو السالبة)

Mg Cl
2 1

ثالثاً : نبادل بين أرقام الشحنات.

$MgCl_2$

تكون الشحنات **بأبسط نسبة**، فقد يلزم الاختصار

مثال: صيغة أكسيد السليكون هي SiO_2 وليست Si_2O_4

@mawhiba | mawhiba.sa
ص.ب : 700 الرياض 11421
المملكة العربية السعودية هاتف : 920014025

- إذا **تساوت** أعداد الشحنات فإنها **لا تُكتب**.

مثال: صيغة أكسيد الكالسيوم هي CaO وليست Ca_2O_2

إذا كان عدد الشحنات **يساوي 1+ أو 1-** فإنه **لا يُكتب**.

مثال: صيغة كلوريد الماغنيسيوم هي $MgCl_2$ وليست Mg_1Cl_2

الأيونات **عديدة الذرات** توضع **داخل قوسين**.

مثال: صيغة هيدروكسيد الباريوم هي $Ba(OH)_2$ وليست $BaOH_2$

تدريبات Exercises

(3-6) اكتب الصيغة الكيميائية للمركبات التالية.

هيدروكسيد الكالسيوم	كبريتات الحديد III	كبريتات الصوديوم	سيليكات الصوديوم	كبريتيد الحديد II
هيدروكسيد الخارصين	بيكربونات الماغنيسيوم	بروميد البوتاسيوم	كربونات الألومينيوم	فلوريد النحاس II

(3-7) اعتمادًا على الأيونات في الجدول التالي اكتب الصيغ الكيميائية للمركبات، ثم اكتب اسم كل مركب أسفل الصيغة.

الأيونات	OH^-	O^{2-}	PO_4^{3-}	NO_3^-	SO_4^{2-}	SO_3^{2-}
Ca^{2+}						
K^+						
Al^{3+}						
Cu^{2+}						
Fe^{2+}						

@mawhiba | mawhiba.sa
ص.ب : 700 الريـاض 11421
المملكـة العربيـة السعوديـة هاتـف : 920014025

Fe^{3+}						
NH_4^+						

(3-8) اعتمادًا على العناصر التالية، املأ الفراغات في الجدول ثم أجب عن الأسئلة اللاحقة.

العنصر	$_{12}Mg$	$_{7}N$	$_{8}O$	$_{17}Cl$	$_{19}K$
رمز الأيون					
عدد الروابط					

a) نوع الرابطة بين (O , N) هو .....

b) نوع الرابطة بين (Mg , O) هو .....

c) نوع الرابطة بين (Mg , Cl) هو .....

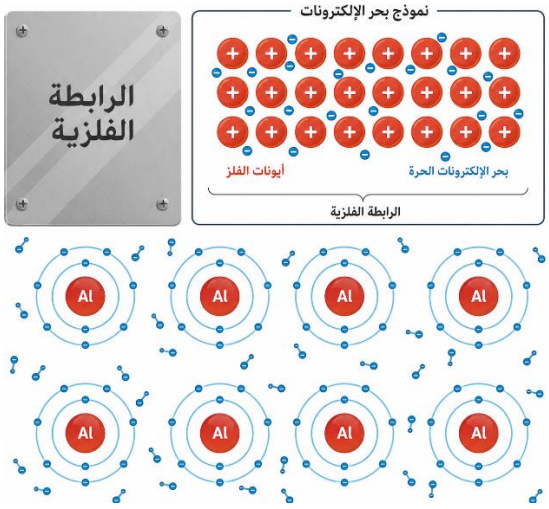
d) صيغة المركب الناتج من ارتباط (Mg,N) هي.....

e) صيغة جزيء الأكسجين هي .....

f) أيهما أعلى درجة غليان KCl أم درجة غليان Cl_2O .....

الرابطة الفلزية Metallic Bond

- قوة تجاذب بين أيونات الفلزات الموجبة وبحر الإلكترونات المحيط.
- بحر الإلكترونات هو المسؤول عن العديد من الخصائص المميزة للمعادن.



العوامل المؤثرة على قوة الرابطة الفلزية:

- عدد الإلكترونات الحرة.
- مقدار الشحنة الموجبة في النواة.
- حجم ذرة الفلز

@mawhiba | mawhiba.sa
ص.ب : 700 الرياض 11421
المملكة العربية السعودية هاتف : 920014025

الفلزات The Metals

هي عناصر كيميائية تفقد الإلكترونات لتكوّن أيونات موجبة، وتقع أساسًا في يسار ووسط الجدول الدوري، وتشمل المجموعتين 1 و2 ومعظم العناصر الانتقالية وبعض عناصر المجموعة 13.

خواص الفلزات:

1. لامعة (لها بريق).
2. قابلة للسحب والطرق.
3. درجة انصهارها عالية.
4. صلبة وعالية الكثافة.
5. جيّدة التوصيل للكهرباء وللحرارة.
6. نشطة كيميائيّاً، وتتفاعل مع الأكسجين لتكون أكاسيد الفلزات، كما أنها تتفاوت في نشاطها الكيميائي.

@mawhiba | mawhiba.sa
ص.ب : 700 الريـاض 11421
المملكـة العربيـة السعوديـة هاتـف : 920014025

إجابات التدريبات — Exercise answers

(3-1)

المركب	Na_2CO_3	$Ca(OH)_2$	$Al(NO_3)_3$
الاسم	كربونات الصوديوم	هيدروكسيد الكالسيوم	نترات الألومينيوم
عدد ذرات الأكسجين	3	2	9

(3-2) a) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^4$

b) 34

c) عدد الإلكترونات 36

$_{36}X^{2-}: 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6$

d) الكريبتون Kr

(3-3) a) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^6$ عدد بروتوناته = 26

b) $_{26}Fe^{3+}: 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^5$

$_{26}Fe^{2+}: 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^6$

(3-4) a) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6$ b) 10

(3-5)

رمز العنصر	التوزيع الإلكتروني	الدورة	المجموعة	رمز الأيون	نوع العنصر	التوصيل الكهربائي
$_3Li$	$1s^2\ 2s^1$	2	1	Li^+	فلز	موصل
$_7N$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^3$	2	5	N^{3-}	لا فلز	غير موصل
$_{19}K$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^1$	4	1	K^+	فلز	موصل
$_{17}Cl$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^5$	3	17	Cl^-	لا فلز	غير موصل
$_{20}Ca$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2$	4	2	Ca^{2+}	فلز	موصل
$_{16}S$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^4$	3	16	S^{2-}	لا فلز	غير موصل

(3-6)

هيدروكسيد الكالسيوم	كبريتات الحديد III	كبريتات الصوديوم	سيليكات الصوديوم	كبريتيد الحديد II
$Ca(OH)_2$	$Fe_2(SO_4)_3$	Na_2SO_4	Na_2SiO_3	FeS

ص.ب : 700 الرياض 11421
المملكة العربية السعودية هاتف : 920014025
@mawhiba | mawhiba.sa

هيدروكسيد الخارصين	بيكربونات الماغنيسيوم	بروميد البوتاسيوم	كربونات الألومينيوم	فلوريد النحاس II
$Zn(OH)_2$	$Mg(HCO_3)_2$	KBr	$Al_2(CO_3)_3$	CuF_2

(3-7)

الأيونات	OH^-	O^{2-}	PO_4^{3-}	NO_3^-	SO_4^{2-}	SO_3^{2-}
Ca^{2+}	$Ca(OH)_2$	CaO	$Ca_3(PO_4)_2$	$Ca(NO_3)_2$	$CaSO_4$	$CaSO_3$
	هيدروكسيد كالسيوم	أكسيد كالسيوم	فوسفات كالسيوم	نترات كالسيوم	كبريتات كالسيوم	كبريتيت كالسيوم
K^+	KOH	K_2O	K_3PO_4	KNO_3	K_2SO_4	K_2SO_3
	هيدروكسيد بوتاسيوم	أكسيد بوتاسيوم	فوسفات بوتاسيوم	نترات بوتاسيوم	كبريتات بوتاسيوم	كبريتيت بوتاسيوم
Al^{3+}	$Al(OH)_3$	Al_2O_3	$AlPO_4$	$Al(NO_3)_3$	$Al_2(SO_4)_3$	$Al_2(SO_3)_3$
	هيدروكسيد ألومينيوم	أكسيد ألومينيوم	فوسفات ألومينيوم	نترات ألومينيوم	كبريتات ألومينيوم	كبريتيت ألومينيوم
Cu^{2+}	$Cu(OH)_2$	CuO	$Cu_3(PO_4)_2$	$Cu(NO_3)_2$	$CuSO_4$	$CuSO_3$
	هيدروكسيد نحاس II	أكسيد نحاس II	فوسفات نحاس II	نترات نحاس II	كبريتات نحاس II	كبريتيت نحاس II
Fe^{2+}	$Fe(OH)_2$	FeO	$Fe_3(PO_4)_2$	$Fe(NO_3)_2$	$FeSO_4$	$FeSO_3$
	هيدروكسيد حديد II	أكسيد حديد II	فوسفات حديد II	نترات حديد II	كبريتات حديد II	كبريتيت حديد II
Fe^{3+}	$Fe(OH)_3$	Fe_2O_3	$FePO_4$	$Fe(NO_3)_3$	$Fe_2(SO_4)_3$	$Fe_2(SO_3)_3$
	هيدروكسيد حديد III	أكسيد حديد III	فوسفات حديد III	نترات حديد III	كبريتات حديد III	كبريتيت حديد III
NH_4^+	NH_4OH	$(NH_4)_2O$	$(NH_4)_3PO_4$	NH_4NO_3	$(NH_4)_2SO_4$	$(NH_4)_2SO_3$
	هيدروكسيد الأمونيوم	أكسيد الأمونيوم	فوسفات الأمونيوم	نترات الأمونيوم	كبريتات الأمونيوم	كبريتيت الأمونيوم

