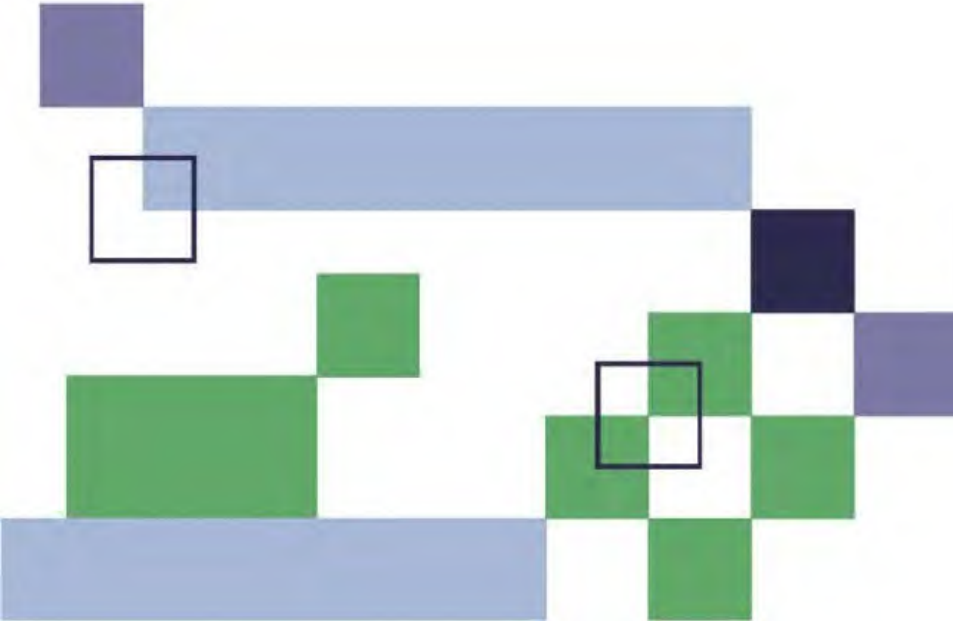




Chemistry

"حقيبة الكيمياء - المرحلة الأولى"



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 الرئيسية Historical Atomic Models - التركيب الذري Atomic Structure - التوزيع الإلكتروني Electron Configuration - أعداد الكم Quantum Numbers	3 - 30
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	31 - 61
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 - الرابط الفلزية Metallic Bond	62 - 76
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	77 - 101

Composition of the atom

تركيب الذرة

إذا قطعت قطعة من الجرافيت من طرف قلم رصاص إلى قطع أصغر فأصغر، إلى أي مدى يمكنك الوصول؟ هل يمكنك تقسيمها إلى الأبد؟ هل ستصادف في النهاية بعض الجسيمات الأساسية التي لم تعد قابلة للتجزئة، ليس أصغر حجمها المطلق، ولكن بسبب طبيعة المادة؟ لقد طرح هذا السؤال الجوهري حول طبيعة المادة من قبل المفكرين لأكثر من ألفي عام. وقد اختلفت إجاباتهم بمرور الوقت. على مقياس الأشياء اليومية، تبدو المادة متصلة، أو قابلة للتجزئة بلا حدود. وحتى حوالي 200 عام مضت، اعتقد العديد من العلماء أن المادة متصلة بالفعل - ولكن ثبت خطأ هذا التصور. إذا قسّمت الجرافيت من طرف قلم الرصاص إلى قطع أصغر فأصغر (أصغر بكثير مما يمكن للعين رؤيته)، فسينتهي بك الأمر في النهاية إلى ذرات كربون منفردة. تأتي كلمة ذرة من الكلمة اليونانية atomos، والتي تعني "غير قابل للتجزئة". لا يمكنك تقسيم ذرة كربون إلى قطع أصغر ويظل لديك الكربون. تتكون كل المادة العادية من الذرات، إذا كنت تريد أن تفهم المادة، يجب أن تبدأ بفهم الذرات.

If you cut a piece of graphite from the tip of a pencil into smaller and smaller pieces, how far could you go? Could you divide it forever? Would you eventually run into some basic particles that were no longer divisible, not because of their sheer smallness, but because of the nature of matter? This fundamental question about the nature of matter has been asked by thinkers for over two millennia. Their answers have varied over time. On the scale of everyday objects, matter appears continuous, or infinitely divisible. And until about 200 years ago, many scientists thought that matter was indeed continuous—but they were proven wrong. If you were to divide the graphite from your pencil tip into smaller and smaller pieces (far smaller than the eye could see), you would eventually end up with individual carbon atoms. The word atom comes from the Greek atomos, meaning “indivisible”.

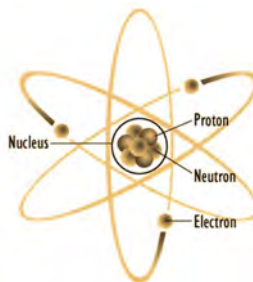
You cannot divide a carbon atom into smaller pieces and still have carbon. Atoms compose all ordinary matter. If you want to understand matter, you must begin by understanding atoms.

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.

The atomic theory (the idea that all matter is composed of atoms) grew out of observations and laws. The three most important laws that led to the development and acceptance of the atomic theory are the law of conservation of mass, the law of definite proportions, and the law of multiple proportions.



The Law of Conservation of Mass

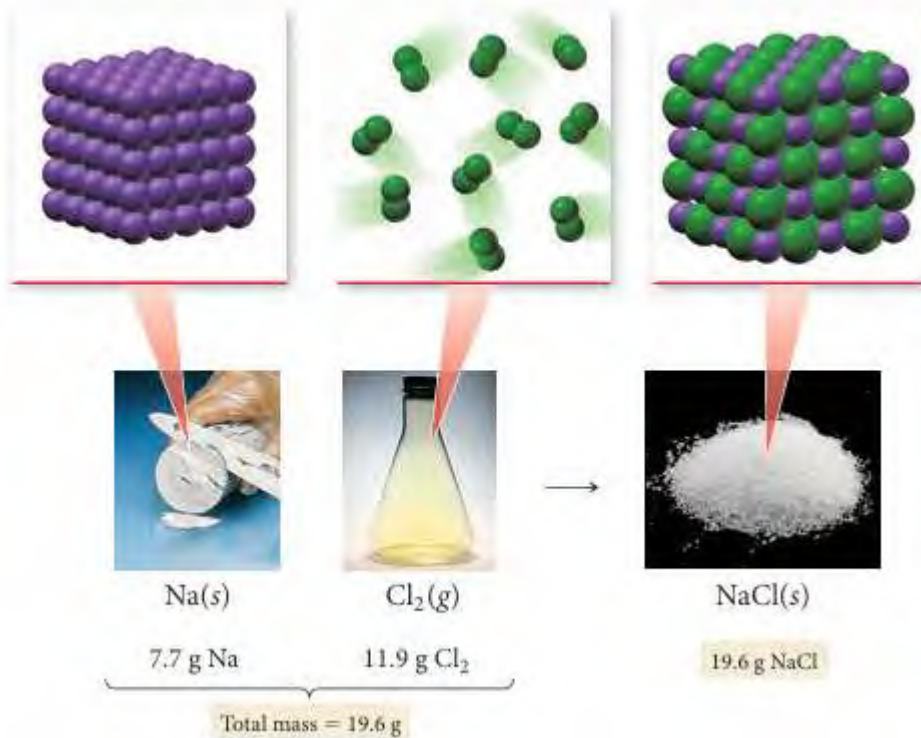
قانون حفظ الكتلة

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

In 1789, Antoine Lavoisier formulated the law of conservation of mass, which states: In a chemical reaction, matter is neither created nor destroyed.

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 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).

In other words, when a chemical reaction occurs, the total mass of the substances involved in the reaction does not change. For example, consider the reaction between sodium and chlorine to form sodium chloride. The combined mass of the sodium and chlorine that reacts (the reactants) exactly equals the mass of the sodium chloride that forms (the product) as shown in Figure 1-1. This law is consistent with the idea that matter is composed of small, indestructible particles. The particles rearrange during a chemical reaction, but the amount of matter is conserved because the particles themselves are indestructible (at least by chemical means).



كتلة المتفاعلات (Mass of reactants) = كتلة النواتج (Mass of product)

الشكل 1-1: تفاعل الصوديوم مع الكلور

Figure 1-1: The reaction of sodium with chlorine

The Law of Definite Proportions

قانون النسب الثابتة

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

In 1797, the French chemist Joseph Proust made observations on the composition of compounds. He found that the elements composing a given compound always occur in fixed (or definite) proportions in all samples of the compound. In contrast, the components of a mixture can be present in any proportions whatsoever. Proust summarized his observations in the law of definite proportions: samples of a given compound, regardless of their source or how they were prepared, have the same proportions of as their constituent elements.

على سبيل المثال، ينتج عن تحليل 18.0 g من الماء 16.0 g من الأكسجين و 2.0 g من الهيدروجين، أو نسبة كتلة الأكسجين إلى الهيدروجين:

For example, the decomposition of 18.0 g of water results in 16.0 g of oxygen and 2.0 g of hydrogen, or an oxygen-to-hydrogen mass ratio of:

$$\text{Mass ratio} = \frac{16.0 \text{ g O}}{2.0 \text{ g H}} = 8.0 \text{ or } 8:1$$

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.

This ratio holds for any sample of pure water, regardless of its origin. The law of definite proportions applies to every compound. Consider ammonia, a compound composed of nitrogen and hydrogen. Ammonia contains 14.0 g of nitrogen for every 3.0 g of hydrogen, resulting in a nitrogen to hydrogen mass ratio of 4.7.

$$\text{Mass ratio} = \frac{14.0 \text{ g N}}{3.0 \text{ g H}} = 4.7 \text{ or } 4.7:1$$

مرة أخرى، هذه النسبة ثابتة في جميع عينات الأمونيا. ويشير قانون النسب الثابتة أيضاً 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 أيضاً.

Again, this ratio is the same for every sample of ammonia. The law of definite proportions also hints at the idea that matter is composed of atoms. Compounds have definite proportions of their constituent elements because the atoms that compose them, each with its own specific mass, occur in a definite ratio. Since the ratio of atoms is the same for all samples of a particular compound, the ratio of masses is also the same.

مثال 1-1:

تم تحليل عينتين من ثاني أكسيد الكربون إلى العناصر المكونة لها. أنتجت إحداها 25.6 g من الأكسجين و 9.60 g من الكربون، بينما أنتجت الأخرى 21.6 g من الأكسجين و 8.10 g من الكربون. بين أن هذه النتائج تتوافق مع قانون النسب الثابتة.

Example 1-1

Two samples of carbon dioxide are decomposed into their constituent elements. One sample produces 25.6 g of oxygen and 9.60 g of carbon, and the other produces 21.6 g of oxygen and 8.10 g of carbon. Show that these results are consistent with the law of definite proportions.

.....

.....

.....

.....

.....

The Law of Multiple Proportions

قانون النسب المتضاعفة

في عام 1804، نشر جون دالتون قانونه للنسب المتضاعفة:

In 1804, John Dalton published his law of multiple proportions:

عندما يكون عنصران (لنسمّهما A و B) مركبين مختلفين، يُمكن التعبير عن كتل العنصر B التي تتحد مع 1g من العنصر A كنسبة أعداد صحيحة صغيرة.

When two elements (call them A and B) form different compounds, the masses of element B that combine with 1 g of element A can be expressed as a ratio of small whole numbers.

عندما يتحد عنصران A و B 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 دائماً 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 2.67:1؛ وبالتالي، يتفاعل 2.67g من الأكسجين مع 1 g من الكربون. أما في أول أكسيد الكربون، فإن نسبة كتلة الأكسجين إلى الكربون هي 1.33:1، أو 1.33 g من الأكسجين لكل 1 g من الكربون.

when two elements A and B combine to form more than one compound, an atom of A combines with either one, two, three, or more atoms of B (AB_1 , AB_2 , AB_3 , etc.). Therefore, the masses of B that react with a fixed mass of A are always related to one another as small whole-number ratios. Let's take the two compounds carbon monoxide and carbon dioxide, which are made of the same two elements: carbon and oxygen. We saw in the previous example that the mass ratio of oxygen to carbon in carbon dioxide is 2.67:1; therefore, 2.67 g of oxygen reacts with 1 g of carbon. In carbon monoxide, however, the mass ratio of oxygen to carbon is 1.33:1, or 1.33 g of oxygen to every 1 g of carbon.

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

The ratio of these two masses is itself a small whole number.

$$\frac{\text{Mass oxygen to 1 g carbon in carbon dioxide}}{\text{Mass oxygen to 1 g carbon in carbon monoxide}} = \frac{2.67}{1.33} = 2$$

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 بروسنت أي نوع من الأجهزة الحديثة القادرة على كشف الذرات الفردية - فقد دعم دالتون أفكاره الذرية بشكل أساسي باستخدام كتل العينات.

With the help of the molecular models in the figure below, we can see why the ratio is 2:1.

Carbon dioxide contains two oxygen atoms to every carbon atom, while carbon monoxide contains only one. Of course, neither John Dalton nor Joseph Proust had access to any kind of modern instrumentation that could detect individual atoms. Dalton supported his atomic ideas primarily by using the masses of samples.

ثاني أكسيد الكربون
Carbon dioxide



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

Mass oxygen that combines with 1 g carbon = 2.67 g

أول أكسيد الكربون
Carbon monoxide



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

Mass oxygen that combines with 1 g carbon = 1.33 g

مثال 1-2:

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. يبيّن أن هذه النتائج تتوافق مع قانون النسب المتضاعفة.

Example 1-2

Nitrogen forms several compounds with oxygen, including nitrogen dioxide and dinitrogen monoxide. Nitrogen dioxide contains 2.28 g oxygen to every 1.00 g nitrogen, while dinitrogen monoxide contains 0.570 g oxygen to every 1.00 g nitrogen. Show that these results are consistent with the law of multiple proportions.

.....

.....

.....

.....

.....

.....

مثال 1-3:

مرّر 73 g من غاز كلوريد الهيدروجين HCl في محلول يحتوي على 158g من ثيوكبريتات الصوديوم فتكون 117 g من ملح الطعام و 64 g من غاز ثاني أكسيد الكبريت SO₂ و 32 g من الكبريت و 18 g من الماء. هل النتائج تؤيد قانون حفظ الكتلة؟

Example 1-3

73 g of HCl gas is passed through a solution containing 158 g of sodium thiosulfate, resulting in 117 g of table salt, 64 g of SO₂ gas, 32 g of sulfur, and 18g of water. Do the results support the law of conservation of mass?