(3-8)

العنصر	$_{12}Mg$	$_{7}N$	$_{8}O$	$_{17}Cl$	$_{19}K$
رمز الأيون	Mg^{2+}	N^{3-}	O^{2-}	Cl^-	K^+
عدد الروابط	2	3	2	1	1

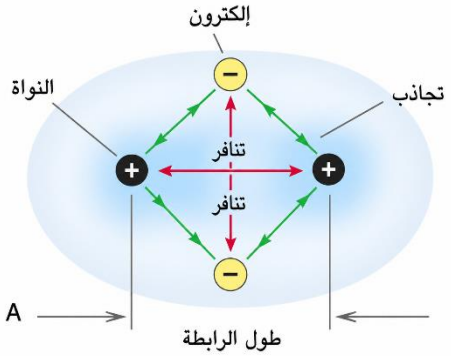
a) تساهمية
b) أيونية
c) أيونية
d) Mg_3N_2
e) O_2
f) KCl

@mawhiba | mawhiba.sa
ص.ب : 700 الرياض 11421
المملكة العربية السعودية هاتف : 920014025

نموذج الترابط التساهمي The Covalent Bonding Model

تتكوّن الروابط التساهمية عندما تتشارك الذرات في الإلكترونات، وتظهر الروابط التساهمية في كل شيء بدءًا من الجزيئات البسيطة مثل H_2 وصولًا إلى الجزيئات الحيوية الضخمة والأيونات عديدة الذرات. ويُعد تشارك الإلكترونات من الطرق الرئيسة لترابط الذرات .

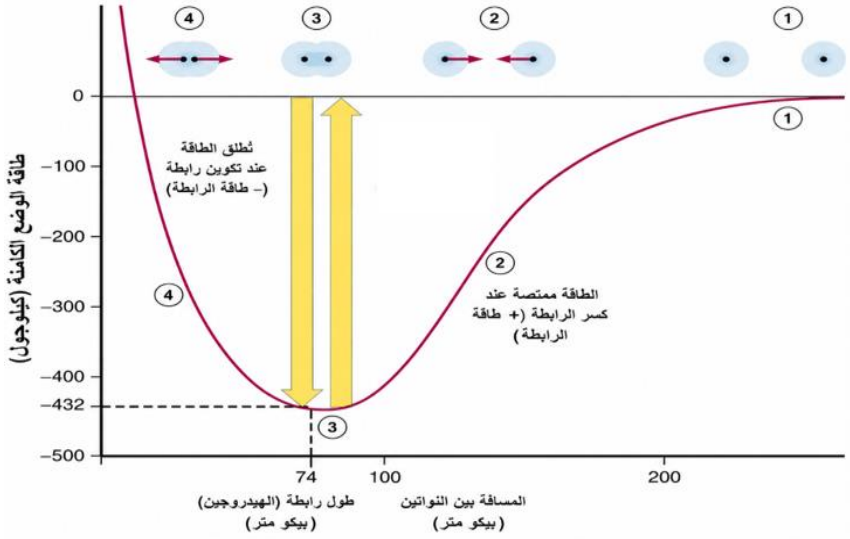
يوجد الهيدروجين في الطبيعة على شكل جزيء H_2 ، أي ذرتين مرتبطتين معًا، لأنه بهذه الطريقة يكون أكثر استقرارًا من وجود كل ذرة وحدها. عندما تقترب الذرتان من بعضهما، تبدأ قوة التجاذب بين إلكترونات ذرة والنواة الموجبة للذرة الأخرى بالازدياد، وهذه القوة تكون أقوى من قوى التنافر بين الإلكترونات. وعند مسافة معيّنة تسمى طول الرابطة، يحدث توازن بين قوى التجاذب والتنافر، فتتكوّن رابطة تساهمية (الشكل 4.1) تجعل الذرتين مرتبطتين معًا في صورة جزيء H_2 ثابت ومستقر.



الشكل 4.1 تكوين الرابطة التساهمية في H_2

تكوين الرابطة التساهمية The Formation of the Covalent Bond

يوجد غاز الهيدروجين على شكل جزيء H_2 لأن الذرتين تصبح أكثر استقرارًا عند ارتباطهما معًا. يتضح هذا الاستقرار من خلال منحنى الطاقة الكامنة (الشكل 4.2).

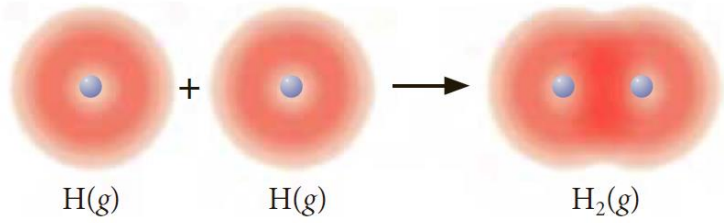


@mawhiba | mawhiba.sa
ص.ب : 700 الرياض 11421
المملكة العربية السعودية هاتف : 920014025

الشكل 4.2 منحنى الطاقة الكامنة لتكوين الرابطة التساهمية في H_2

- **النقطة 1** - الذرات متباعدة وتتصرف بشكل مستقل.
- **النقطة 2** - مع اقتراب الذرات، تجذب كل نواة إلكترون الأخرى، مما يقلل من طاقة الوضع. تزداد قوى التجاذب، وكذلك قوى التنافر.
- **النقطة 3** - في أسفل المنحنى (طول الرابطة)، تكون قوى التجاذب متوازنة مع قوى التنافر. هذه هي الحالة الأكثر استقرارًا والأقل طاقة، حيث تتشكل الرابطة التساهمية.
- **النقطة 4** - إذا اقتربت الذرات كثيرًا، تسيطر قوى التنافر، وبالتالي تجعلها تعود نحو طول الرابطة المستقر.

وهكذا، تنشأ الرابطة التساهمية من توازن قوى التجاذب والتنافر، مع زيادة كثافة الإلكترونات بين النوى التي تربط الذرات معًا (الشكل 4.3).

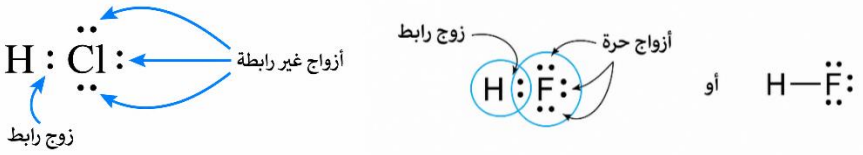


الشكل 4.3 احتمالية توزع الكثافة الإلكترونية لجزيء H_2

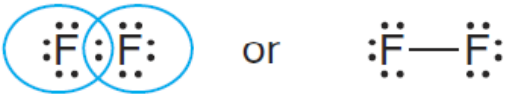
الأزواج الإلكترونية الرابطة والأزواج الإلكترونية غير الرابطة Bonding Pairs and Lone Pairs

يتم تمثيل **الزوج الإلكتروني المتشارك**، أو **الزوج الرابط**، بواسطة زوج من النقاط أو خط:

يسمّى زوج الإلكترونات في المستوى الخارجي الذي لا يشارك في الترابط **زوجًا غير رابط (حرا)** أو **زوجًا غير مشترك**. يملأ زوج الترابط في HF أو HCl المستوى الخارجي لذرة الهيدروجين، ومع ثلاثة أزواج غير رابطة يكتمل المستوى الخارجي لذرة الفلور أيضًا.



في جزيء F_2 يملأ الزوج الرابط وثلاثة أزواج غير رابطة (حرة) في المستوى الخارجي لكل ذرة فلور.



@mawhiba | mawhiba.sa
ص.ب : 700 الرياض 11421
المملكة العربية السعودية هاتف : 920014025

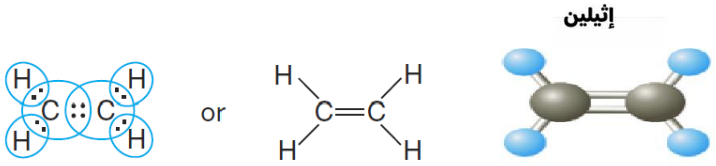
خصائص الرابطة التساهمية: الرتبة، والطاقة، والطول

Properties of the Covalent Bond: Order, Energy, and Length

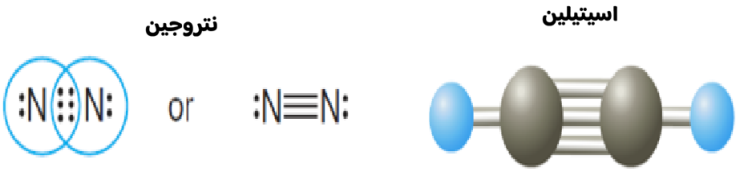
1. رتبة الرابطة Bond Order

يمثل عدد أزواج الإلكترونات المشتركة بين ذرتين.

- **الرابطة الأحادية:** زوج واحد مشترك ← رتبة الرابطة = **1** (مثل H_2, HF, F_2).
- **الرابطة الثنائية:** زوجان مشتركان ← رتبة الرابطة = **2** (مثل C=C في الإيثيلين، C_2H_4).



- **الرابطة الثلاثية:** 3 أزواج مشتركة ← رتبة الرابطة = **3** (مثال N≡N وC≡C في الأسيتيلين، C_2H_2)



2. طاقة الرابطة Bond Energy

الطاقة اللازمة لكسر مول واحد من الروابط في الحالة الغازية.

- رتبة رابطة أعلى ← رابطة أقوى ← طاقة رابطة أعلى.
- الروابط الثلاثية > الروابط الثنائية > الروابط الأحادية.

3. طول الرابطة Bond Length

متوسط المسافة بين نوى الذرات المرتبطة.

- رتبة رابطة أعلى ← طول رابطة أقصر.

C≡C (الأقصر), C=C (المتوسطة), C–C (الأطول)

- **ضمن نفس المجموعة:** ذرات أكبر ← روابط أطول ← روابط أضعف.

C–I > C–Br > C–Cl (الطول) ولكن C–Cl > C–Br > C–I (الطاقة)

- **ضمن نفس الدورة:** ذرات أصغر ← روابط أقصر ← روابط أقوى.

C–N > C–O > C–F (الطول) ولكن C–F > C–O > C–N (الطاقة).

@mawhiba | mawhiba.sa
ص.ب : 700 الرياض 11421
المملكة العربية السعودية هاتف : 920014025

➢ **العلاقة بين الخصائص الثلاث:**

- كلما ازدادت رتبة الرابطة ← يقل طول الرابطة وتزداد طاقة الرابطة.
- الروابط الأقوى والأقصر = ثبات أكبر، ولكن غالبًا تكون أقل فعالية.

الرابطة Bond	رتبة الرابطة Bond Order	متوسط طول الرابطة Average Bond Length (pm)	متوسط طاقة الرابطة Average Bond Energy (kJ/mol)
C—O	1	143	358
C=O	2	123	745
C≡O	3	113	1070
C—C	1	154	347
C=C	2	134	614
C≡C	3	121	839
N—N	1	146	160
N=N	2	122	418
N≡N	3	110	945

الجدول 4.1 العلاقة بين رتبة الرابطة، وطول الرابطة، وطاقة الرابطة.

تدريب (4-1)

رتّب الروابط في كل مجموعة وفق تناقص طول الرابطة ووفق تناقص قوة الرابطة.

(a) S-F, S-Br, S-Cl **(b)** C=O, C-O, C≡O

الحل:

.....

.....

.....

.....

تدريب (4-2)

رتّب الروابط في كل مجموعة وفق ازدياد طول الرابطة ووفق ازدياد قوة الرابطة.

(a) Si-F, Si-C, Si-O **(b)** N=N, N-N, N≡N

الحل:

.....

.....

.....

.....

@mawhiba | mawhiba.sa
ص.ب : 700 الريـاض 11421
المملكـة العربيـة السعوديـة هاتـف : 920014025

تسمية الجزيئات Naming Molecules

المركبات الجزيئية الثنائية هي تلك التي تحتوي على عنصرين مختلفين فقط. عند تسمية مثل هذه المركبات، وبالنظر إلى صيغها، تُتَّبع القواعد التالية.

1. تبدأ التسمية باسم العنصر الثاني (على اليمين) في المركب، مضافًا إليه مقطع (-يد)، ومسبوقًا بعدد ذراته في المركب، مثل: أحادي، ثنائي، ثلاثي، وهكذا.

2. تتم تسمية العنصر المكتوب أولًا في المركب، مبتدئا بال التعريف، ومسبوقًا بعدد ذراته.

3. تُستخدم البادئات التالية حسب عدد ذرات كل عنصر موجود: 1؛ أول، 2؛ ثاني، 3؛ ثالث (ثلاثي)، 4؛ رباعي، 5؛ خماسي، 6؛ سداسي، 7؛ سباعي. لا يُستخدم البادئ أحادي مع اسم العنصر الأول.

أمثلة

CO → أول أكسيد الكربون

CO_2 → ثاني أكسيد الكربون

NO → أول أكسيد النيتروجين

NO_2 → ثاني أكسيد النيتروجين

N_2O_5 → خماسي أكسيد ثنائي النيتروجين

PCl_3 → ثلاثي كلوريد الفوسفور

SF_6 → سداسي فلوريد الكبريت

Cl_2O_7 → سباعي أكسيد ثنائي الكلور

تسمية المركبات الأيونية التي تحتوي على أيونات متعددة الذرات: Naming ionic compounds with polyatomic ions:

لا تُستخدم البادئات (ثنائي، ثلاثي،.....).

الاسم = اسم الآنيون + اسم الكاتيون ، اكتب اسم الأيون متعدد الذرات كما هو دون أي تغيير في الاسم. لا تستخدم المقطع المضاف "يد" كما هو الحال مع الأيونات الأحادية الذرة كما هو مبين في الجدول 4.2.

الاسم	Formula	الاسم	Formula
الزئبق(I)	Hg_2^{2+}	برمنجنات	MnO_4^-
الأمونيوم	NH_4^+	نيتريت	NO_2^-
سيانيد	CN^-	نترات	NO_3^-
كربونات	CO_3^{2-}	هيدروكسيد	OH^-
بيكربونات	HCO_3^-	فوق أكسيد	O_2^{2-}
خلات	$C_2H_3O_2^-$	فوسفات	PO_4^{3-}
الأكسالات	$C_2O_4^{2-}$	فوسفات أحادية الهيدروجين	HPO_4^{2-}
هيبوكلوريت	ClO^-	فوسفات ثنائية الهيدروجين	$H_2PO_4^-$
كلوريت	ClO_2^-	كبريتيت	SO_3^{2-}
كلورات	ClO_3^-	كبريتات	SO_4^{2-}
فوق كلوريت	ClO_4^-	كبريتيت هيدروجينية	HSO_3^-
كرومات	CrO_4^{2-}	كبريتات هيدروجينية	HSO_4^-
ثنائي كرومات	$Cr_2O_7^{2-}$	ثيوكبريتات	$S_2O_3^{2-}$

جدول 4.2 الأيونات متعددة الذرات الشائعة

@mawhiba | mawhiba.sa
ص.ب : 700 الرياض 11421
المملكة العربية السعودية هاتف : 920014025

مثال 1: Li_2CO_3 هو كربونات الليثيوم (وليس "كربونات ثنائي الليثيوم") لأن Li^+ دائمًا بشحنة 1+ و CO_3^{2-} دائمًا بشحنة -2؛ والنسبة تحددها موازنة الشحنة.

تدريب (3-4)

اكتب الصيغة الصحيحة وأعطِ الاسم الصحيح لكل مركب أيوني يتكوّن بين الأيونين المذكورين.

(a) NH_4^+ و PO_4^{3-} **(b)** Al^{3+} و NO_2^-

الحل:

.....

.....

.....

.....

الكهروسالبية (EN) Electronegativity

الكهروسالبية هي قدرة الذرات في الجزيء على جذب الإلكترونات نحوها. في الجدول الدوري (الشكل 4.4)، تزداد الكهروسالبية من اليسار إلى اليمين عبر الدورة. وكذلك تزداد من الأسفل إلى الأعلى عبر المجموعة.

قيم الكهروسالبيّة لمجموعة من عناصر الجدول الدوريّ

1 H 2.20																	
3 Li 0.98	4 Be 1.57											5 B 2.04	6 C 2.55	7 N 3.04	8 O 3.44	9 F 3.98	
11 Na 0.93	12 Mg 1.31											13 Al 1.61	14 Si 1.90	15 P 2.19	16 S 2.58	17 Cl 3.16	
19 K 0.82	20 Ca 1.00	21 Sc 1.36	22 Ti 1.54	23 V 1.63	24 Cr 1.66	25 Mn 1.55	26 Fe 1.83	27 Co 1.88	28 Ni 1.91	29 Cu 1.90	30 Zn 1.65	31 Ga 1.81	32 Ge 2.01	33 As 2.18	34 Se 2.55	35 Br 2.96	
37 Rb 0.82	38 Sr 0.95	39 Y 1.22	40 Zr 1.33	41 Nb 1.6	42 Mo 2.16	43 Tc 2.10	44 Ru 2.2	45 Rh 2.28	46 Pd 2.20	47 Ag 1.93	48 Cd 1.69	49 In 1.78	50 Sn 1.96	51 Sb 2.05	52 Te 2.1	53 I 2.66	
55 Cs 0.79	56 Ba 0.89	57 La 1.10	72 Hf 1.3	73 Ta 1.5	74 W 1.7	75 Re 1.9	76 Os 2.2	77 Ir 2.2	78 Pt 2.2	79 Au 2.4	80 Hg 1.9	81 Tl 1.8	82 Pb 1.8	83 Bi 1.9	84 Po 2.0	85 At 2.2	
87 Fr 0.7	88 Ra 0.9	89 Ac 1.1															

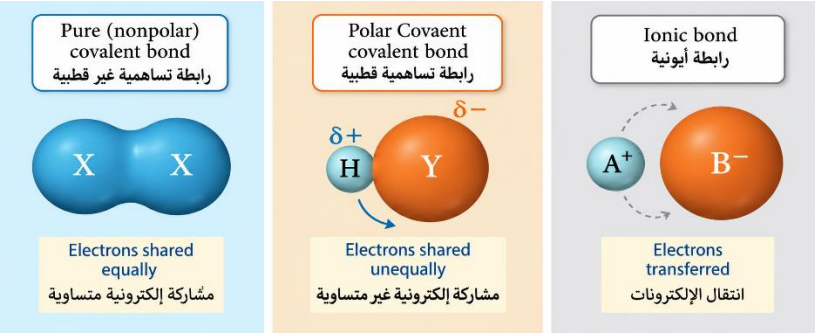
فلز
شبه فلز
لافلز

الشكل 4.4 الكهروسالبية وفق مقياس باولنغ

الفرق في الكهروسالبية (ΔEN) وقطبية الرابطة
The Electronegativity Difference (ΔEN) and Bond Polarity

الفرق بين قيم الكهروسالبية للذرات المرتبطة يرتبط مباشرةً بقطبية الرابطة. ويتراوح من 0.0 في الرابطة التساهمية غير القطبية في العناصر ثنائية الذرة مثل H_2 أو O_2 أو Cl_2، وصولًا إلى 3.3، وهو الفرق بين أكثر الذرات كهروسالبية، الفلور (4.0)، وأكثرها كهروموجبية، السيزيوم (0.7)، في المركب الأيوني CsF.