.....

.....

.....

.....

مثال 1-4:

تم تحليل عينتين من غاز SO₂ 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؟

Example 1-4

Two samples of SO₂ gas were analyzed. The first sample contained 3.6 g of oxygen and 1.8 g of sulfur, while the second sample contained 4.8 g of oxygen and 4.2 g of sulfur. Do these results agree with the law of definite proportions?

.....

.....

.....

.....

مثال 1-5:

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؟ فسر إجابتك.

Example 1-5

Two unknown compounds were analyzed. The first compound contains 15 g of hydrogen and 120 g of oxygen, and the second compound contains 2 g of hydrogen and 32 g of oxygen. Are the two compounds the same? Explain your answer.

.....

.....

.....

.....

.....

مثال 1-6:

اخترلت 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 28g فكانت كتلة الكبريت المتبقي منها 4 g، وضح أن هذه النتيجة تتفق مع قانون النسب المتضاعفة.

Example 1-6

A 20g sample of SO_2 was reduced to a mass of 4 g of sulfur remaining. A 28 g sample of SO_3 was reduced to a mass of 4 g of sulfur remaining. Explain that this result is consistent with the law of multiple proportions.

.....

.....

.....

.....

.....

.....

Dalton's Atomic Theory

نظرية دالتون الذرية

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

In 1808, John Dalton explained the laws we just discussed with in his atomic theory:

- تتكون المادة من أجزاء صغيرة جداً تُسمى الذرات.
- Matter is made up of very small particles called atoms.
- الذرات لا تتجزأ ولا تفنى.
- Atoms are indivisible and indestructible.
- تتشابه الذرات المكونة للعنصر في الحجم والكتلة والخواص الكيميائية.
- The atoms that make up an element are similar in size, mass, and chemical properties.
- تختلف ذرات عنصر عن ذرات العناصر الأخرى.
- Atoms of one element differ from atoms of other elements.
- الذرات المختلفة تتحد بنسبة عددية بسيطة لتكوين مركبات.
- Different atoms combine in a simple numerical ratio to form compounds.
- في التفاعلات الكيميائية: تنفصل الذرات أو تتحد أو يعاد ترتيبها.
- In chemical reactions: atoms separate, combine, or rearrange.

The Evolution of the Atom

تطور مفهوم الذرة

تمثل 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.

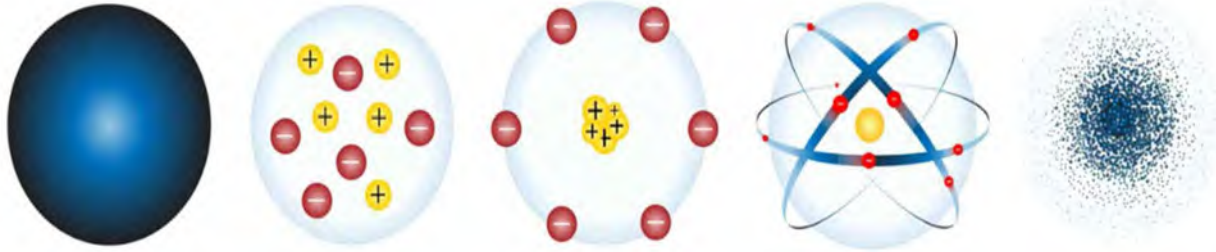
The atom represents the basic building block of matter, and understanding its composition is key to understanding the chemical and physical properties of elements and their interactions. The concept of the atom has evolved from the idea of an "indivisible particle" (Dalton) to the modern model based on quantum mechanics.

Historical Atomic Models

بعض نماذج الذرة الرئيسية

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

The following diagram in Figure 1-2 shows the historical sequence of the development of our understanding of the structure of the atom:



JOHN DALTON, 1803 THOMSON, 1904 RUTHERFORD, 1908 BOHR, 1913 SCHRÖDINGER, 1926

الشكل 1-2 : التسلسل التاريخي لتطور تركيب الذرة

Figure 1-2: The historical sequence of the development of the structure of the atom.

الاكتشاف Discovery	المفهوم الأساسي Basic Concept	النموذج The model
كانت أول نظرية ذرية علمية The first scientific atomic theory	الذرة كرة صلبة، غير قابلة للتجزئة. An atom is a solid, indivisible sphere.	نموذج دالتون Dalton's model
اكتشاف الإلكترون. Discovery of the electron	فطيرة الخوخ: كرة موجبة تتخللها إلكترونات سالبة. Peach pie: a positive sphere interspersed with negative electrons.	نموذج طومسون Thomson's model
اكتشاف البروتون. Discovery of the proton.	الذرة معظمها فراغ، والكتلة والشحنة الموجبة متركزة في النواة. An atom is mostly empty space, and the mass and positive charge are concentrated in the nucleus.	نموذج رذرفورد Rutherford's model
طيف الانبعاث الذري للهيدروجين. Atomic emission spectrum of hydrogen	تدور الإلكترونات في مدارات ثابتة ذات مستويات طاقة كمأة محددة. Electrons revolve in fixed orbits with specific quantized energy levels.	نموذج بور Bohr's model
مبادئ ميكانيكا الكم. Principles of quantum mechanics	يصف المدارات كمناطق احتمالية (سحابة إلكترونية) لوجود الإلكترون. Orbitals are described as probability regions (electron clouds) for the presence of an electron.	النموذج الميكانيكي الكمي Quantum mechanical model

التركيب الذري والجسيمات دون الذرية Atomic Structure and Subatomic Particles

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

An atom consists of two main regions: the nucleus and the electron cloud.

النواة (The Nucleus):

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

It is the center of the atom. It has a high density and a positive charge, and contains most of the atom's mass.

الجسيمات دون الذرية (Subatomic Particles):

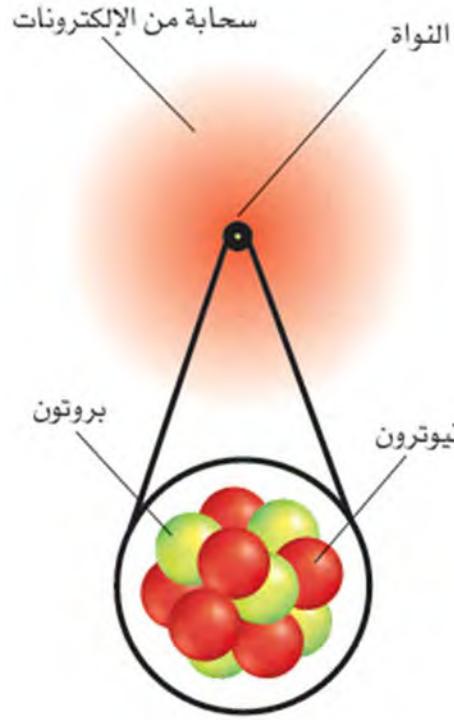
تتكون الذرة من ثلاث جسيمات أساسية هي: البروتونات، والنيوترونات، والإلكترونات.

An atom consists of three fundamental particles: protons, neutrons, and electrons.

الكتلة النسبية (بالتقريب) Relative Mass (approximately)	الشحنة النسبية Relative Charge	الموقع Location	الرمز Symbol	الجسيم Particle
1 amu	+1	النواة	p ⁺	البروتون
1 amu	0	النواة	n ⁰	النيوترون
$\frac{1}{1840}$ amu	-1	السحابة الإلكترونية	e ⁻	الإلكترون

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 بالإلكترونات (أو أكثر) سالبة 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 كهربائياً فإن عدد البروتونات في النواة يساوي عدد الإلكترونات المحيطة بها. ويبين الشكل 1-3 مكونات الذرة.

Completing the Atom Model: All atoms are made up of three basic subatomic particles: the electron, the proton, and the neutron. An atom is spherical in shape, containing a small, dense nucleus composed of positive charges surrounded by one or more negatively charged electrons. Most of the atom's volume is empty space containing fast-moving electrons, which move around the nucleus. The electrons are bound to the atom by attraction to the positive charges in the nucleus. The nucleus is composed of neutral neutrons (except for the nucleus of a hydrogen atom, which contains only one proton and no neutrons) and positively charged protons. The nucleus constitutes more than 99.97% of the atom's mass and occupies about 0.0001% of the atom's volume. Because the atom is electrically neutral, the number of protons in the nucleus equals the number of electrons surrounding it. Figure 1-3 shows the components of an atom.



الشكل 1-3: تتكون الذرة من نواة تحتوي على بروتونات ونيوترونات محاطة بسحابة من الإلكترونات
Figure 1-3: An atom consists of a nucleus containing protons and neutrons surrounded by a cloud of electrons.

ولا تزال 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. ويفسر السلوك الكيميائي من خلال إلكترونات الذرة كما ستدرس لاحقاً.

The components of an atom continue to be of interest to many modern scientists. In fact, scientists have determined that protons and neutrons have their own composition, consisting of particles called quarks. Chemical behavior is explained by the electrons of an atom, as you will study later.

Atomic number and mass number

العدد الذري والعدد الكتلي

Mass number العدد الكتلي $\longrightarrow a$ X $\longleftarrow$ رمز العنصر
Atomic number العدد الذري $\longrightarrow b$ Element symbol

العدد الذري = عدد البروتونات في الذرة = عدد الإلكترونات

Atomic number = number of protons in an atom = number of electrons

العدد الكتلي = عدد البروتونات + عدد النيوترونات

Mass number = number of protons + number of neutrons

عدد النيوترونات = العدد الكتلي - عدد البروتونات

Number of neutrons = mass number - number of protons

عدد البروتونات = العدد الكتلي - عدد النيوترونات

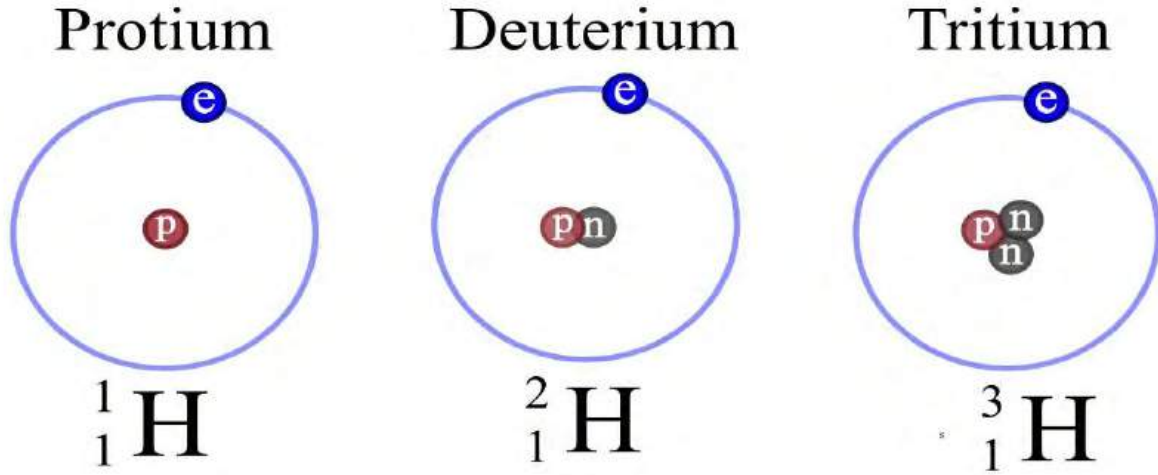
Number of protons = mass number - number of neutron

Isotopes

النظائر

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، والتريتيوم) موجودة، ولكل منها كتلة مختلفة قليلًا. الذرات التي لها نفس عدد البروتونات ولكن بأعداد مختلفة من النيوترونات تُعرف بالنظائر.

All atoms of a given element have the same number of protons; however, they do not necessarily have the same number of neutrons. Since the mass of neutron is approximately equal to the mass of proton (one atomic unit), this means that not all atoms of a given element have the same mass. For example, all hydrogen atoms have one proton, but they may have 0, 1, or 2 neutrons. All three types of hydrogen (protium, deuterium, and tritium) atoms exist, each with a slightly different mass. Atoms with the same number of protons but different numbers of neutrons are known as isotopes.



شكل 1-4: نظائر الهيدروجين

Figure 1-4: Hydrogen isotopes

بعض العناصر، مثل البريليوم (Be) والألمنيوم (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.

Some elements, such as beryllium (Be) and aluminum (Al), have only one naturally occurring isotope, while other elements, such as neon (Ne) and chlorine (Cl), have two or more.

The relative amount of each different isotope in a naturally occurring sample of a given element is roughly constant. For example, in any natural sample of neon atoms, 90.48 % of them are the isotope with 10 neutrons, 0.27% are the isotope with 11 neutrons, and 9.25% are the isotope with 12 neutrons. These percentages are the natural abundance of the isotopes. Each element has its own characteristic natural abundance of isotopes.

مثال 1-7:

أكمل الجدولين التاليين: (استعن بالجدول الدوري)

Example 1-7

Complete the following two tables: (Use the periodic table)

رمز النظير Isotope symbol	اسم النظير Isotope name	عدد النيوترونات Number of neutrons	عدد الإلكترونات Number of electrons	عدد البروتونات Number of protons	العدد الكتلي Mass number	العدد الذري Atomic number	رمز العنصر Element symbol	اسم العنصر Element name
$^{70}_{30}\text{Zn}$								
					46	20	Ca	الكالسيوم Calcium
					57	26		الحديد Iron
					204	80		الزئبق Mercury

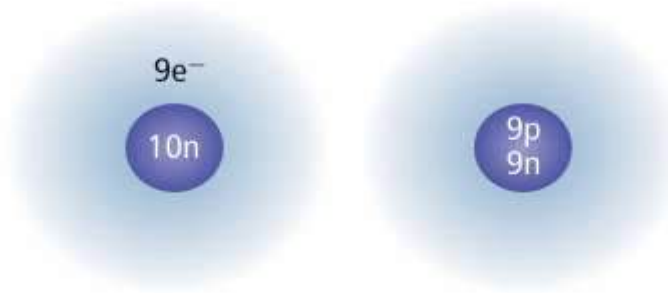
				Zn – 64	النظير Isotope
11	9				العدد الذري Atomic Number
23		32			العدد الكتلي Mass Number
		16			عدد البروتونات Number of Protons
	10		24		عدد النيوترونات Number of Neutrons
			20		عدد الإلكترونات Number of Electrons

مثال 1-8:

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

Example 1-8

Do the atoms shown in the figure below represent the same element? Why?