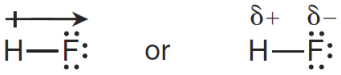
@mawhiba | mawhiba.sa
ص.ب : 700 الرياض 11421
المملكة العربية السعودية هاتف : 920014025



الشكل 4.5 الفرق في الكهروسالبية (ΔEN) وأنواع الروابط

الروابط التساهمية غير القطبية: عندما ترتبط ذرات متماثلة (H_2, F_2, Cl_2) تكون مشاركة الإلكترونات متساوية.

الرابطة التساهمية القطبية: عند ارتباط ذرات ذات كهروسالبية مختلفة، مثل H (2.1) و F (4.0) في HF، لا يتوزع زوج الإلكترونات الرابط بالتساوي. هذا التوزيع غير المتكافئ يؤدي إلى تكوّن قطبية، ويُمثَّل بسهم قطبي (→) يشير نحو الذرة ذات الشحنة الجزئية السالبة (δ-) أو بالرمزين δ+ و δ-. وكلما ازداد فرق الكهروسالبية (ΔEN) زادت الشحنات الجزئية وارتفعت الصفة الأيونية الجزئية.



مثال 2: HF

$$H^{\delta+} - F^{\delta-}$$

تظهر الرموز δ^+ و δ^- الشحنات الجزئية الموجبة والسالبة.

مثال 3: استخدم قيم الكهروسالبية (الشكل 4.4) لترتيب الروابط التالية وفق ازدياد القطبية.

P-H, H-O, C-Cl

(EN): P-H, 0.0; H-O, 1.4; C-Cl, 0.5:

P-H < C-Cl < H-O

مثال 4: انظر إلى قيم ΔEN لثلاث جزيئات غازية تحتوي على الكلور:

LiCl (g) is 3.0 - 1.0 = 2.0;
HCl (g), it is 3.0 - 2.1 = 0.9;
Cl_2 (g), it is 3.0 - 3.0 = 0.0.

وبالتالي، قطبية الرابطة،

LiCl: ΔEN = 2.0 ← صفة أيونية عالية.
HCl: ΔEN = 0.9 ← تساهمية قطبية.
Cl_2: ΔEN = 0.0 ← تساهمية غير قطبية.

@mawhiba | mawhiba.sa
ص.ب : 700 الرياض 11421
المملكة العربية السعودية هاتف : 920014025

تدريب (4-4)

(a) استخدم سهمًا قطبيًا لتوضيح قطبية كل رابطة:

N-H, F-N, I-Cl.

(b) رتّب الروابط التالية وفق ازدياد القطبية ووفق تناقص النسبة المئوية للصفة الأيونية.

H—N, H—O, H—C.

الحل:

.....

.....

.....

.....

تدريب (4-5)

رتّب كل مجموعة من الروابط وفق ازدياد القطبية، وأشر الى قطبية الرابطة بالرمزين δ^+ وδ^- .

(a) Cl—F, Br—Cl, Cl—Cl **(b)** Si—Cl, P—Cl, S—Cl, Si—Si

الحل:

.....

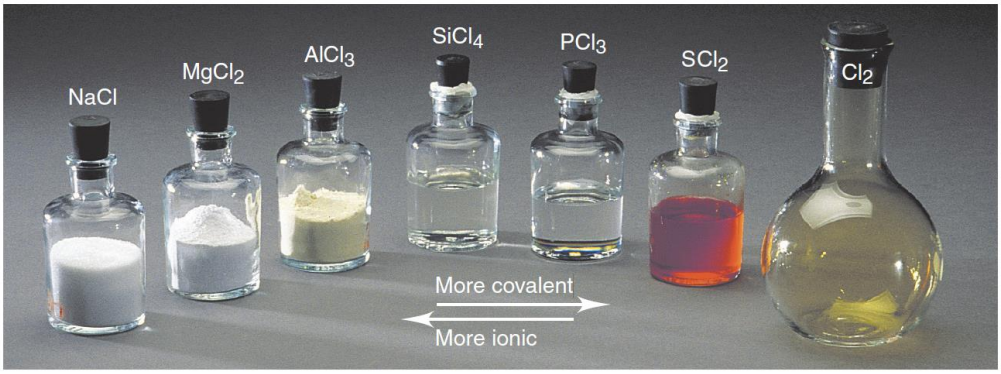
.....

.....

.....

تأثير الكهروسالبية ونوع الرابطة على الخواص الفيزيائية
The effect of electronegativity and bond type on the physical properties

يوجد تدرّج في نوع الرابطة في كلوريدات الدورة الثالثة (الشكل 4.6)، من أيونية إلى تساهمية قطبية ثم إلى تساهمية غير قطبية.



الشكل 4.6 خواص كلوريدات الدورة الثالثة

@mawhiba | mawhiba.sa
ص.ب : 700 الريـاض 11421
المملكـة العربيـة السعوديـة هاتـف : 920014025

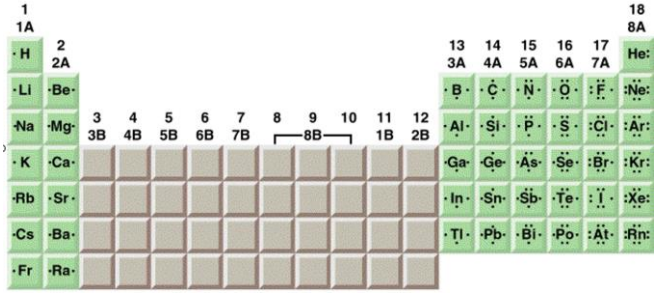
كلما قلَّ الفرق في الكهروسالبية (ΔEN)، تتناقص كلّ من درجة الانصهار والموصلية الكهربائية لأن نوع الرابطة يتغير من أيوني إلى تساهمي قطبي ومن ثم إلى تساهمي غير قطبي.

أشكال الجزيئات The Shapes of Molecules

تمثيل الجزيئات والأيونات باستخدام تراكيب لويس
Depicting Molecules and Ions with Lewis Structures

توضح بنية لويس للمركب التساهمي أو الأيون متعدد الذرات كيف يتم توزيع إلكترونات التكافؤ بين ذرات الجزيء لإظهار ترابط الذرات.

تُكتب إلكترونات التكافؤ على شكل نقاط (أو علامات × صغيرة) حول رمز الذرة. يُعبَّر عن عدد إلكترونات التكافؤ بالنقاط، وعدد إلكترونات التكافؤ يساوي رقم المجموعة في الجدول الدوري (الشكل 4.7).



الشكل 4.7 رموز لويس لعناصر المجموعات الرئيسة

تطبيق قاعدة الثمانية لكتابة تراكيب لويس
Applying the Octet Rule to Write Lewis Structures

لخّص لويس معظم نظريته عن الترابط الكيميائي بقاعدة الثمانية .ووفقًا **لقاعدة الثمانية**، فإن الذرات تفقد أو تكتسب أو تشارك الإلكترونات لتصل إلى تركيب إلكتروني مشابه للغازات النبيلة.

الخطوات:

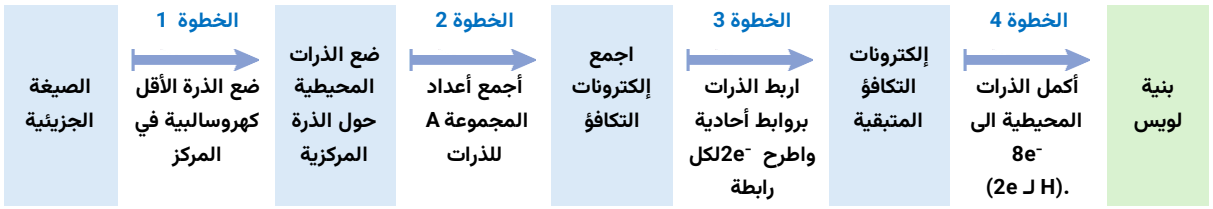
1. **تحديد مواقع الذرات** – تكون الذرة المركزية عادةً هي الأكثر احتياجًا للإلكترونات (ذات رقم مجموعة أقل، كهروسالبية أقل). لا يمكن أن تكون H ذرة مركزية أبدًا.
2. **احسب عدد إلكترونات التكافؤ** – اجمع إلكترونات التكافؤ للذرات؛ واضبط العدد حسب شحنة الأيون (أضف إلكترونات تكافئ الشحنة سالبة، واطرح إذا كانت موجبة).
3. **كوّن روابط أحادية** – اربط كل ذرة محيطة بالذرة المركزية برابطة واحدة (اطرح 2 إلكترون لكل رابطة).
4. **وزّع الإلكترونات المتبقية** – أكمل قاعدة الثمانية (2 للهيدروجين) باستخدام الأزواج غير الرابطة. ضع الإلكترونات الفائضة على الذرة المركزية.

قواعد الروابط:

- H ← رابطة واحدة (لا تكون أبدًا ذرة مركزية)
- C ← أربع روابط
- N ← ثلاث روابط
- O ← رابطتان

ص.ب : 700 الرياض 11421
المملكة العربية السعودية هاتف : 920014025
@mawhiba | mawhiba.sa

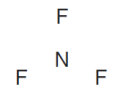
- الهالوجينات (F, Cl, Br, I) ← رابطة واحدة (ويكون F دوماً ذرة طرفية)



الشكل 4.8 خطوات تحويل الصيغة الجزيئية إلى بنية لويس.

مثال 5: تركيب لويس لـ NF_3

ضع ذرة N في المركز، وزع 3 F حولها

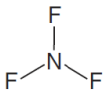


مجموع عدد إلكترونات التكافؤ

N - يوجد 5 إلكترونات تكافؤ (5A)

F - يوجد 7 إلكترونات تكافؤ (7A)

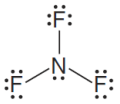
NF_3 لديه $5 + 3(7) = 26\ e^-$



ثلاث روابط تحتاج $6\ e^-$ ← المتبقي $20\ e^-$

توزيع الإلكترونات: كل ذرة F تحتاج الى 3 أزواج غير رابطة للوصول للقاعدة الثمانية

$(18\ e^-)$ ← المتبقي $(2\ e^-)$ يتم وضعه كزوج غير رابط عند ذرة N.



التركيب النهائي: N مرتبط بثلاث ذرات من F ، وكل ذرة لديها قاعدة ثمانية مكتملة.

مثال 6: تركيب لويس لـ NH_3

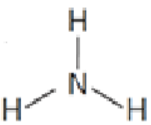
مجموع عدد الكترونات التكافؤ

N - يوجد 5 إلكترونات تكافؤ (5A)

H - يوجد 1 إلكترون تكافؤ (1A)

NH_3 وبالتالي العدد الكلي

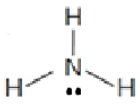
$5 + 3(1) = 8\ e^-$



ارسم الروابط

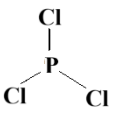
جميع الإلكترونات الثمانية

كل شيء مكتمل (الهيدروجين $2\ e^-$) محسوبة



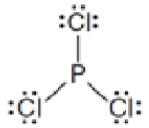
مثال 7: تركيب لويس لـ PCl_3

الذرة المركزية هي العنصر الأقل كهروسالبية



@mawhiba | mawhiba.sa
ص.ب : 700 الرياض 11421
المملكة العربية السعودية هاتف : 920014025

مجموع عدد إلكترونات التكافؤ



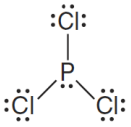
P - يوجد 5 إلكترونات تكافؤ (5A)

Cl - يوجد 7 إلكترونات تكافؤ (7A)

PCl_3 وبالتالي العدد الكلي

$5 + 3(7) = 26\ e^-$

ارسم الروابط



جميع الإلكترونات الثمانية محسوبة

كل شيء مكتمل

تدريب (6-4)

ثنائي كلوريد الكبريت (SCl_2) هو سائل أحمر مدخّن يُستخدم في صناعة المبيدات الحشرية. اكتب صيغة لويس للجزيء.

الحل:

.....

.....

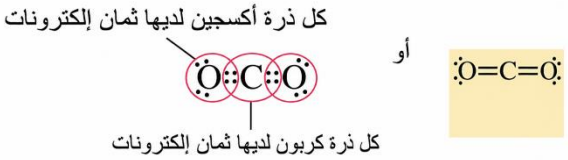
.....

.....

الرابطة المضاعفة

زوجان من الإلكترونات الرابطة تتشارك بهما ذرتين.

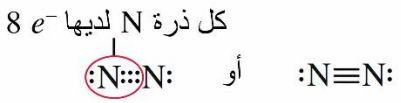
Ex. CO_2



الرابطة الثلاثية

3 أزواج من الإلكترونات الرابطة تتشارك بهما ذرتين.

Ex. N_2

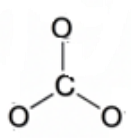
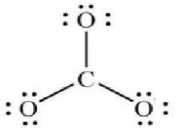
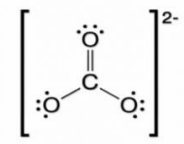


كتابة صيغ لويس للأيونات **Writing Lewis formulas for ions**

- اجمع عدد إلكترونات التكافؤ لجميع الذرات في الأيون متعدد الذرات أو الجزيء.
- إذا كان آنيون، أضف إلكترونًا واحدًا عن كل شحنة سالبة.
- إذا كان كاتيون، اطرح إلكترونًا واحدًا عن كل شحنة موجبة.

@mawhiba | mawhiba.sa
ص.ب : 700 الريـاض 11421
المملكـة العربيـة السعوديـة هاتـف : 920014025

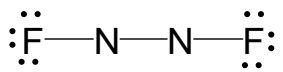
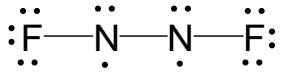
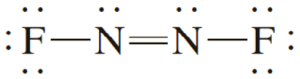
مثال 8:

CO_3^{2-}	$\chi C = 2.5,\ \chi O = 3.5$	
1 C = 1 × 4 e^- = 4 e^- 3 O = 3 × 6 e^- = 18 e^- 2- الشحنة = 2 e^- المجموع = 24 e^-	التركيب الهيكلي	
– 6 e^- روابط مفردة 18 e^-	أكمل الذرات المحيطية إلى الثمانية	
–16 e^- أزواج غير رابطة O الشحنة 2 e^-	ضع البنية بين أقواس وتضمَّن الشحنة.	

أكثر من ذرة مركزية واحدة More Than One Central Atom

الجزيئات التي تحتوي على أكثر من ذرة مركزية هي تراكيب تتكون من الأشكال حول كل من الذرات المركزية.

مثال 9:

N_2F_2	
2 N = 2 × 5 e^- = 10 e^- 2F = 2 × 7 e^- = 14 e^- المجموع = 24 e^-	التركيب الهيكلي F—N—N—F
– 12 e^- أزواج غير رابطة F 6 e^-	أكمل الثمانيات الإلكترونية للذرات الطرفية 
– 6 e^- إلكترونات N 0 e^-	ضع الإلكترونات المتبقية على الذرات المركزية 
• لا توجد إلكترونات كافية لإكمال ثمانيات النيتروجين. • يجب تكوين رابطة مزدوجة بين ذرتي النيتروجين لإشباع كلتا الثمانيتين. 		

@mawhiba | mawhiba.sa
ص.ب : 700 الريـاض 11421
المملكـة العربيـة السعوديـة هاتـف : 920014025

تدريب (4-7)

ارسم تركيب لويس للإيثيلين (C_2H_4)، الذي يعتبر أهم متفاعل في صناعة البوليمرات.

الحل:

.....

.....

.....

.....

تدريب (4-8)

ارسم بنية لويس للميثانول (الصيغة الجزيئية CH_4O) ، وهو كحول صناعي مهم يمكن استخدامه كبديل للبنزين في السيارات.

الحل:

.....

.....

.....

.....

الرابطة التساهمية التناسقية Coordinate Covalent Bond

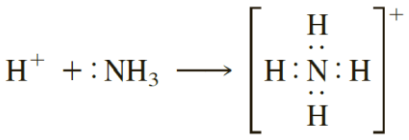
الرابطة التناسقية (وتسمى أيضًا الرابطة التساهمية التناسقية) هي رابطة تساهمية (زوج مشترك من الإلكترونات) يأتي فيها كلا الإلكترونين من نفس الذرة.

مثال 10: أيون الأمونيوم NH_4^+

H^+ ليس لديه إلكترونات

N لديه زوج غير رابط

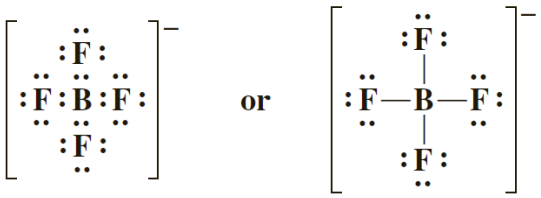
لا يزال بالإمكان الحصول على إلكترونين مشتركين بينهما



مثال 11: استنتج الصيغة النقطية الإلكترونية (صيغة لويس) لأيون BF_4^-.

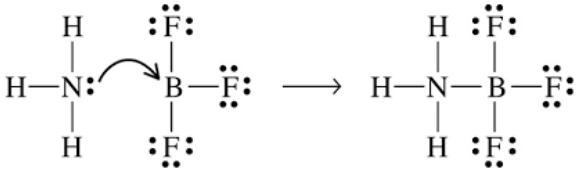
$n\ e^- = 3 + (4 \times 7) = 31\ e^-$

31+1 للشحنة = 32 (or 16 زوج الكتروني).



@mawhiba | mawhiba.sa
ص.ب : 700 الرياض 11421
المملكة العربية السعودية هاتف : 920014025

مثال 12: يتفاعل البورون (وهو جزيء ناقص الإلكترونات) بشكل خاص مع مركبات النيتروجين التي تحتوي على زوج غير رابط من الإلكترونات.



الاستثناءات من قاعدة الثمانية في تراكيب لويس
Exceptions to the Octet Rule in Lewis Structures

تنطبق قاعدة الثمانية على معظم الجزيئات (خصوصًا تلك التي تحتوي على ذرات مركزية من الدورة الثانية)، لكن توجد استثناءات مهمة.

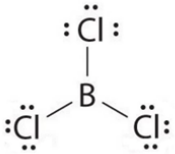
أنواع الاستثناءات الثلاث

1. جزيئات تحتوي على ذرات ناقصة الإلكترونات.
2. جزيئات تحتوي على ذرات ذات إلكترونات فردية (جذور حرة).
3. جزيئات ذات أغلفة تكافؤ ممتدة (الدورة الثالثة أو أعلى).