Mass of Atoms

كتل الذرات

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

The mass of a proton and a neutron is approximately $1.67 \times 10^{-27} \text{ kg}$, and the mass of an electron is much smaller, about $\frac{1}{1840}$ the mass of a proton or neutron.

Atomic Mass Unit

وحدة الكتلة الذرية

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 الكتلة الذرية (amu) هي $\frac{1}{12}$ من كتلة ذرة الكربون-12. لذا فإن وحدة الكتلة الذرية تساوي تقريباً كتلة بروتون واحد أو نيوترون واحد.

Because these masses are so small and difficult to manipulate, scientists developed a new method for measuring the mass of an atom relative to the mass of a standard atom. This standard atom is carbon, which has an atomic mass of 12. Therefore, the atomic mass unit (amu) is $\frac{1}{12}$ the mass of a carbon-12 atom. Therefore, an atomic mass unit is approximately equal to the mass of one proton or one neutron.

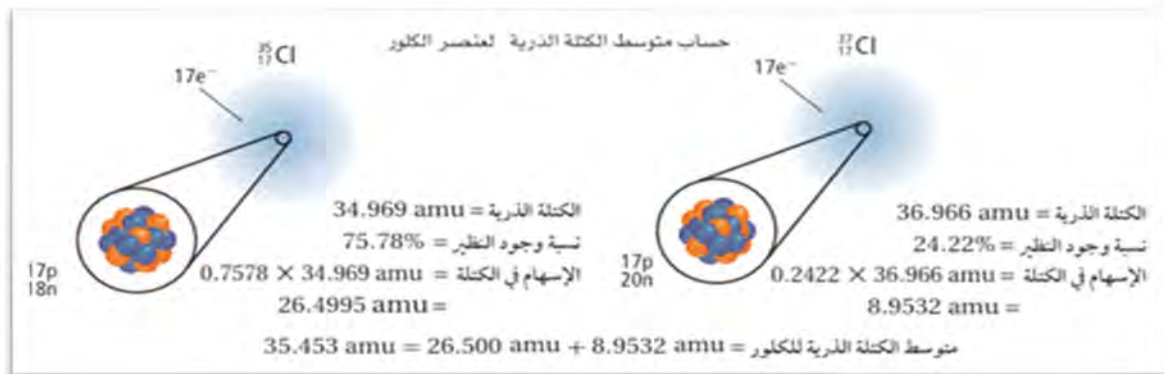
Atomic Mass

الكتلة الذرية

لأن كتلة الذرة تعتمد أساساً على عدد البروتونات وعدد النيوترونات فيها، ولأن كتلة كل من البروتون والنيوترون قريبة من 1 amu ، فقد نتوقع أن الكتلة الذرية للعنصر هي دائماً عدد صحيح ! لكن هذا ليس صحيحاً ؛ إذ أن الكتلة الذرية للعنصر هي متوسط كتل نظائر العنصر. ولأن للنظائر كتلا مختلفة فإن متوسط الكتلة الذرية ليس بالضرورة أن يكون عدداً صحيحاً. ويبين الشكل 1-4 حساب الكتلة الذرية للكلور. يوجد الكلور في الطبيعة مزيجاً من 75.78% كلور-35 ، و 24.22% كلور-37 . والكتلة الذرية للكلور تساوي 35.453 amu

Because the mass of an atom depends primarily on the number of protons and the number of neutrons in it, and because the mass of both a proton and a neutron is close to 1 amu, you might expect that the atomic mass of an element would always be a whole number! But this is not true; the atomic mass of an element is the average of the masses of its isotopes. Because isotopes have different masses, the average atomic mass is will not be always a whole number. The figure 1-4 shows the calculation of the atomic mass of chlorine.

Chlorine occurs in nature as a mixture of 75.78% chlorine-35 and 24.22 % chlorine-37. The atomic mass of chlorine is 35.453 amu.



الشكل 1-5: حساب متوسط الكتلة الذرية لعنصر الكلور

Figure 1-5: Calculating the average atomic mass of the element chlorine

Electron Configuration

التوزيع الإلكتروني

Ground -State Electron Configuration

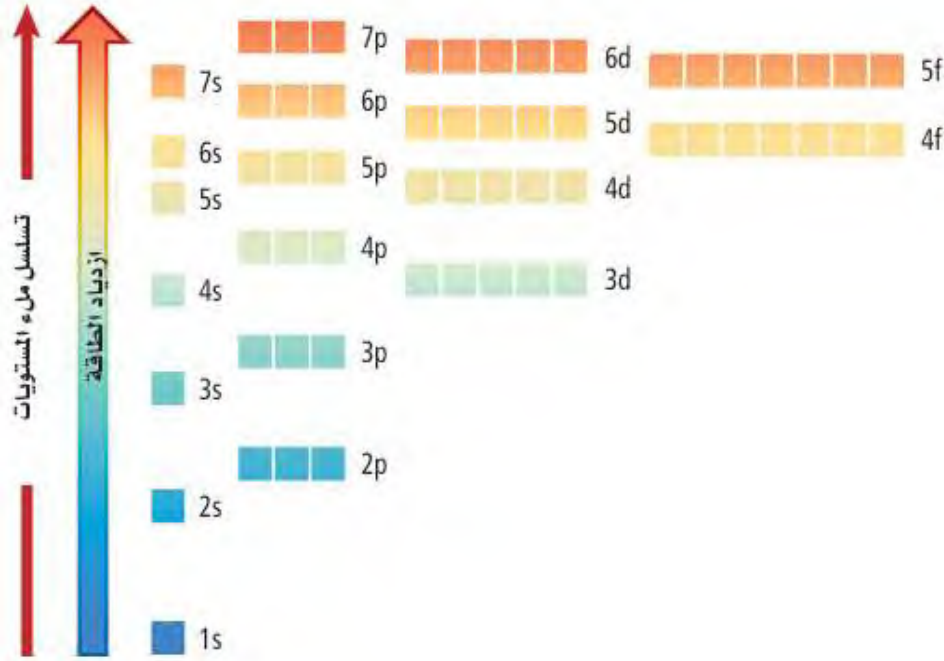
التوزيع الإلكتروني في الحالة المستقرة

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

The arrangement of electrons in an atom is called electron configuration. Because lower-energy systems are more stable than higher-energy systems, electrons tend to adopt an arrangement that gives the atom the lowest possible energy. The arrangement of electrons in the lowest, most stable energy position is called the electron configuration in the element's ground state. Principles or rules—including the Aufbau principle, the Pauli principle, and Hund's rule—govern how electrons are arranged in atomic levels.

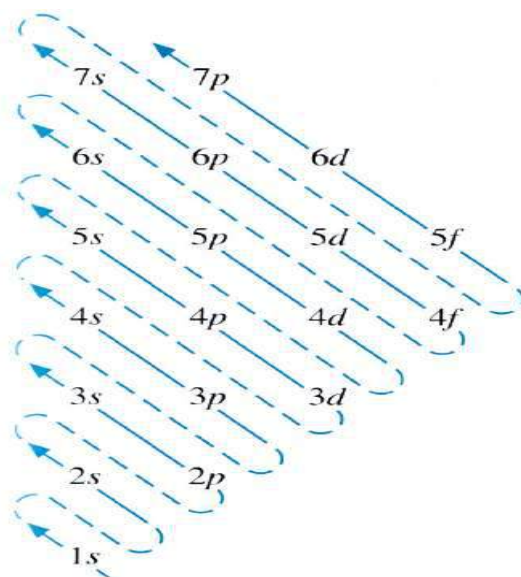
مبدأ أوفباو ينص مبدأ أوفباو (البناء التصاعدي) على أن كل إلكترون يشغل المستوى الأقل طاقة. لذا فإن تحديد التوزيع الإلكتروني في الحالة المستقرة يتطلب معرفة ترتيب المستويات الفرعية وفق تزايد طاقتها. ويعرف هذا التسلسل برسم أوفباو، وهو موضح في الشكل 1-6، حيث يمثل كل صندوق في الشكل مستوى فرعي.

The Aufbau principle (building upward) states that every electron occupies the lowest energy level. Therefore, determining the ground state electron configuration requires knowing the arrangement of sublevels according to their increasing energy. This sequence is known as the Aufbau diagram, and is illustrated in the figure 1-6, where each box in the figure represents a sublevel.



الشكل 1-6: رسم أوفباو

Figure 1-6: Aufbau drawing



الشكل 7-1: ترتيب ملء المستويات بالإلكترونات

Figure 1-7: Order of filling levels with electrons

الجدول التالي يوضح خواص رسم أوفباو:

The following table shows the properties of the Aufbau diagram:

مثال Example	الخاصية Feature
المستويات الفرعية الثلاثة في المستوى الثاني 2p جميعها متساوية الطاقة. All three 2p orbitals are of equal energy.	طاقة المستويات الفرعية في المستوى الثاني جميعها متساوية. All orbitals related to an energy sublevel are of equal energy.
طاقة المستويات الفرعية الثلاثة في المستوى الثاني 2p أعلى من طاقة المستوى الفرعي 2s. The three 2p orbitals are of higher energy than the 2s orbital.	في الذرة متعددة الإلكترونات تكون طاقة المستويات الثانوية المختلفة ضمن مستوى الطاقة الرئيس الواحد مختلفة. In a multi-electron atom, the energy sublevels within a principal energy level have different energies.
إذا كان $n = 4$ فسيكون التسلسل لمستويات الطاقة الثانوية 4s ، 4p ، 4d ، 4f. If $n = 4$, then the sequence of energy sublevels is 4s, 4p, 4d, and 4f.	تسلسل زيادة طاقة المستويات الثانوية ضمن مستوى الطاقة الرئيس الواحد هو s ، p ، d ، f. In order of increasing energy, the sequence of energy sublevels within a principal energy level is s, p, d, and f.
تكون طاقة المستوى الفرعي في المستوى الثاني 4s أقل من طاقة لمستويات الفرعية الخمسة في المستوى الثاني 3d. The orbital related to the atom's 4s sublevel has a lower energy than the five orbitals related to the 3d sublevel.	تستطيع مستويات الطاقة الثانوية لمستوى رئيس أن تتداخل مع مستويات الطاقة الثانوية ضمن مستوى رئيس آخر. Orbitals related to energy sublevels within one principal energy level can overlap orbitals related to energy sublevels within another principal level.

مبدأ باولي: ينص مبدأ باولي على أنه لا يمكن أن يكون للإلكترونين في ذرة ما نفس قيم أعداد الكم الأربعة. **Pauli's Principle:** Pauli's principle states that no two electrons in an atom can have the same four quantum numbers .

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 $\uparrow$

دوران الإلكترون في اتجاه معين، ويمثل السهم المتجه إلى أسفل $\downarrow$ دوران الإلكترون في الاتجاه المعاكس.

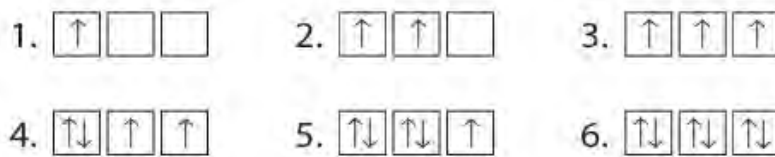
Sublevels can be represented by squares or circles, and electrons within levels can be represented by arrows within the squares. Each electron has an associated spin direction, with an upward arrow $\uparrow$ representing the electron's spin in one direction, and a downward arrow $\downarrow$ representing the electron's spin in the opposite direction.

ويمثل المربع الفارغ $\square$ مستويًا فرعيًا شاغراً، كما يمثل المربع الذي يحتوي على سهم واحد يتجه إلى أعلى $\uparrow$ مستويًا فرعيًا بإلكترون واحد، ويمثل المربع الذي يحتوي على سهمين أحدهما يتجه إلى أعلى والآخر إلى أسفل $\uparrow\downarrow$ مستويًا فرعيًا ممتلئًا.

An empty square $\square$ represents a vacant sublevel, a square with one arrow pointing up $\uparrow$ represents a sublevel with one electron, and a square with two arrows, one pointing up and one down $\uparrow\downarrow$, represents a filled sublevel.

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 بالإلكترونات منفردة، ثم تحدث عملية الازدواج. ويوضح الشكل الآتي تسلسل دخول ستة إلكترونات في مستويات P الفرعية.

Hund's Rule: The fact that negatively charged electrons repel each other has a significant effect on the configuration of electrons into equal-energy sublevels. Hund's rule states that electrons are distributed in equal-energy sublevels so that they maintain the same spin orientation before additional electrons with the opposite spin orientation occupy the same levels. For example, the three 2p orbitals are filled with single electrons, and then pairing occurs. The following figure illustrates the sequence of six electrons entering the p sublevels.



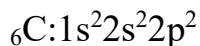
طرق تمثيل التوزيع الإلكتروني

Methods for representing the electron configuration

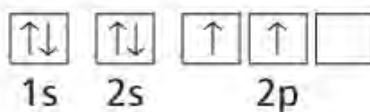
تستطيع أن تمثل التوزيع الإلكتروني للذرة بإحدى الطرائق التالية: الترميز الإلكتروني، أو رسم مربعات المستويات، أو ترميز الغاز النبيل.

You can represent the electron configuration of an atom in one of the following ways: electron notation, Orbital diagram, or noble gas notation.

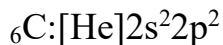
1- الترميز الإلكتروني electron notation:



2- رسم مربعات المستويات Orbital diagram:



3- ترميز الغاز النبيل noble gas notation:



مثال 1-9:

Example 1-9

اكتب التوزيع الإلكتروني للمغنيسيوم ${}_{12}\text{Mg}$ بثلاث طرق ؟

Write the electronic Configuration of magnesium ${}_{12}\text{Mg}$ in three ways?

.....

.....

.....

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 الإلكتروني لبعض الذرات وأيوناتها.