1. الذرات ناقصة الإلكترونات

- توجد في الجزيئات التي تحتوي على البيريليوم (Be) أو البورون (B) كذرات مركزية.
- غالبًا ما يكون حول هذه الذرات أقل من 8 إلكترونات.

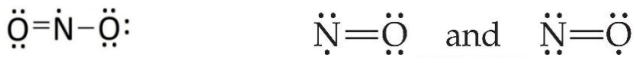
مثال 13: BCl_3 ← يوجد 6 إلكترونات فقط حول B.



2. جزيئات ذات الذرات التي تحتوي على إلكترونات فردية (جذور حرة)

- أنواع تحتوي على عدد فردي من إلكترونات التكافؤ.
- تكون الذرة المركزية غالبًا من مجموعة ذات عدد الفردي (مثل N من المجموعة [5A]، أو Cl من المجموعة [7A]).

مثال 14: ثاني أكسيد النيتروجين (NO_2) ، أول أكسيد النيتروجين (NO) .



3 . أغلفة تكافؤ ممتدة

بعض الجزيئات/الأيونات تحتوي على أكثر من 8 إلكترونات تكافؤ حول الذرة المركزية.

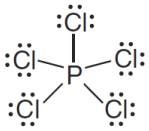
@mawhiba | mawhiba.sa
ص.ب : 700 الرياض 11421
المملكة العربية السعودية هاتف : 920014025

- يحدث التوسّع عند تكوين روابط إضافية تطلق طاقة وتكون لدى الذرة مدارات متاحة لاستيعابها.
- يحدث ذلك فقط في اللافلزات من الدورة الثالثة أو أعلى (حيث يمكنها استخدام مدارات3d الفارغة).

a) ذرة مركزية مرتبطة بأكثر من أربع ذرات

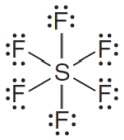
مثال 15: PCl_5

الفوسفور في PCl_3 لديه ثمانية إلكترونات (مكتمل الثمانية).
عند تفاعله مع Cl_2 ← يتمدد ليصبح لديه 10 إلكترونات في PCl_5.
النتيجة النهائية: تكوَّنت رابطة إضافية واحدة.

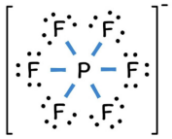


مثال 16: SF_6

S مرتبط بست ذرات فلور.
الذرة المركزية (S) لديها 12 إلكترونًا (ست روابط).
غاز مستقر وخامل يُستخدم كعازل كهربائي.



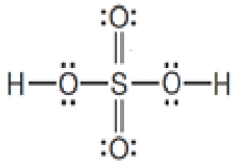
مثال 17: PF_6^-



b) ذرة مركزية مرتبطة بأربع ذرات أو أقل

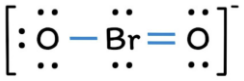
يمكن أن يحدث التوسع أيضًا عند ارتباطها بأربع ذرات أو أقل.

مثال 18: H_2SO_4 (حمض الكبريتيك)



مثال 19: BrO_2^-

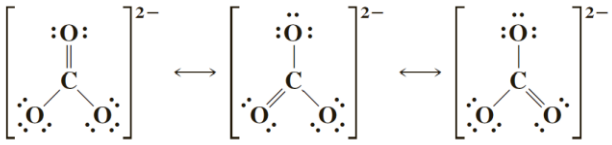
-

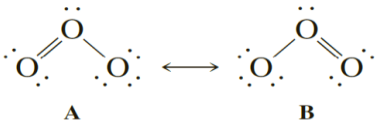


@mawhiba | mawhiba.sa
ص.ب : 700 الريـاض 11421
المملكـة العربيـة السعوديـة هاتـف : 920014025

الترابط غير المتمركز: الرنين Delocalized Bonding: Resonance

تراكيب الرنين: يمكن رسم عدة تراكيب لويس صحيحة مختلفة للجزيء نفسه (مثل O_3, CO_3^{2-})، بوضع الرابطة المضاعفة في مواقع مختلفة. يشار الى تراكيب الرنين بسهم مزدوج الرأس (↔). الرنين يعني أن الجزيء الفعلي هو **مزيج** (**هجين**) من جميع التراكيب الصحيحة.





تراكيب لويس والشحنة الشكلية Lewis Structures and Formal Charge

الشحنة الشكلية، والتي يمكن استخدامها لتحديد أكثر تراكيب لويس منطقية عندما يوجد أكثر من احتمال لمركب ما.

الشحنة الشكلية = (إلكترونات التكافؤ للذرة) – (الإلكترونات غير الرابطة + ½ الإلكترونات الرابطة)

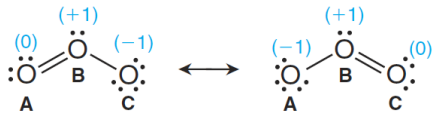
مجموع الشحنات الشكلية = الشحنة الكلية للجزيء (تساوي 0 للجزيئات المتعادلة، وتساوي شحنة الأيون في حالة الأيونات).

على سبيل المثال، في الأوزون O_3، تكون الشحنة الشكلية لذرة الأكسجين A في صيغة الرنين الأولى:

6 إلكترونات تكافؤ - (4 إلكترونات غير رابطة + ½ من 4 إلكترونات رابطة) = 6 - 4 - 2 = 0

الشحنات الشكلية لجميع الذرات في صيغتي الرنين للأوزون O_3 هي:

$$O_A[6-4-\tfrac{1}{2}(4)]=0 \qquad O_A[6-6-\tfrac{1}{2}(2)]=-1$$
$$O_B[6-2-\tfrac{1}{2}(6)]=+1 \qquad O_B[6-2-\tfrac{1}{2}(6)]=+1$$
$$O_C[6-6-\tfrac{1}{2}(2)]=-1 \qquad O_C[6-4-\tfrac{1}{2}(4)]=0$$



اختيار صيغة الرنين الأكثر أهمية Choosing the More Important Resonance

الصيغة الأكثر أهمية للرنين:

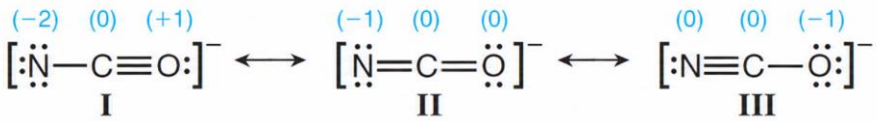
- يفضل أن تكون الشحنات الشكلية على الذرات صغيرة (أقرب الى الصفر) بدلاً من أن تكون كبيرة.
- وجود شحنات شكلية غير صفرية متماثلة على ذرات متجاورة غير مفضّل.
- يجب أن توضع الشحنة الشكلية السالبة الأكبر على الذرة الأكثر كهروسالبية.

لأيون السيانات NCO^- ، والذي يحتوي على ذرتين مختلفتين حول الذرة المركزية، يوجد ثلاث تراكيب رنين مع شحنات شكلية:

@mawhiba | mawhiba.sa
ص.ب : 700 الرياض 11421
المملكة العربية السعودية هاتف : 920014025

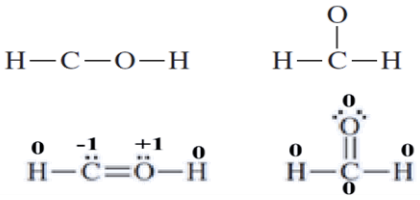
الشحنات الشكلية

صيغ الرنين

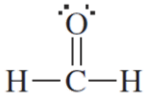


الصيغة I ليست مهمة في البنية الرنينية الهجينة لأنها تحتوي على شحنة شكلية أكبر على ذرة N وشحنة موجبة على ذرة O الأكثر كهروسالبية. أما الصيغتان II و III فلهما نفس مقدار الشحنات، ولكن في الصيغة III توجد شحنة -1 على ذرة O، وهي الذرة الأكثر كهروسالبية، لذلك تُعد III أهم من II .

مثال 20: في الفورمالدهيد (CH_2O) ، استخدم الشحنات الشكلية لتحديد أي ترتيب هيكلي للذرات الموضّح هنا هو الخيار الأفضل لتركيب لويس لـ CH_2O .



الشكل ذوالشحنات الشكلية التي كلها تساوي صفر، هو الخيار الأفضل لتركيب لويس لـ CH_2O .



تدريب (9-4)

ارسم تركيب لويس وحدِّد استثناء قاعدة الثمانيات لـ H_3PO_4 (ارسم صيغتي رنين واختر الأكثر أهمية).

.....

.....

.....

.....

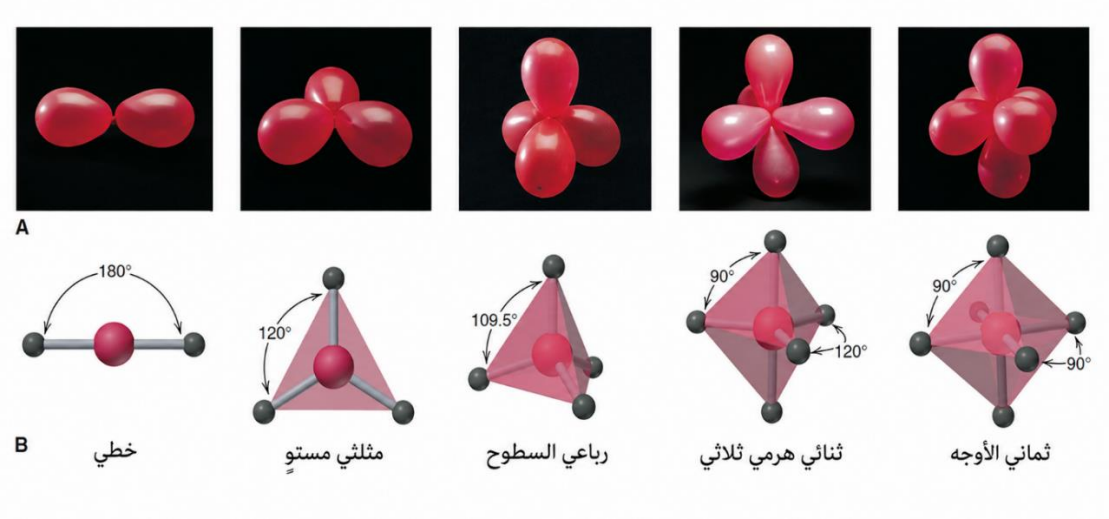
نظرية تنافر أزواج إلكترونات غلاف التكافؤ (VSEPR) وشكل الجزيئات
Valence-Shell Electron-Pair Repulsion (VSEPR) Theory and Molecular Shape

يُعَدّ شكل الجزيئات أمرًا حاسمًا في عمليات مثل الطب، والشم والتذوق، إذ يجب غالبًا أن يتوافق جزيء ما مع آخر. وللتنبؤ بشكل الجزيء، يستخدم الكيميائيون تركيب لويس ونظرية VSEPR. الفكرة الأساسية لهذه النظرية هي أن مجموعات الإلكترونات حول الذرة المركزية ترتب نفسها بأبعد ما يمكن عن بعضها لتقليل التنافر. يمكن أن تكون مجموعة الإلكترونات رابطة (مفردة أو مضاعفة أو ثلاثية) أو زوجًا غير رابطاً، لكن جميعها تُحسب كمجموعة واحدة. أما الشكل الجزيئي فهو الترتيب الثلاثي الأبعاد للأنوية المرتبطة بهذه المجموعات.

ترتيبات مجموعات الإلكترونات وأشكال الجزيئات
Electron-Group Arrangements and Molecular Shapes

عند وضع مجموعتين إلى ست مجموعات حول ذرة مركزية، فإنها ترتب نفسها بحيث تستغل الفراغ إلى أقصى حد وتقلل من التنافر. يؤدي ذلك إلى **خمس ترتيبات رئيسة لمجموعات الإلكترونات**، وتوجد هذه الترتيبات في معظم الجزيئات والأيونات متعددة الذرات (الشكل 4.9).

@mawhiba | mawhiba.sa
ص.ب : 700 الرياض 11421
المملكة العربية السعودية هاتف : 920014025



الشكل 4.9 تنافر المجموعات الإلكترونية والأشكال الجزيئية

الشكل الجزيئي مع مجموعتين من الإلكترونات (الترتيب الخطي)
The Molecular Shape with Two Electron Groups (Linear Arrangement)

تتجه مجموعتان إلكترونيتان مرتبطتان بذرة مركزية في اتجاهين متعاكسين. هذا الترتيب الخطي لمجموعات الإلكترونات يؤدي إلى جزيء ذي شكل خطي وزاوية رابطة مقدارها 180^{o} .

مثال 21: جزيء كلوريد البيريليوم الغازي ($BeCl_2$) هو جزيء خطي. تذكّر أن ذرة البيريليوم المركزية تعاني من نقص في الإلكترونات، حيث يحيط بها زوجان من الإلكترونات فقط.

مثال 22: في جزيء ثاني أكسيد الكربون (CO_2) ، تكوّن ذرة الكربون المركزية رابطتين مضاعفتين مع ذرتي الأكسجين.

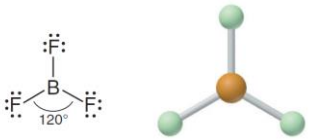
كل رابطة مضاعفة تُعَدّ مجموعة إلكترونية واحدة وتكون بزاوية 180^{o} عن الأخرى. أما الأزواج غير الرابطة على ذرات الأكسجين في CO_2 أو على ذرات الكلور في $BeCl_2$ فلا تدخل في تحديد الشكل الجزيئي؛ لأن الشكل يتأثر فقط بمجموعات الإلكترونات حول الذرة المركزية.

الأشكال الجزيئية مع ثلاث مجموعات إلكترونية (ترتيب مثلث مستوي)
Molecular Shapes with Three Electron Groups (Trigonal Planar Arrangement)

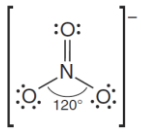
1. جميع المجموعات رابطة: شكل مثلث مستوي (AX_3).

مثال 23: جزيء BF_3، الذي يحتوي على ثلاث روابط أحادية وزوايا مقدارها 120^{o}. وكذلك أيون NO_3^- يمتلك شكل مثلث مستوي أيضًا.

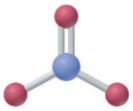
@mawhiba | mawhiba.sa
ص.ب : 700 الرياض 11421
المملكة العربية السعودية هاتف : 920014025



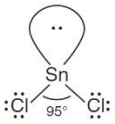
BF_3

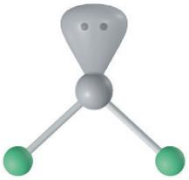


NO_3^-



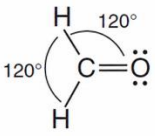
2. زوج غير رابط واحد: شكل منحنٍ أو شكل V (AX_2E)، يقوم الزوج غير الرابط بدفع أزواج الروابط بقوة أكبر من قوة التنافر بين أزواج الروابط نفسها، مما يقلل الزاوية بين أزواج الروابط. لاحظ زاوية الربط 95° في $SnCl_2$، وهي أقل بكثير من الزاوية المثالية 120°.



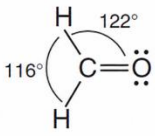


تأثير الروابط المزدوجة على زاوية الرابطة Effect of Double Bonds on Bond Angle

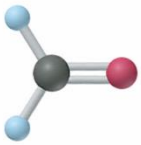
في الجزيئات التي تحتوي على ذرات مختلفة أو مجموعات إلكترونية متنوعة، تتغير زوايا الروابط. ففي الفورمالدهيد (CH_2O) ، يكون الترتيب المستوي الثلاثي مثاليًا بزاوية مقدارها 120°. لكن الرابطة المضاعفة تمتلك كثافة إلكترونية أكبر، مما يجعلها تتنافر مع الروابط الأحادية بقوة أكبر. ونتيجة لذلك، تنكمش زاوية H–C–H إلى 116°، بينما تتسع زاوية O–C–H إلى 122°.



مثالي



فعلي

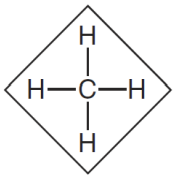


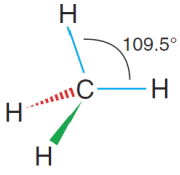
الأشكال الجزيئية مع أربع مجموعات إلكترونية (الترتيب رباعي السطوح)
Molecular Shapes with Four Electron Groups (Tetrahedral Arrangement)

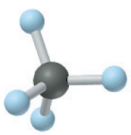
الأشكال المبنية على مجموعتين أو ثلاث مجموعات إلكترونية تقع في مستوى واحد، لكن أربع مجموعات إلكترونية تحتاج إلى ثلاثة أبعاد للفصل بينها بشكل أكبر.

1. جميع المجموعات رابطة: شكل رباعي السطوح (AX_4) .

مثال 24: CH_4 (الميثان)، وهو شائع في الجزيئات العضوية.



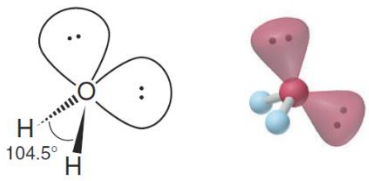




2. زوج غير رابط واحد: شكل هرمي مثلثي القاعدة (AX_3E) الأمونيا (NH_3) كمثال على ذلك، حيث يكون شكلها هرم مثلثي القاعدة، وتقل زاوية الرابطة H–N–H من 109.5° إلى 107.3°.

@mawhiba | mawhiba.sa
ص.ب : 700 الرياض 11421
المملكة العربية السعودية هاتف : 920014025

3. زوجان منفردان: يكون شكل الجزيء منحنيًا (الشكل V) أو منثنيًا (bent)، وصيغته العامة (AX_2E_2). يُعَدّ الماء أهم الجزيئات ذات الشكل المنحني بترتيب رباعي السطوح.

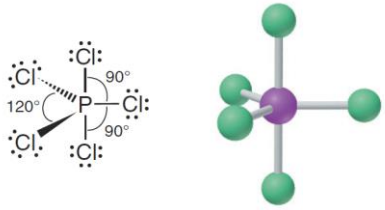


الأشكال الجزيئية مع خمس مجموعات إلكترونية (ثنائي الهرم مثلثي)
Molecular Shapes with Five Electron Groups (Trigonal Bipyramidal)

تحتاج جميع الجزيئات التي تحتوي على 5 أو 6 مجموعات إلكترونية إلى ذرة مركزية من الدورة الثالثة أو أعلى لأن هذه الذرات فقط لديها مدارات d متاحة لتوسيع غلاف التكافؤ.

عند وجود خمس مجموعات (AX_5) يكون للجزيء ترتيب هرمي مزدوج ثلاثي. تتوزع ثلاث روابط في المثلث المستوي بزوايا 120^o (في مستوى الذرة المركزية) ورابطتان محوريتان (فوق وأسفل المستوى)، بزوايا 90^o بين المحوري والمستوي. تكون قوى التنافر بين المجموعات المستوية أقل، لذا تفضل الأزواج غير الرابطة والروابط المزدوجة شغل المواقع في المستوي.