When an atom loses electrons, it forms a positive ion, and when it gains electrons, it forms a negative ion. The following table shows the electron configuration of some atoms and their ions

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]

isoelectronic

التماثل الإلكتروني

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

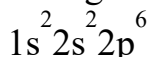
When different atoms or ions possess the same total number of electrons and the same electron configuration in the ground state, we say they are isoelectronic.
أمثلة على التماثل الإلكتروني:

Examples of electronic isomorphism:

- أيون الأكسيد O^{2-} يحتوي على 10 إلكترونات.
- The oxide ion O^{2-} has 10 electrons.
- أيون الفلوريد F^{-} يحتوي على 10 إلكترونات.
- The fluoride ion F^{-} has 10 electrons.
- ذرة النيون Ne تحتوي على 10 إلكترونات.
- The neon atom Ne has 10 electrons.
- أيون الصوديوم Na^{+} يحتوي على 10 إلكترونات.
- The sodium ion Na^{+} has 10 electrons.

كل هذه الأنواع متماثلة إلكترونياً، ولها نفس التوزيع الإلكتروني:

These species are all isoelectronic, having the same electron configuration.

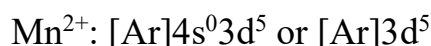
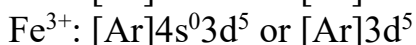
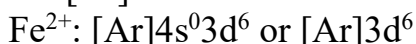
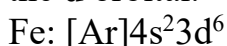


Transition element ions

أيونات العناصر الانتقالية

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

For transition elements, they first lose two electrons from the s orbital, then from the d orbital.



Exceptions to predicted configuration

استثناءات التوزيع الإلكتروني

يمكن استخدام رسم أفباو في كتابة التوزيع الإلكتروني الأكثر استقراراً للعناصر التي تبدأ من الفاناديوم ذي العدد الذري 23 وما بعده. ولكن إذا استمررت 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.

You can use the aufbau diagram to write correct ground-state electron configurations for all elements up to and including vanadium, atomic number 23. However, if you were to proceed in this manner, your configurations for Chrome, $[Ar]4s^2 3d^4$, and copper, $[Ar]4s^2 3d^9$, would be incorrect. The correct configurations for these two elements are $[Ar]4s^1 3d^5$ for Chrome and $[Ar]4s^1 3d^{10}$ for copper. The electron configurations for these two elements, as well as those of several other elements, illustrate the increased stability of half-filled and filled sets of s and d orbitals.

Quantum Numbers

أعداد الكم

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:

When we solve the Schrödinger equation for the hydrogen atom, we find many wave functions (orbitals) that satisfy it. Each of these orbitals is characterized by a series of numbers called quantum numbers, which describe various properties of the orbital:

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 الرئيسية أحيانا بحروف كما يلي:

Principal quantum number (n): Determines the distance of an electron from the nucleus and indicates the energy of the electron and, consequently, the energy of the principal energy level in which it moves. It takes one of the positive integer values: 1, 2, 3, etc. Principal energy levels are sometimes indicated by letters, as follows:

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

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

The maximum number of electrons that can exist in each principal energy level in an atom can be determined from the relationship: $2n^2$.

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 لقيم مدار معين حرف: $l = 0$ يسمى s؛ $l = 1$ يسمى p؛ $l = 2$ يسمى d؛ $l = 3$ يسمى f. نشأ هذا النظام من دراسات طيفية مبكرة، وهو مُلخّص في الجدول التالي:

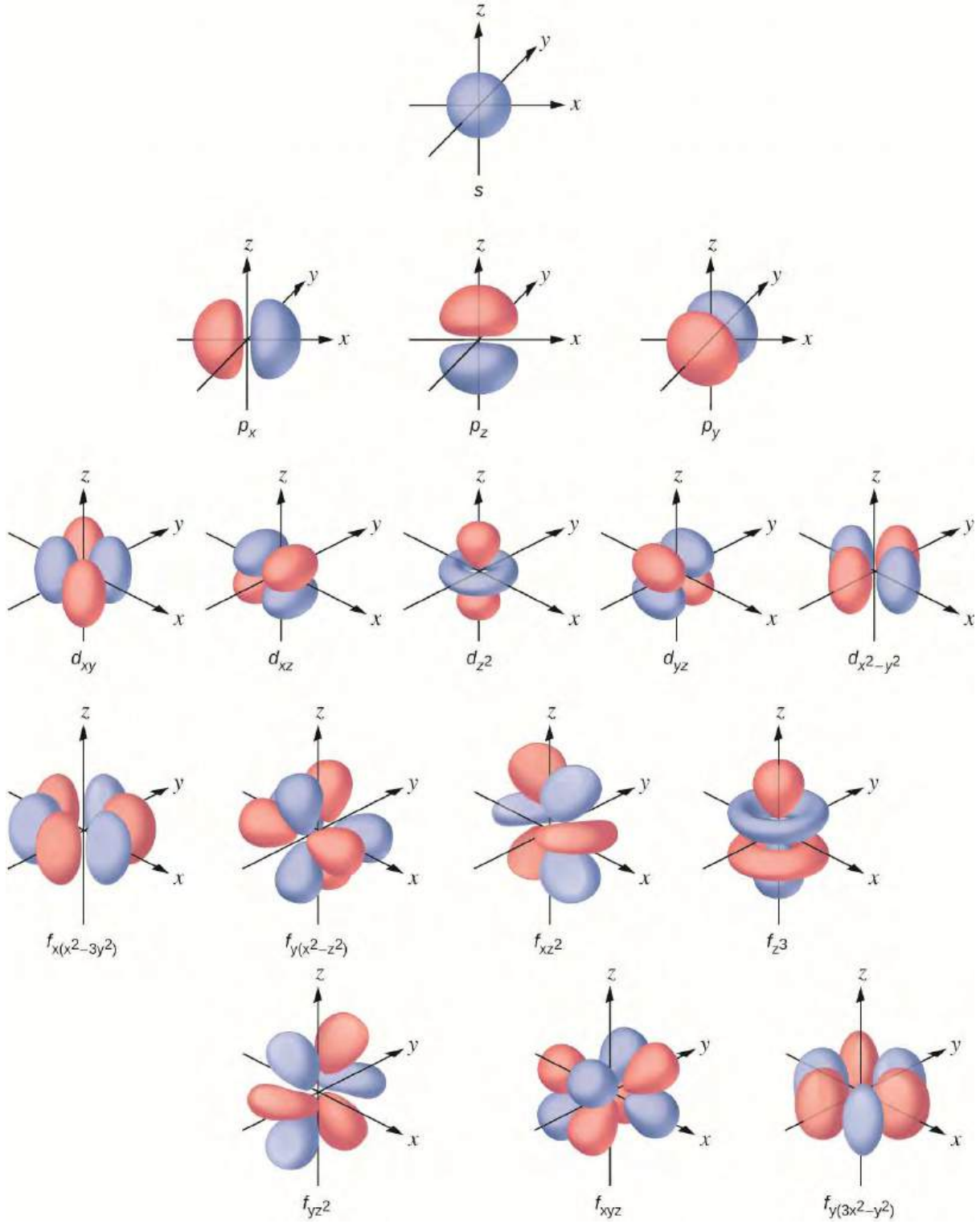
secondary quantum number (l): has integral values from 0 to n-1 for each value of n. This quantum number is related to the shape of atomic orbitals. The value of , for a particular orbital is commonly assigned a letter: $l = 0$ is called s; , $l = 1$ is called p; $l = 2$ is called d; $l = 3$ is called f. This system arises from early spectral studies and is summarized in following Table.

أعداد الكم الثانوية والحروف المقابلة المستخدمة للإشارة إلى المدارات الذرية Secondary quantum numbers and corresponding letters used to denote atomic orbitals				
قيمة l Value of l	0	1	2	3
الحرف المستخدم Letter Used	s	p	d	f
شكل المستوى الفرعي Sublevel shape	كروي Spherical	أجراس صماء Dumbbell-shaped	معقد Complex	أكثر تعقيدا More complex

العدد الكمي المغناطيسي (m_ℓ): يُعبر عن اتجاه المدارات التي يتكون منها كل مستوى فرعي في الفراغ ويأخذ القيم العددية الصحيحة من $(-\ell)$ حتى $(+\ell)$ 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

The magnetic quantum number (m_ℓ): It expresses the direction of the orbitals that make up each sublevel in space and takes integer values from $(-\ell)$ to $(+\ell)$ passing through zero. This means that its values are related to the values of the secondary quantum number. The values of the magnetic quantum number also express the number of fields (electron rooms) present in each sublevel, and it was found that this number is equal to $2\ell + 1$. The following table shows the relationship between ℓ and m_ℓ and the number of fields.

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

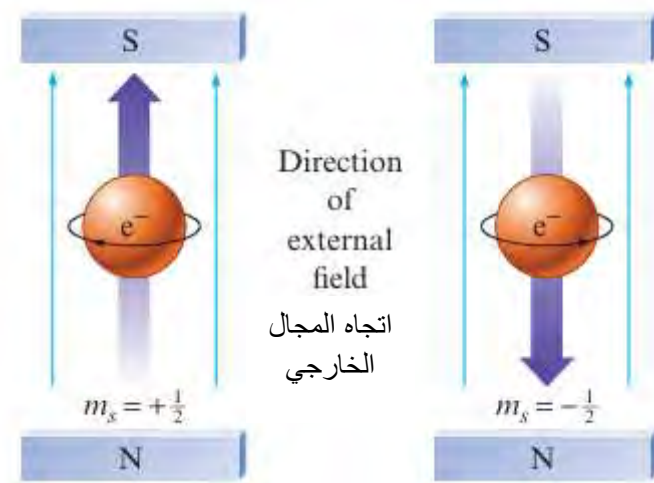


الشكل 1-8: أشكال المدارات s، p، d، و f
Figure 1-8: Shapes of s, p, d, and f orbitals

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 $+\frac{1}{2}$ و $-\frac{1}{2}$. لقد تم الاتفاق على تمثيل الإلكترون الذي له ($m_s = +\frac{1}{2}$) بسهم يتجه إلى أعلى ($\uparrow$) وتمثيل الإلكترون الذي له ($m_s = -\frac{1}{2}$) بسهم متجه إلى أسفل ($\downarrow$) كما في الشكل 1-7:

Spin quantum number (m_s): It describes how an electron moves around itself (its axis), either clockwise or counterclockwise. There are two values for this number: $+\frac{1}{2}$ and $-\frac{1}{2}$.

It is conventional to represent an electron with ($m_s = +\frac{1}{2}$) by an arrow pointing upward ($\uparrow$), and an electron with ($m_s = -\frac{1}{2}$) by an arrow pointing downward ($\downarrow$), as in the following figure:



الشكل 1-9: دوران الإلكترون واتجاه مجاله المغناطيسي

Figure 1-9: Electron Spin and Magnetic Field Direction

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 للإلكتروني المدار فيؤدي إلى استقرار نسبي للذرة.

Since the spin of an electron is limited to only two directions, when two electrons are in the same field, the spin of one is opposite to the other. This creates two magnetic fields with opposite directions, which attract each other magnetically. This reduces the repulsive force between the negative charges of the electrons in the field, leading to relative stability for the atom.

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:

Since no orbital in an atom can accommodate more than two electrons with opposite spins, this allows any sublevel to be completely filled with a number of electrons equal to twice the number of sublevel orbitals. The maximum number of electrons that sublevels can accommodate can be explained as follows:

الحد الأقصى للإلكترونات Maximum number of electrons	عدد المدارات Number of orbitals	رمز المستوى الفرعي Sublevel symbol
2	1	s
6	3	p
10	5	d
14	7	f

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

By determining the four quantum numbers (n , ℓ , m_ℓ , m_s) for each electron, we arrive at knowing the field in which the electron is located and the direction in which it rotates.

مثال 1-10:

أكمل الجدول التالي:

Example 1-10

Complete the following table:

قيمة m_s m_s value	قيمة m_ℓ m_ℓ value	رمز المستوى الفرعي sublevel symbol	قيمة ℓ ℓ value	قيمة n n value
				1
		2s 2p		
			0 1 2	

exercises

تدريبات

(1-1)

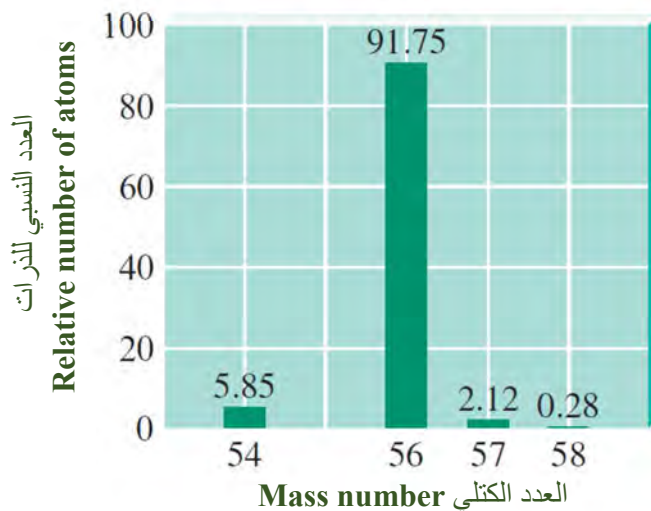
Complete the following table:

أكمل الجدول التالي:

الرمز Symbol	عدد البروتونات Number of Protons	عدد النيوترونات Number of Neutrons	عدد الإلكترونات Number of Electrons	الشحنة النهائية Net Charge
$^{238}_{92}\text{U}$				
	20	20		+ 2
	23	28	20	
$^{89}_{39}\text{Y}$				
	35	44	36	
	15	16		- 3

(1-2)

نظائر الحديد المستقرة هي ^{54}Fe , ^{56}Fe , ^{57}Fe و ^{58}Fe . الطيف الكتلي للحديد يبدو كما يلي:
The stable isotopes of iron are ^{54}Fe , ^{56}Fe , ^{57}Fe , and ^{58}Fe . The mass spectrum of iron looks like the following:



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

Use the data on the mass spectrum to estimate the average atomic mass of iron, and compare it to the value given in the Periodic Table.

(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 .

Nitrogen has three isotopes in nature: ^{14}N , ^{15}N and ^{16}N . To account for nitrogen's atomic mass of 14.00674, what must be the percentage of ^{15}N atoms in natural nitrogen? Ignore the small amount of ^{16}N .

(الحل)

.....

.....

.....

.....

(1-4)

أي ذرات الدورة الرابعة التالية لديها أكبر عدد من الإلكترونات غير المتزاوجة في أدنى حالة طاقة لها؟
Which of the following fourth-period atom has the greatest number of Unpaired electrons in its lowest energy state?

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



(a) الخارصين Zn, Zinc

(b) النيكل Nickel, Ni

(c) المنجنيز والفاناديوم Manganese, Mn and Vanadium, V

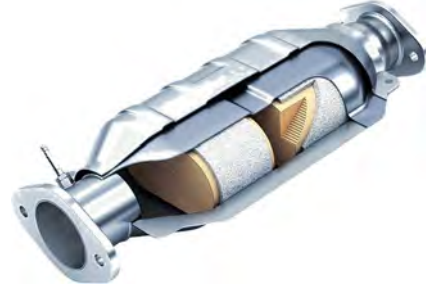
(d) الكروم Chrome, Cr

(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؟

Palladium Pd (Atomic number 46) is a transition metal used in the catalytic converter at car exhausts to reduce pollution. Which set of quantum numbers could NOT correspond to an electron in a ground-state phase Pd atom?

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

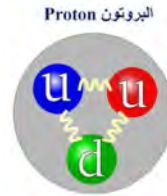


(1-6)

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 $(+2/3)$ وواحد من "الكواركات السفلية" ذات الشحنة $(-1/3)$ ؛ فمما يتكون النيوترون الواحد؟
(ملاحظة: يرمز للكوارك العلوي بحرف "u" ويرمز للكوارك السفلي بحرف "d").

Scientists have identified particles called "quarks" that combine to form protons and neutrons inside the nucleus. If you know that a single proton consists of a union of two "upper quarks" with a charge $(+2/3)$ and one of the "lower quarks" with a charge $(-1/3)$; What is a neutron composed of?

(Note: the upper quark is denoted by the letter "u" and the lower quark is denoted by the letter "d").



- (a) $1\ u + 1\ d$ (b) $2\ u + 1\ d$
- (c) $2\ d + 1\ u$ (d) $4\ d + 2\ u$

(1-7)

In the ground state of element 115, Mc: في الحالة المستقرة للعنصر 115، Mc:

- 1) how many electrons have $n = 5$ as one of their quantum numbers?
(1) ما عدد الإلكترونات التي تحتوي على $n = 5$ كأحد أعداد الكم لديها؟
- 2) how many electrons have $\ell = 1$ as one of their quantum numbers?
(2) ما عدد الإلكترونات التي تحتوي على $\ell = 1$ كأحد أعداد الكم لديها؟
- 3) how many electrons have $m_\ell = 1$ as one of their quantum numbers?
(3) ما عدد الإلكترونات التي تحتوي على $m_\ell = 1$ كأحد أعداد الكم لديها؟
- 4) how many electrons have $m_s = -1/2$ as one of their quantum numbers?
(4) ما عدد الإلكترونات التي تحتوي على $m_s = -1/2$ كأحد أعداد الكم لديها؟

(الحل)

.....

.....

.....

.....

.....

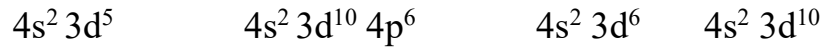
(1-8)

حدد الحد الأقصى للإلكترونات التي يمكن أن تحتوي عليها كل من التسميات التالية:
Determine the maximum number of electrons that can have each of the following designations: $3f$, $2d_{xy}$, $3p$, $5d_{yz}$, and $4p$.

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

(1-9)

رتب التوزيعات الإلكترونية التالية حسب زيادة استقرارها:
Arrange the following electron configurations in order of increasing stability:



(الحل)

.....

.....

.....

Example answers

إجابات الأمثلة

مثال 1-1 : Example 1-1

For the first sample:

$$\frac{\text{Mass oxygen}}{\text{Mass carbon}} = \frac{25.6}{9.60} = 2.67 \text{ or } 2.67:1$$

For the second sample:

$$\frac{\text{Mass oxygen}}{\text{Mass carbon}} = \frac{21.6}{8.10} = 2.67 \text{ or } 2.67:1$$

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

The ratios are the same for the two samples, so these results are consistent with the law of definite proportions.

مثال 1-2 : Example 1-2

$$\frac{\text{Mass oxygen to 1 g nitrogen in nitrogen dioxide}}{\text{Mass oxygen to 1 g nitrogen in dinitrogen monoxide}} = \frac{2.28}{0.570} = 4$$

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

The ratio is a small whole number (4); these results are consistent with the law of multiple proportions.

مثال 1-3 : Example 1-3

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

مثال 1-4 : Example 1-4

$$2 = \frac{3.6 \text{ g (O)}}{1.8 \text{ g (C)}} \text{ - نسبة كتلة الأكسجين إلى كتلة الكربيت}$$

$$1.14 = \frac{4.8 \text{ g (O)}}{4.2 \text{ g (C)}} \text{ - نسبة كتلة الأكسجين إلى كتلة الكربيت}$$

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

مثال 1-5 : Example 1-5

العينة الأولى: % H = 11.1 % % O = 88.9 %

العينة الثانية: % H = 5.9 % % O = 94.1 %

العينات ليست لنفس المركب بسبب اختلاف النسب

مثال 1-6 : Example 1-6

$$3:2 = \frac{2}{3} = \frac{4}{6} = \frac{\frac{16}{4}}{\frac{24}{4}} = \frac{\text{النسبة الكتلية للمركب 1}}{\text{النسبة الكتلية للمركب 2}}$$

مثال 1-7 : Example 1-7

اسم العنصر Element name	رمز العنصر Element symbol	العدد الذري Atomic number	العدد الكتلي Mass number	عدد البروتونات Number of protons	عدد الإلكترونات Number of electrons	عدد النيوترونات Number of neutrons	اسم النظير Isotope name	رمز النظير Isotope symbol
زنك	Zn	30	70	30	30	40	زنك-70	$^{70}_{30}\text{Zn}$
الكالسيوم	Ca	20	46	20	20	26	كالسيوم-46	$^{46}_{20}\text{Ca}$
الحديد	Fe	26	57	26	26	31	حديد-57	$^{57}_{26}\text{Fe}$
الزئبق	Hg	80	204	80	80	124	زئبق-204	$^{204}_{80}\text{Hg}$

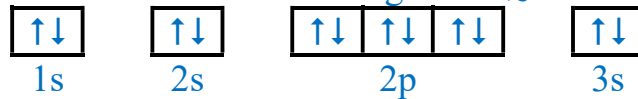
النظير Isotope	Zn - 64	Ca-44	S-32	F-19	Na-23
العدد الذري Atomic Number	30	20	16	9	11
العدد الكتلي Mass Number	64	44	32	19	23
عدد البروتونات Number of Protons	30	20	16	9	11
عدد النيوترونات Number of Neutrons	34	24	16	10	12
عدد الإلكترونات Number of Electrons	30	20	16	9	11

مثال 1-8 : Example 1-8

نعم ، لأن لها نفس العدد الذري

مثال 1-9 : Example 1-9

1- الترميز الإلكتروني electron notation : $^{12}\text{Mg}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$
2- رسم مربعات المستويات : Orbital diagram



3- ترميز الغاز النبيل Noble gas notation : $^{12}\text{C}: [\text{Ne}] 3s^2$

مثال 1-10 : Example 1-10

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

Exercise answers

إجابات التدريبات

(1-1)

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

(1-2)

The calculated average atomic mass would be:

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

The average atomic mass listed in the periodic table is 55.845 amu.

متوسط الكتلة الذرية المدرج في الجدول الدوري هو 55.845 amu

(1-3)

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

$$14.00674 = 15X + 14 - 14X$$

$$14.00674 = X + 14$$

$$X = 0.00674$$

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

(1-4)

(d) الكروم Chrome, Cr

(1-5)

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

(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.

1) $5s^2$, $5p^6$, $5d^{10}$, and $5f^{14}$; 32 electrons have $n = 5$ as one of their quantum numbers.

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

2) $\ell = 3$ are (f) orbitals. $4f^{14}$ and $5f^{14}$ are the f orbitals used. They are all filled, so 28 electrons have $\ell = 3$.

(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 لها $m_\ell = 1$ 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:

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

3) p , d , and f orbitals all have one of the degenerate orbitals with $m_\ell = 1$. There are 6 orbitals with $m_\ell = 1$ for the various p orbitals used; there are 4 orbitals with $m_\ell = 1$ for the various d orbitals used; and there are 2 orbitals with $m_\ell = 1$ for the various f orbitals used. We have a total of $6 + 4 + 2 = 12$ orbitals with $m_\ell = 1$. Eleven of these orbitals are filled with 2 electrons, and the $7p$ orbitals are only half-filled. The number of electrons with $m_\ell = 1$ is $11 \times (2e^-) + 1 \times (1e^-) = 23$ electrons.

(4) أول 112 إلكترونًا جميعها مزدوجة نصف هذه الإلكترونات، وعددها 56 إلكترونًا، ستكون لها قيمة $m_s = -\frac{1}{2}$. أما الإلكترونات الثلاثة في مدارات $7p$ فهي تشغل كل واحد من المدارات الثلاثة المتساوية في الطاقة بشكل منفرد، والإلكترونات الثلاثة متوازية اللف المغزلي، لذلك فإن إلكترونات $7p$ إما أن تكون جميعها بقيمة $m_s = +\frac{1}{2}$ أو جميعها بقيمة $m_s = -\frac{1}{2}$. وبالتالي، إما أن يكون عدد الإلكترونات ذات $m_s = -\frac{1}{2}$ هو: 56 إلكترونًا أو 59 إلكترونًا

4) The first 112 electrons are all paired; one-half of these electrons ($56e^-$) will have $m_s = -\frac{1}{2}$. The 3 electrons in the $7p$ orbitals singly occupy each of the three degenerate $7p$ orbitals; the three electrons are spin parallel, so the $7p$ electrons either have $m_s = +\frac{1}{2}$ or $m_s = -\frac{1}{2}$. Therefore, either 56 electrons have $m_s = -\frac{1}{2}$ or 59 electrons have $m_s = -\frac{1}{2}$.

(1-8)

3f	2d _{xy}	3p	5d _{yz}	4p
0	0	6	2	6

(1-9)

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

02

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

Classification of Elements

تصنيف العناصر

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 جدولته الدوري الأول تصاعدياً بحسب الكتلة الذرية، وقد تمكن بذلك من التنبؤ بوجود عناصر لم تُكتشف بعد. أما العالم موزلي فقد أثبت لاحقاً أن الترتيب الصحيح يجب أن يكون وفق العدد الذري، وهو الأساس المعتمد في الجدول الدوري الحديث.

Many attempts have been made to classify elements into tables:

- To facilitate the study of elements with similar properties in one group.
- Berzelius' attempt to divide the elements into metals, non-metals, and metalloids.
- Mendeleev arranged the elements in his first periodic table in increasing order of atomic mass, and by doing so he was able to predict the existence of elements that had not yet been discovered. Moseley later demonstrated that the correct arrangement should be based on atomic number, which is the principle used in the modern periodic table.

Modern construction of the periodic table

البناء الحديث للجدول الدوري

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

1) **It consists of periods:** horizontal rows starting from the first period to the seventh.

[illegible]

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

2) **It consists of groups:** vertical columns numbered from 1 to 18, and each group contains elements that share a common number of valence electrons; thus, their properties are similar.

مجموعات
groups

1 2 13 14 15 16 17 18

3 4 5 6 7 8 9 10 11 12

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.

Division of the elements of the periodic table:

- **Metals:** Most elements are of this type.
- **Non-metals:** are the elements found on the right side of the periodic table.
- **Metalloids:** There are 7 elements found between metals and non-metals in a zigzag row.

ملاحظات هامة:

- يُشار إلى عناصر المجموعات الرئيسية 1 و 2 و 13 إلى 18 بالعناصر الرئيسية (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 والأكتينيدات.
- تُعرف عناصر المجموعة 17 بالهالوجينات.
- تُعرف عناصر المجموعة 18 بالغازات النبيلة.

Important notes:

- The elements of main groups 1, 2, 13 to 18 are referred to as the representative elements.
- Elements in groups 3 to 12 are referred to as transition elements.
- Group 1 elements (except hydrogen) are called alkali metals.
- Group 2 elements are called alkaline earth metals.
- Transition elements are divided into transition metals and inner transition metals.
- The inner transition metals are known as the lanthanide and actinide series.
- The elements in group 17 are known as halogens.
- The elements in group 18 are known as the noble gases.

الحالات الفيزيائية لعناصر الجدول الدوري:

- الغازات: F_2 , O_2 , N_2 , H_2 , Cl_2 وهي لا فلزات.
- السائلة: البروم Br_2 (لا فلز)، والزنبق 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).

Physical states of the elements of the periodic table:

- Gases: F_2 , O_2 , N_2 , H_2 , Cl_2 , which are non-metals.
- Liquid: Bromine Br_2 (non-metal), Mercury Hg (the only metal that is liquid at room temperature).
- Solid elements: the rest of the elements in the periodic table (mostly metals).
- The inert gases are He, Ne, Ar, Kr, Xe, and Rn. They have several uses, especially in the manufacture of lamps. They are called this because they are chemically inert (their final level is completely full).

خواص الفلزات واللافلزات وأشباه الفلزات الفيزيائية:

Physical properties of metals, nonmetals and metalloids:

أشباه الفلزات metalloids	اللافلزات nonmetals	الفلزات metals
* لها عموماً صفات تتوسط بين الفلزات واللافلزات Generally have * properties intermediate between those of metals and non-metals	منها غاز، سائل، صلب Including gas, liquid, and solid	صلبة في حرارة الغرفة ماعدا الزئبق Solid at room temperature except mercury
	درجات انصهارها و غليانها منخفضة Its melting and boiling points are low	درجات انصهارها مرتفعة Their melting points are high.
	ليس لها بريق It has no shine	لها بريق ولمعان It has a shine and luster.
	غير موصلة للحرارة والكهرباء Non-conductive to heat and electricity	موصلة للحرارة والكهرباء conductor of heat and electricity
	الصلب منها هش سهل الكسر The steel is brittle and easy to break.	قابلة للطرق والسحب Malleable and ductile.

Periodic table and electron configuration

الجدول الدوري والتوزيع الإلكتروني

قُسم الجدول الدوري إلى فئات تمثل مستويات الطاقة الثانوية للذرة، والتي تحتوي على إلكترونات التكافؤ.
The periodic table is divided into categories that represent the secondary energy levels of an atom, which contain the valence electrons.