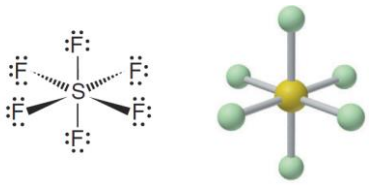
مثال 25: PCl_5، بزوايا روابط مثالية مقدارها 90° و120°.



الأشكال الجزيئية مع ست مجموعات إلكترونية (الترتيب ثماني الأوجه)
Molecular Shapes with Six Electron Groups (Octahedral Arrangement)

تشكل ست مجموعات إلكترونية ترتيبًا **ثماني الأوجه**. ثماني الأوجه هو متعدد سطوح له ثمانية أوجه مثلثية متساوية الأضلاع وستة رؤوس متطابقة. تشير كل مجموعة من المجموعات الست إلى زاوية، مما يعطي زاوية رابطة مثالية مقدارها 90^o.

مثال 26: SF_6، يتكوَّن عند تفاعل SF_4 مع F_2 .



تدريب (4-10)

ارسم الشكل الجزيئي وتنبأ بزوايا الروابط (مقارنة بالزوايا المثالية) لجزيء $COCl_2$.

.....

.....

.....

@mawhiba | mawhiba.sa
ص.ب : 700 الرياض 11421
المملكة العربية السعودية هاتف : 920014025

Exercise answers — إجابات التدريبات

1. **(a)** طول الرابطة: S-Br > S-Cl > S-F

قوة الرابطة: S-F > S-Cl > S-Br

(b) طول الرابطة: C-O > C=O > C≡O

قوة الرابطة: C≡O > C=O > C-O

2. **(a)** طول الرابطة: Si-F < Si-O < Si-C

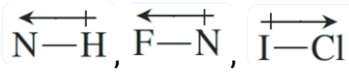
قوة الرابطة: Si-C < Si-O < Si-F

(b) طول الرابطة: N≡N < N=N , N-N

قوة الرابطة: N-N < N=N < N≡N

3. **(a)** $(NH_4)_3PO_4$ فوسفات الامونيوم

(b) $Al(NO_2)_3$, نتريت الالومينيوم

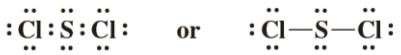
4. **(a)** 

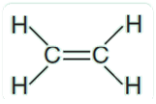
(b) H–C < H–N < H–O

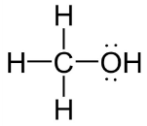
H–O > H–N > H–C

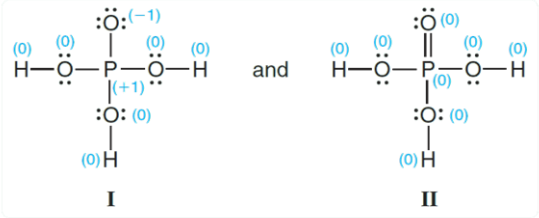
5. **(a)** $Cl\text{-}Cl < Br^{\delta+}\text{-}Cl^{\delta-} < Cl^{\delta+}\text{-}F^{\delta-}$

(b) $Si\text{-}Si < S^{\delta+}\text{-}Cl^{\delta-} < P^{\delta+}\text{-}Cl^{\delta-} < Si^{\delta+}\text{-}Cl^{\delta-}$

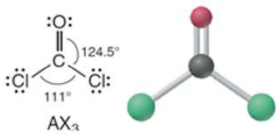
6. 

7. 

8. 

9. 

التركيب II هو الشكل الأكثر أهمية

10. 

@mawhiba | mawhiba.sa
ص.ب : 700 الريـاض 11421
المملكـة العربيـة السعوديـة هاتـف : 920014025

PERIODIC TABLE

	1.	2.	3.	4.	5.	6.	7.	8.	9.	10.	11.	12.	13.	14.	15.	16.	17.	18.
	I.A	II. A	III. B	IV. B	V. B	VI. B	VII. B	VIII. B			I. B	II. B	III. A	IV. A	V. A	VI. A	VII. A	VIII. A
1.	2.1 1 **H** 1.0																	2 **He** 4.0
2.	1.0 3 **Li** 6.9	1.5 4 **Be** 9.0											2.0 5 **B** 10.8	2.5 6 **C** 12.0	3.0 7 **N** 14.0	3.5 8 **O** 16.0	4.0 9 **F** 19.0	10 **Ne** 20.2
3.	0.9 11 **Na** 23.0	1.2 12 **Mg** 24.3											1.5 13 **Al** 27.0	1.8 14 **Si** 28.1	2.1 15 **P** 31.0	2.5 16 **S** 32.0	3.0 17 **Cl** 35.5	18 **Ar** 40.0
4.	0.8 19 **K** 39.1	1.0 20 **Ca** 40.1	1.3 21 **Sc** 45.0	1.5 22 **Ti** 47.9	1.6 23 **V** 50.9	1.6 24 **Cr** 52.0	1.5 25 **Mn** 54.9	1.8 26 **Fe** 55.8	1.8 27 **Co** 58.9	1.8 28 **Ni** 58.7	1.9 29 **Cu** 63.5	1.6 30 **Zn** 65.4	1.6 31 **Ga** 69.7	1.8 32 **Ge** 72.6	2.0 33 **As** 74.9	2.4 34 **Se** 79.0	2.8 35 **Br** 79.9	36 **Kr** 83.8
5.	0.8 37 **Rb** 85.5	1.0 38 **Sr** 87.6	1.3 39 **Y** 88.9	1.4 40 **Zr** 91.2	1.6 41 **Nb** 92.9	1.8 42 **Mo** 95.9	1.9 43 **Tc** [98]	2.2 44 **Ru** 101.1	2.2 45 **Rh** 102.9	2.2 46 **Pd** 106.4	1.9 47 **Ag** 107.9	1.7 48 **Cd** 112.4	1.7 49 **In** 114.8	1.8 50 **Sn** 118.7	1.9 51 **Sb** 121.8	2.1 52 **Te** 127.6	2.5 53 **I** 126.9	54 **Xe** 131.3
6.	0.7 55 **Cs** 132.9	0.9 56 **Ba** 137.3	1.1 57 **La** 138.9	1.3 72 **Hf** 178.5	1.5 73 **Ta** 180.9	1.7 74 **W** 183.8	1.9 75 **Re** 186.2	2.2 76 **Os** 190.2	2.2 77 **Ir** 192.2	2.2 78 **Pt** 195.1	2.4 79 **Au** 197.0	1.9 80 **Hg** 200.6	1.8 81 **Tl** 204.4	1.8 82 **Pb** 207.2	1.9 83 **Bi** 209.0	2.0 84 **Po** [209]	2.2 85 **At** [210]	86 **Rn** [222]
7.	0.7 87 **Fr** [223]	0.9 88 **Ra** [226]	1.1 89 **Ac** [227]	1.3 104 **Rf** [261]	1.5 105 **Db** [262]	1.6 106 **Sg** [266]	1.5 107 **Bh** [264]	1.8 108 **Hs** [269]	1.8 109 **Mt** [268]	1.8 110 **Ds** [271]	1.9 111 **Rg** [272]	1.6 112 **Cn** [285]	1.8 113 **Nh** [284]	1.8 114 **Fl** [289]	1.9 115 **Mc** [289]	2.0 116 **Lv** [293]	2.2 117 **Ts** [294]	118 **Og** [294]

EN*
atomic number
Chem. symbol
relative atomic mass

1.1 58 **Ce** 140.1	1.1 59 **Pr** 140.9	1.1 60 **Nd** 144.2	1.1 61 **Pm** [145]	1.2 62 **Sm** 150.4	1.2 63 **Eu** 152.0	1.2 64 **Gd** 157.3	1.2 65 **Tb** 158.9	1.2 66 **Dy** 162.5	1.2 67 **Ho** 164.9	1.2 68 **Er** 167.3	1.2 69 **Tm** 168.9	1.1 70 **Yb** 173.0	1.2 71 **Lu** 175.0
1.3 90 **Th** 232.0	1.5 91 **Pa** 231.0	1.4 92 **U** 238.0	1.3 93 **Np** [237]	1.3 94 **Pu** [244]	1.3 95 **Am** [243]	1.3 96 **Cm** [247]	1.3 97 **Bk** [247]	1.3 98 **Cf** [251]	1.3 99 **Es** [252]	1.3 100 **Fm** [257]	1.3 101 **Md** [258]	1.3 102 **No** [259]	1.3 103 **Lr** [262]

* EN: electronegativity

ص.ب : 700 الريـاض 11421
المملكـة العربيـة السعوديـة هاتـف : 920014025
@mawhiba | mawhiba.sa

المصادر والمراجع العلمية

- وزارة التعليم . سلسلة مقررات الكيمياء في المرحلة الثانوية (نظام المسارات) ، المملكة العربية السعودية ، 2025 .

- Burdge , Julia and Jason Overby . Chemistry - atoms first , Third Edition . USA : McGraw-Hill , 2018 .
- Chang, Raymond. Chemistry, Tenth Edition. USA: McGraw-Hill, 2010.
- Ebbing , Darrell D and Steven D. Gammon . General Chemistry , Eleventh Edition . USA : Cengage Learning , 2015 .
- Rosenberg , Jerome L and Others . Schaum's Outline Theory and Problems of College Chemistry , Ninth Edition . USA : McGraw-Hill , 2007 .
- Silberberg , Martin S . Principles of General Chemistry , Third Edition . USA : McGraw-Hill , 2013 .
- Villanyi , Attila . How to Get an A in Chemistry ? , Budapest : Muszaki KonyvKiado , 2021 .
- Zumdahl , Steven S and Susan A. Zumdahl . Chemistry , Ninth Edition . USA : Brooks Cole , 2014 .