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

The above periodic table shows a classification of its elements based on block categories.

فئات s (s-block):

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

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

s-block classes:

The first column is given a number, which is (1). They are called alkali metals, and they have a general electronic configuration of (ns^1) .

The second column was given a number (2) and was called the alkali earth metals, and it has a general electronic configuration of (ns^2) .

فئات p (p-block):

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

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

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

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

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

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

p-block classes:

The first column in the p-block is given a number, which is (13). They are called Boron group and have a general electronic configuration (ns^2np^1) .

The second column in the p-block is given a number, which is (14). It is called the carbon group elements and has a general electronic configuration of (ns^2np^2) .

The third column in the p-block was given a number, which is (15). It was named the nitrogen group elements, and it has a general electronic configuration of (ns^2np^3) .

The fourth column in the p-block is given a number, which is (16). It is called the oxygen group elements, and it has a general electronic configuration of (ns^2np^4) .

The fifth column in the p-block is given a number, which is (17). It is called the halogen group elements, and it has a general electronic configuration of (ns^2np^5) .

The sixth column in the p-block is given a number, which is (18). It is called the noble gas group elements, and it has a general electronic configuration of (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 $(ns^2(n-1)d^5)$.

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 أيضاً 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 $(ns^2(n-1)d^{10})$.

d-block classes:

Column (3) in the d-block has a general electronic configuration of $(ns^2(n-1)d^1)$.

Column (4) in the d-block has a general electronic configuration of $(ns^2(n-1)d^2)$.

Column (5) in the d-block has a general electronic configuration of $(ns^2(n-1)d^3)$.

Column (6) in the d-block has a general electronic configuration of $(ns^1(n-1)d^5)$.

Here an exception occurs and the reason for this is that the half-filled $((n-1)d^5)$ sublevels are slightly more stable and the electrons in the same sublevel (d) have the same energy.

Column (7) in the d-block has a general electronic configuration of $(ns^2(n-1)d^5)$.

Column (8) in the d-block has a general electronic configuration of $(ns^2(n-1)d^6)$.

Column (9) in the d-block has a general electronic configuration of $(ns^2(n-1)d^7)$.

Column (10) in the d-block has a general electronic configuration of $(ns^2(n-1)d^8)$.

Column (11) in the d-block has a general electronic configuration of $(ns^1(n-1)d^{10})$.

An exception occurs here as well, due to the slightly greater stability of the filled $(n-1)d^{10}$ sublevels, and the electrons in the same sublevel (d) have the same energy.

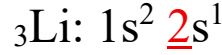
Column (12) in the d-block has a general electronic configuration of $(ns^2(n-1)d^{10})$.

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

❖ To determine the period number and group number of a chemical element, you can rely on the electron configuration of the element.

تحديد رقم الدورة:

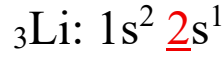
■ رقم الدورة يمثل أعلى رقم مستوى طاقة رئيسي (n) في التوزيع الإلكتروني للعنصر.



الدورة: الثانية

Specify the period number:

- The period number represents the highest principal energy level (n) in the electron configuration of the element.

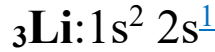


The period: **Second**

تحديد رقم المجموعة:

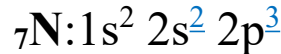
يعتمد تحديد رقم المجموعة على المستوى الفرعي الأخير في التوزيع الإلكتروني للعنصر:

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



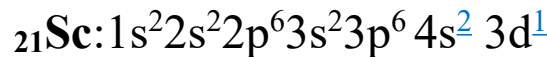
المجموعة: الأولى

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



المجموعة: الخامسة عشر

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



المجموعة: الثالثة

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

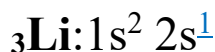
- **رقم المجموعة:** غالباً ما تُعتبر جميع عناصر الفئة f جزءاً من المجموعة الثالثة. لا يتم تحديد أرقام مجموعات فردية لهذه العناصر لأنها تمتلك خصائص كيميائية متشابهة جداً.

- **رقم الدورة:** لتحديد رقم الدورة، اتبع القاعدة العامة: رقم الدورة هو أعلى رقم لمستوى الطاقة الرئيسي في التوزيع الإلكتروني.

Specify group number:

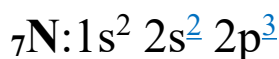
The group number is determined by the last sublevel in the electron configuration of the element:

1. If the configuration ends in s: The group number is the number of electrons in the last s subshell.



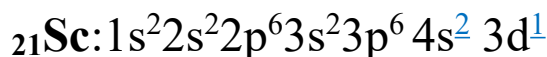
Group: **First**

2. If the configuration ends with p: The group number is the sum of the number of electrons in the last s and p subshells, plus 10.



Group: **Fifteen**

3. If the configuration ends with d: The group number is the sum of the number of electrons in the last s and d subshells.



Group: **Third**

4. For elements whose electron configuration ends at the f subshell (inner transition elements), the group number is determined differently than for other elements.

- **Group number:** All f-block elements are often considered part of Group 3. Individual group numbers are not assigned to these elements because they have very similar chemical properties.
- **Period number:** To determine the period number, follow the general rule: The period number is the highest number for the principal energy level in the electron configuration.

Properties of the periodic table

خصائص الجدول الدوري

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

The electron configuration of elements exhibits a periodic change with increasing atomic number, leading to periodic changes in chemical and physical behavior. We will discuss some of these properties.

❖ 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.

❖ Atomic size:

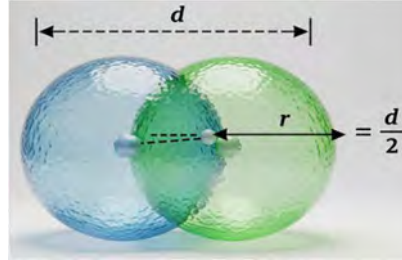
The atomic size is a measure of the size of an atom, and it is commonly defined as the distance between the center of the nucleus and the outermost electron shell of the atom. The atomic size - usually described in terms of the atomic radius - indicates how large the atom is.

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.

Because an atom has no clear outer boundaries, its size is not constant, but varies depending on how it bonds with other atoms. Therefore, atomic size is determined in different ways based on the type of chemical bonds the atom forms.

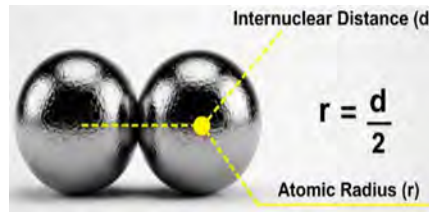
- نصف القطر التساهمي (Covalent Radius): يُستخدم للعناصر التي تشكل روابط تساهمية. يتم قياسه بأخذ نصف المسافة بين نواتي ذرتين متطابقتين مرتبطتين برابطة تساهمية واحدة، كما هو الحال في جزيء الهيدروجين (H_2) أو الكلور (Cl_2).

- Covalent radius: Used for elements that form covalent bonds. It is measured by taking half the distance between the nuclei of two identical atoms bonded by a single covalent bond, as in the case of a hydrogen (H_2) or chlorine (Cl_2) molecule.



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

- Metallic radius: Used for metallic elements. It is measured by taking half the distance between the nuclei of two adjacent atoms in a solid metallic crystal.



Atomic size gradation in the periodic table

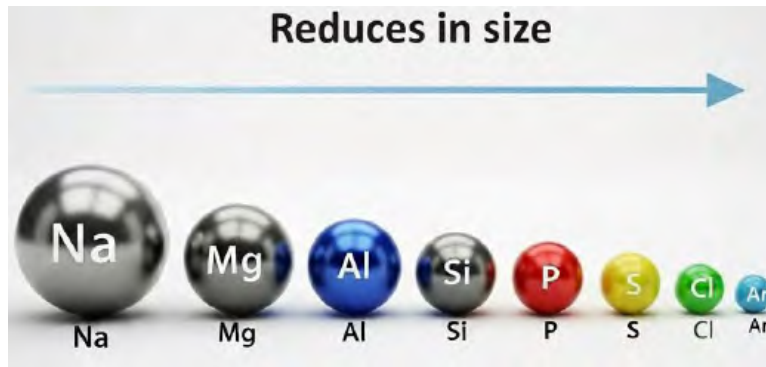
تدرج الحجم الذري في الجدول الدوري

يتبع الحجم الذري اتجاهات محددة في الجدول الدوري، والتي تساعد على فهم خصائص العناصر:
Atomic size follows specific trends in the periodic table, which help us understand the properties of elements:

• **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.

- Across the period (from left to right): Atomic size decreases.

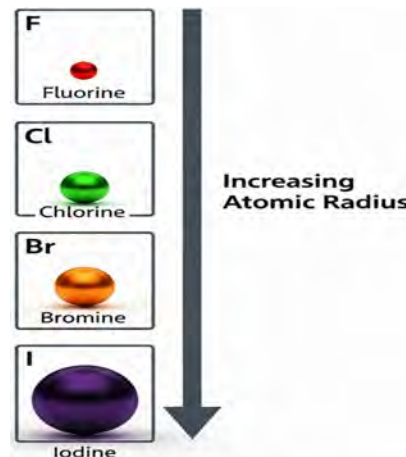
Reason: As the atomic number increases, the number of protons in the nucleus increases. This results in an increase in the effective nuclear charge, which attracts the outer electrons more strongly, pulling them closer to the nucleus and shrinking the size of the atom.



• **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.

- Across the group (from top to bottom): atomic size increases.

Reason: As you move down a group, new energy levels (orbitals) are added for electrons. These levels move the outer electrons away from the nucleus, increasing the size of the atom.



Ion size

حجم الأيونات

يُحدد حجم الأيون، المعروف بنصف 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).

The size of an ion, known as its ionic radius, is determined by the size of the neutral atom from which it originated, as well as the type of charge (positive or negative) and the number of electrons lost or gained. Ionic radius is usually measured in small units such as picometers (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، فتتجذب 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).

Comparing the size of an ion to a neutral atom:

1. Positive Ion (Cation):

- **How is it formed?** It is formed by a neutral atom losing one or more electrons from its outer energy shell.
- **Size:** It is smaller than the neutral atom from which it was formed.
- **Reason:**
 - **Decrease in energy levels:** Often, the loss of electrons results in the loss of an entire energy level, which significantly reduces the size (as in the case of Na to Na^+).
 - **Increase in effective nuclear attraction:** The number of protons (the positive charge of the nucleus) becomes greater than the number of remaining electrons, which increases the nucleus's attractive force on the remaining electrons. The electrons are more attracted to the nucleus and the size shrinks.
 - **Effect of charge:** The greater the positive charge (i.e., the more electrons lost, such as the transition from Fe^{2+} to Fe^{3+}), the greater the size shrinks (the ion becomes smaller).

2. الأيون السالب (الأيون):

- 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).

2. Negative Ions (Anions):

- **How are they formed?** They are formed by a neutral atom gaining one or more electrons in its outer energy shell.
- **Size:** They are larger than the neutral atom from which they were formed.
- **Reason:**
 - **Increased repulsion between electrons:** Adding electrons to the outer shell increases the electrostatic repulsive forces between electrons, causing them to move away from each other and spread out over a larger space.
 - **Decrease in effective nuclear attraction:** The positive charge of the nucleus remains constant, while the number of electrons increases. This reduces the amount of attraction each electron feels individually, allowing the electrons to move away from the nucleus.
 - **Effect of charge:** The greater the negative charge (i.e., the more electrons gained, such as moving from O^{2-} to O^-), the greater the volume expansion (the ion becomes larger).

العوامل المؤثرة في حجم الأيون:

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

Factors affecting ion size:

1. **Number of energy levels:** The more principal energy levels occupied by electrons in an ion, the larger its size (for example, positive ions in a group increase in size from top to bottom).

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.

2. **Effective nuclear charge:** The net positive charge felt by the outer electrons after taking into account the shielding effect of the inner electrons.

- **For cations (positive ions):** An increase in the effective nuclear charge (due to the loss of electrons) reduces the volume.
- **For anions (negative ions):** A decrease in the effective nuclear charge felt by the outer electrons (due to the gain of electrons) increases the volume.

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.

1. **Repulsion between electrons:** Increasing the number of electrons in the last shell (as in the formation of an anion) increases the repulsion, causing the shell to expand and the volume to increase.

Group 1A		Group 2A		Group 3A		Group 6A		Group 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

❖ 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.

❖ Electronegativity:

Electronegativity is a chemical property that describes how strongly an atom attracts shared electrons (bond electrons) to itself in a covalent chemical bond. In other words, it is a measure of an atom's "attract" for electrons when bonded to another atom.

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).

Electronegativity is usually measured on the Pauling scale, with values ranging from about 0.7 (for the least electronegative elements such as cesium and francium) to 4.0 (for the most electronegative element, fluorine).

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.

Factors affecting electronegativity:

- 1) **Effective Nuclear Charge:** The greater the positive charge in an atom's nucleus (number of protons), the greater its attraction to electrons, and thus its electronegativity.
- 2) **Atomic Radius:** The closer the valence electrons are to the nucleus (i.e., the smaller the atom's size), the greater the force of attraction generated by the nucleus, and the greater the electronegativity.
- 3) **Shielding Effect:** The inner electrons shield the positive nuclear charge from the valence electrons. The greater the number of inner electrons, the less influence the nucleus has on the outer electrons, and thus the lower the electronegativity.

الاتجاهات في الجدول الدوري:

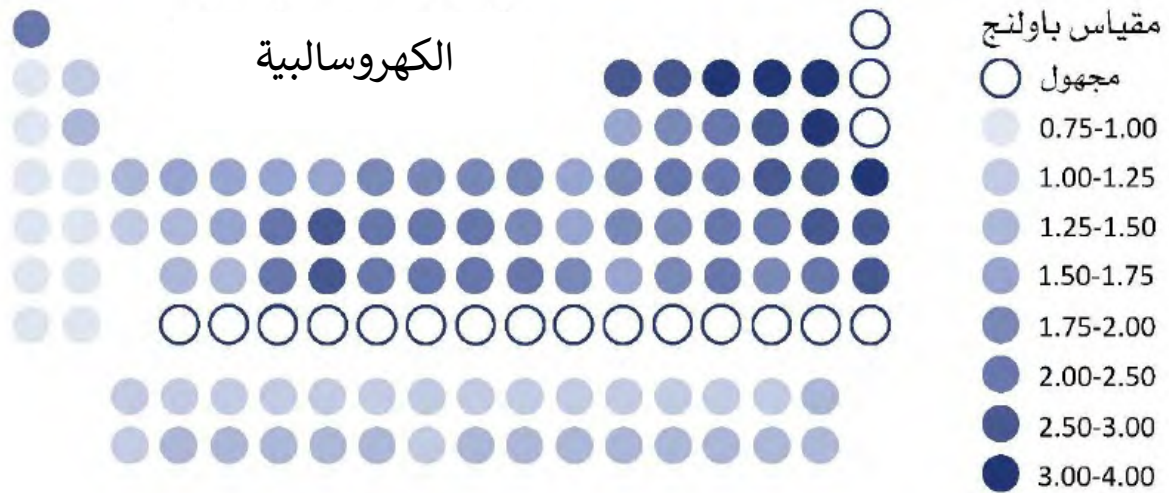
- من اليسار إلى اليمين عبر الدورة الواحدة: تزداد الكهروسالبية تدريجياً. السبب هو أن عدد البروتونات (الشحنة النووية) يزداد مع الحفاظ على نفس عدد الأغلفة الإلكترونية. هذا يزيد من

قوة جذب النواة للإلكترونات في الغلاف الخارجي، مما يجعل الذرة أكثر قدرة على جذب الإلكترونات الرابطة.

- **من الأسفل إلى الأعلى داخل المجموعة الواحدة:** تزداد الكهروسالبية. السبب هو أن عدد الأغلفة الإلكترونية يقل، مما يقلل من المسافة بين النواة والإلكترونات التكافؤ. هذا التقارب يزيد من قوة الجذب بينهما ويجعل الذرة أكثر كهروسالبية.

Trends in the periodic table:

- **From left to right across a period:** Electronegativity gradually increases. This is because the number of protons (nuclear charge) increases while maintaining the same number of electron shells. This increases the nucleus's attractive force on the electrons in the outer shell, making the atom more able to attract bonding electrons.
- **From bottom to top within a group:** Electronegativity increases. This is because the number of electron shells decreases, which reduces the distance between the nucleus and the valence electrons. This closeness increases the attractive force between them and makes the atom more electronegative.



❖ 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.

❖ Ionization energy:

Ionization energy (abbreviated IE) is the amount of energy required to remove one electron from an isolated atom in the gaseous state. In other words, it is the amount of energy required to convert a neutral atom into a positively charged ion.

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

The value of ionization energy is always given as a positive number — the higher it is, the more tightly the electron is bound to the atom.

تتأثر طاقة التأين بعدة عوامل رئيسية:

- (١) **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.
- (٢) **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.
- (٣) **نصف القطر الذري:** كلما زاد حجم الذرة (نصف القطر)، كانت الإلكترونات الخارجية أبعد عن النواة. هذا البعد يقلل من قوة الجذب، مما يسهل انتزاع الإلكترون ويقلل من طاقة التأين.
- (٤) **استقرار المدارات الفرعية:** الذرات التي تحتوي على مدارات فرعية ممتلئة بالكامل أو نصف ممتلئة (مثل s^2 ، p^3 ، أو p^6) تكون أكثر استقرارًا. يتطلب كسر هذا الاستقرار طاقة إضافية، مما يؤدي إلى قيم طاقة تأين أعلى بشكل غير متوقع.

Ionization energy is affected by several main factors:

- 1) **Nuclear charge (number of protons):** The more protons in the nucleus, the greater the positive charge, and therefore the greater the attractive force on the electrons. This requires more energy to remove an electron, increasing the ionization energy.
- 2) **Electron shielding:** The inner electrons in an atom shield the nuclear charge from the outer electrons. This shielding reduces the effective attractive force felt by the outer electrons, making them easier to remove and lowering the ionization energy.
- 3) **Atomic radius:** The larger the atomic size (radius), the further the outer electrons are from the nucleus. This distance reduces the attractive force, making it easier to extract electrons and lowering the ionization energy.
- 4) **Stability of sub-orbitals:** Atoms with fully or half-filled sub-orbitals (such as s^2 , p^3 , or p^6) are more stable. Breaking this stability requires additional energy, leading to unexpectedly higher ionization energy values.

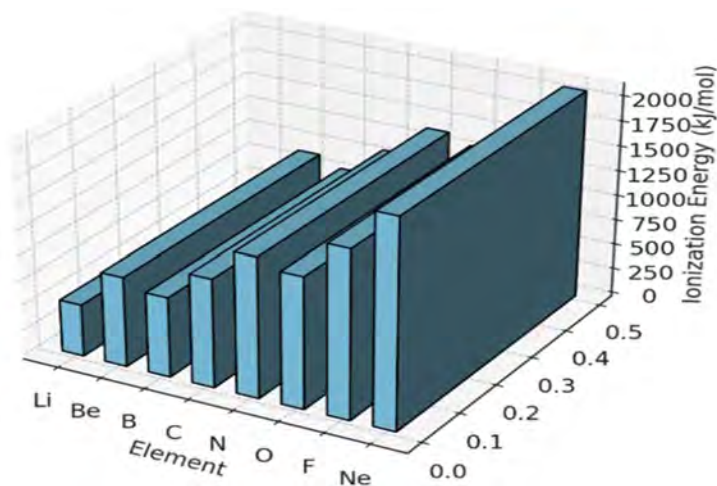
الاتجاهات في الجدول الدوري:

- **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 وتقليل الحجم الذري، مما يجعل إزالة الإلكترون أصعب.

Trends in the Periodic Table:

- **Across a period (left to right):** Ionization energy generally increases.

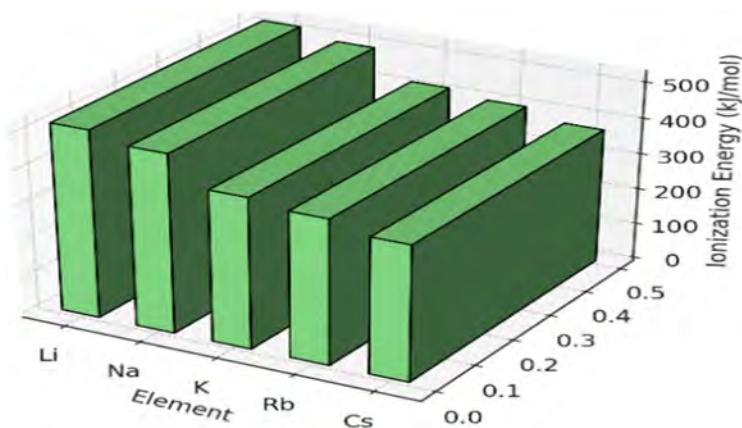
Reason: The nuclear charge (number of protons) increases while the number of energy levels remains constant. This leads to an increased force of attraction on the outer electrons and a reduced atomic size, making it more difficult to remove an electron.



• عبر المجموعة (من الأعلى إلى الأسفل): تقل طاقة التأين بشكل عام.
السبب: زيادة عدد مستويات الطاقة الرئيسية، مما يزيد من الحجم الذري والحجب الإلكتروني. هذا يقلل من قوة جذب النواة على الإلكترونات الخارجية، مما يجعل فصلها أسهل.

- **Across the group (from top to bottom):** Ionization energy generally decreases.

Reason: Increasing the number of principal energy levels increases atomic size and electron shielding. This reduces the nucleus's attractive force on the outer electrons, making them easier to separate.



General gradation on the periodic table

الترتيب بشكل عام على الجدول الدوري

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

تأثير طاقة التأين على الخصائص الكيميائية:

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

Ionization energy determines an element's propensity to form ions, and thus its type and behavior:

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

The Effect of Ionization Energy on Chemical Properties:

- **Metals:** They have low ionization energy (especially Groups 1 and 2), and therefore tend to easily lose electrons and form Cation (Positive ion), making them chemically reactive.
- **Nonmetals:** They have high ionization energy, and therefore it is difficult for them to lose electrons. Instead, they tend to gain or share electrons to form negative ions.
- **Noble gases:** They have the highest ionization energy due to the stability of their complete outer shell, making them nearly inert.

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

Identifying an Element's Group: By observing large jumps in successive ionization energy values, the number of valence electrons an element and its group can be determined.

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.

The effect of ionization energy on physical properties (indirectly):

While ionization energy is an atomic property that does not directly affect properties such as melting or boiling points, which depend on the bonding forces between atoms or molecules, it does affect them indirectly by determining the type of bond.

الشرح the explanation	العلاقة غير المباشرة indirect relationship
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، كالتوصيل الكهربائي والحراري العالي. Elements with low ionization energy (metals) have weakly bound valence electrons, which become free-floating electrons in the metal lattice. These electrons are responsible for the distinctive physical properties of metals, such as high electrical and thermal conductivity.	التوصيل الكهربائي والحراري Electrical and thermal conductivity
تساهم 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). The low ionization energy of metals contributes to the formation of strong metallic bonds (attraction between cations and free electrons), resulting in relatively high melting and boiling points for many metals compared to elements that form covalent bonds (nonmetals).	درجات الانصهار والغليان Melting and boiling points
العناصر ذات طاقة التأين العالية (مثل اللافلزات في أقصى اليمين)، تميل إلى تكوين جزيئات بسيطة (مثل N_2 , O_2) بروابط تساهمية ضعيفة، مما يؤدي إلى انخفاض درجات انصهارها وغليانها وتواجدها كغازات أو سوائل في درجة حرارة الغرفة. Elements with high ionization energy (such as the nonmetals on the far right) tend to form simple molecules (such as O_2 , N_2) with weak covalent bonds, resulting in low melting and boiling points and their existence as gases or liquids at room temperature.	الحالة الفيزيائية Physical condition

❖ 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 (أنيون)، مما يشير إلى أن العملية طاردة للطاقة (أي تُطلق طاقة).

❖ Electron affinity:

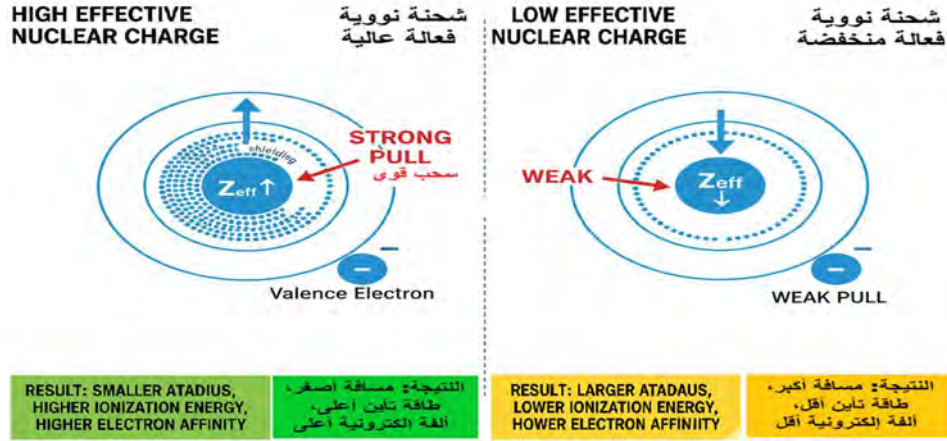
Electron affinity is the amount of energy released or absorbed when an atom in the gaseous state gains an electron. In general, the more negative an element's electron affinity, the greater its willingness to gain an electron and form a negative ion (anion), indicating that the process is exergonic (i.e., releases energy).

العوامل المؤثرة على الميل الإلكتروني:

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

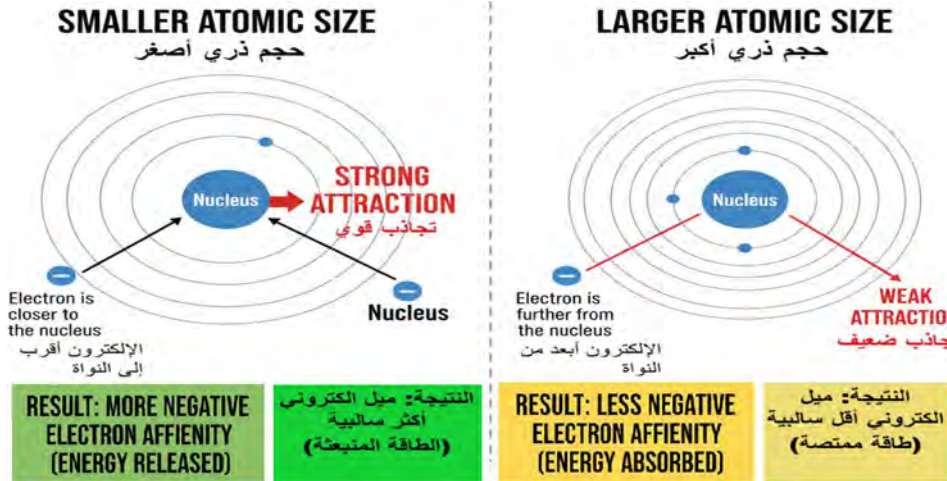
Factors affecting electron affinity:

- **Effective nuclear charge:** The higher the effective nuclear charge, the more attractive the nucleus is to the new electron, resulting in a more negative (or energetically repulsive) electron affinity value.



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

- **Atomic Size:** The smaller the atomic size, the closer the new electron is to the nucleus, which increases the force of attraction and makes the electron affinity more negative.



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 نسبياً، مما يجعل إضافة إلكترون إليها صعباً وقد تتطلب العملية امتصاص طاقة، فتكون قيمة الميل الإلكتروني موجبة أو أقل سلبية.
- **الأغلفة الممتلئة:** الغازات النبيلة لديها أغلفة إلكترونية خارجية ممتلئة بالكامل، مما يجعلها مستقرة جداً، وبالتالي تكون قيمة الميل الإلكتروني لها موجبة (ماصة للطاقة)، لأن إضافة إلكترون يتطلب طاقة كبيرة.

Electron Configuration:

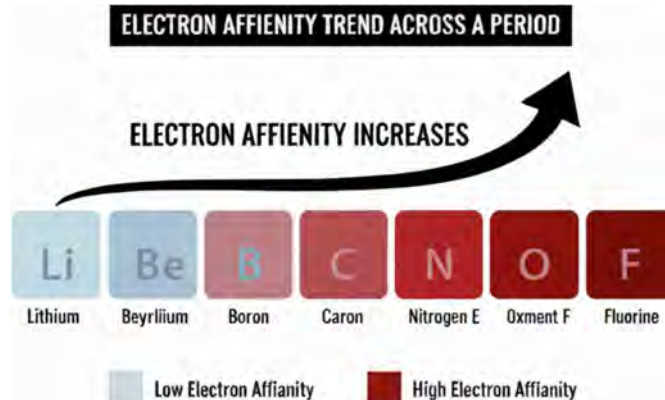
- **Tendency to be full:** Atoms that only need one electron to gain a full outer shell (such as the halogens) have a highly negative electron affinity because they become highly stable after gaining that electron.
- **Tendency to be half-full:** Atoms with a half-full subshell (such as nitrogen) are relatively stable, making adding an electron difficult and requiring energy absorption. Therefore, the electron affinity value is positive or less negative.
- **Filled shells:** Noble gases have fully filled outer shells, making them very stable. Therefore, their electron affinity value is positive (energy-absorbing), because adding an electron requires a lot of energy.

الاتجاهات الدورية للميل الإلكتروني:

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

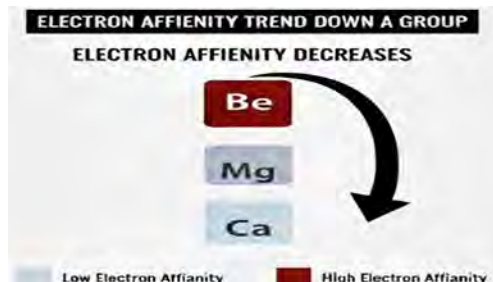
Periodic trends in electron affinity:

- Across a period (from left to right): Electron affinity tends to become more negative (i.e., more energetically repulsive). This is due to an increase in effective nuclear charge and a decrease in atomic size, which increases the nucleus's attraction to the outer electrons.



• **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.

- **In a group (from top to bottom):** Electron affinity tends to become less negative (less energy-repellent). The main reason for this is the increase in atomic size and the increase in energy levels, which move the new electron away from the nucleus and reduce the force of attraction.



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.

Effect of electron affinity on physical properties (indirect):

Electron affinity does not directly determine properties such as melting points or density, but it does affect the type of bond, which determines those properties.

الشرح the explanation	العلاقة غير المباشرة indirect relationship
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. Nonmetals (high electron affinity) tend to form negative ions or covalent bonds. These materials lack free electrons and are therefore insulators or poor conductors of electricity and heat.	التوصيل الكهربائي والحراري Electrical and thermal conductivity
العناصر ذات الميل الإلكتروني المرتفع (كاللافلزات) غالبًا ما تكون جزيئات بسيطة (روابط تساهمية ضعيفة)، مما يؤدي إلى انخفاض درجات انصهارها وغليانها وتواجدها كغازات أو سوائل في الظروف العادية (مثل O_2 , Cl_2). Elements with high electron affinity (such as nonmetals) often form simple molecules (weak covalent bonds), resulting in low melting and boiling points and their presence as gases or liquids under normal conditions (e.g., Cl_2 , O_2).	درجات الانصهار والغليان Melting and boiling points
الميل الإلكتروني العالي للذرة مع طاقة التأين المنخفضة لذرة أخرى (فلز) يُنبئ بتكوين روابط أيونية قوية. المركبات الأيونية تتميز بدرجات انصهار وغليان عالية والصلابة في الحالة الصلبة (مثل $NaCl$). The high electronegativity of an atom combined with the low ionization energy of another atom (a metal) predicts the formation of strong ionic bonds. Ionic compounds are characterized by high melting and boiling points and solidity (such as $NaCl$).	نوع الترابط وتكوين المركبات Type of bonding and formation of compounds

exercises

تدريبات

(2-1)

Multiple choice questions

أسئلة اختيار متعدد

- 1) Which of the following elements has the greatest first ionization energy?
 (1) أي من العناصر التالية لها أكبر طاقة تأين أولى؟
 a) Na b) K c) Mg d) Ca e) Sr
- 2) Which value is the largest?
 (2) أي القيم تكون الأكبر؟
 a) First ionization energy of potassium. (a) طاقة التأين الأولى للبوتاسيوم.
 b) First ionization energy of potassium. (b) طاقة التأين الأولى للكالسيوم.
 c) First ionization energy of scandium. (c) طاقة التأين الأولى للسكانديوم.
 d) Second ionization energy of potassium. (d) طاقة التأين الثانية للبوتاسيوم.
 e) Second ionization energy of calcium. (e) طاقة التأين الثانية للكالسيوم.
- 3) Which of the following chemical particles has the largest radius?
 (3) أي من الجسيمات الكيميائية الآتية لها أكبر نصف قطر؟
 a) Mg^{2+} b) Na^+ c) Ne d) F^- e) O^{2-}
- 3) When considering the following elements: Na, Mg, Ca, F, Cl, K
 (4) عند الأخذ بالاعتبار العناصر التالية: Na, Mg, Ca, F, Cl, K
 Which of the following statements is true?
 أي من العبارات التالية تعد صحيحة؟
 a) The atomic radius of sodium is larger than that of chlorine. (a) نصف القطر الذري للصوديوم أكبر من الكلور.
 b) The atomic radius of fluorine is larger than that of potassium. (b) نصف القطر الذري للفلور أكبر من البوتاسيوم.
 c) Magnesium has the smallest atomic radius and chlorine has the largest. (c) المغنيسيوم له أصغر نصف قطر ذري والكلور له الأكبر.
 d) Calcium has the largest atomic radius and fluorine has the smallest. (d) الكالسيوم له أكبر نصف قطر ذري والفلور له الأصغر.
 e) Fluorine has the smallest atomic radius and chlorine has the largest. (e) الفلور له أصغر نصف قطر ذري والكلور له الأكبر.

- 4) Choose which of the two values, one of which belongs to the 1s orbital and the other to the 2s orbital of oxygen (${}_8\text{O}$), from right to left?

4) اختر أي من القيمتين التي تنتمي أحدهما إلى مدار 1s والأخرى إلى مدار 2s للأوكسجين (${}_8\text{O}$) من اليمين إلى اليسار؟

- (a) -56264kJ mol^{-1} , -3267kJ mol^{-1}
(b) -6335kJ mol^{-1} , -32857kJ mol^{-1}
(c) 24098kJ mol^{-1} , 77568kJ mol^{-1}
(d) 8744kJ mol^{-1} , 2543kJ mol^{-1}
(e) 9744kJ mol^{-1} , 3543kJ mol^{-1}

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

- 5) Lithium, sodium, potassium, and rubidium are in Group 1 of the periodic table. The melting and boiling points of each of these elements are given in the following table:

	درجة الانصهار melting point	درجة الغليان boiling point
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:

According to values seen in the attached table, which of the following values represent the boiling and melting points of sodium?

- (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)

Choose the appropriate letter for each of the following:

اختر الحرف المناسب لكل مما يلي:

- a) Magnesium
b) Oxygen
c) both of them
d) neither of them
- 1) Its atomic radius is larger than that of calcium.
- 2) Its atomic radius is larger than that of beryllium.
- 3) Its atomic radius is larger than its ionic radius.

- (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.

(2-3)

املاً الفراغات اعتماداً على ما يلي: Fill in the blanks based on the following:

E	D	C	B	A
ولا واحدة neither of them	عناصر نبيلة noble elements	أشباه الفلزات metalloids	لافلزات Nonmetals	فلزات metals

- 1) دائماً توجد في الحالة الغازية في الظروف العادية.....
1) It always exists in the gaseous state under normal conditions.....
- 2) توجد صلبة أو سائلة في الظروف العادية.....
2) It exists as a solid or liquid under normal conditions.....
- 3) قد توجد في الحالة الغازية في الظروف العادية.....
3) It may exist in the gaseous state under normal conditions.....
- 4) لها بريق ولمعان.....
4) It has a shine and luster.....
- 5) درجات انصهارها منخفضة.....
5) Their melting points are low.....
- 6) لها خواص فلزات ولا فلزات.....
6) It has the properties of metals and non-metals.....
- 7) منها الأكسجين واليود.....
7) Including oxygen and iodine.....
- 8) منها الحديد والذهب.....
8) Including iron and gold.....
- 9) تعد العناصر الانتقالية منها.....
9) Transition elements include.....
- 10) لا تتفاعل في الظروف العادية.....
10) Does not react under normal conditions.....
- 11) لا تحتوي على إلكترونات.....
11) It does not contain electrons.....
- 12) أحياناً لا تحتوي على نيوترونات.....
12) Sometimes it does not contain neutrons.....

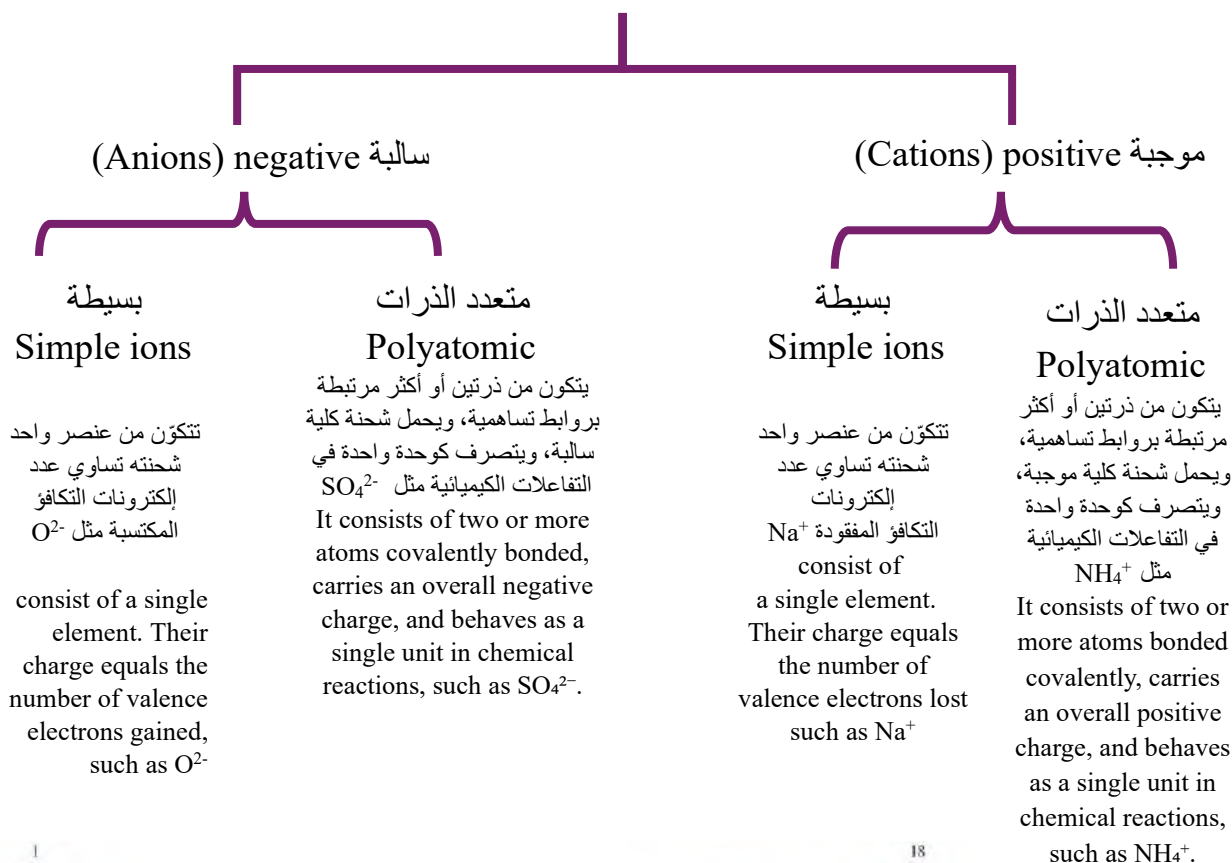
Exercise answers إجابات التدريبات	
(2-1)	
c	(1
e	(2
e	(3
a	(4
a	(5
c	(6
(2-2)	
d	(1
a	(2
b	(3
(2-3)	
D	(1
A	(2
B,D	(3
A	(4
B,D	(5
C	(6
B	(7
A	(8
A	(9
D	(10
E	(11
B	(12
(2-4)	
D	(1
C	(2
17	(3
A,B,Q,Z	(4
$_{18}[\text{Ar}] 4s^2$	(5
G,Q,Z	(6

Ions

الأيونات

الأيونات هي ذرات لعناصر، ولكن تحمل شحنات

Ions are atoms of elements but that carrying charges.

[illegible]

*Remember

*** تذكر**



CATS ARE GOOD
(POSITIVE)



ONIONS
ARE
BAD
(NEGATIVE)

الأنيونات (An+ions) هي الأيونات السالبة
Anions are negatively charged ions

الكاتيونات (Cat+ions) هي الأيونات الموجبة
Cations are positively charged ions.

Major Cations and Anions

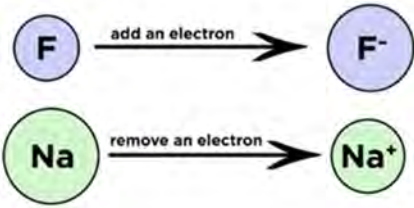
جدول لأهم الكاتيونات والأنيونات

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	الخاصين	النحاس I	النحاس II	الحديد II	الحديد III	الكروم II	الكروم III	الألومنيوم	الأمونيوم
رمزه	Zn ²⁺	Cu ⁺	Cu ²⁺	Fe ²⁺	Fe ³⁺	Cr ²⁺	Cr ³⁺	Al ³⁺	NH ₄ ⁺
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⁻

Remember: Size of Ions

تذكر: حجم الأيونات

- الأيون السالب يكون أكبر حجمًا من ذرته المتعادلة الشحنة.



- الأيون الموجب يكون أصغر حجمًا من ذرته المتعادلة الشحنة.

Note: The size of ions varies. An anion is larger than its neutral atom, while a cation is smaller. This change is due to electron loss or gain.

exercises

تدريبات

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

Write the names of the following compounds, indicating the number of oxygen atoms in each compound.

المركب Compound	Na ₂ CO ₃	Ca(OH) ₂	Al(NO ₃) ₃
الاسم Name			
عدد ذرات الأكسجين Number of oxygen			

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

A hypothetical element with the symbol (X) is in the fourth period and group 16, and its electron configuration ends in the $4p^4$ sublevel.

a) Write its electron configuration. (أ) اكتب توزيعه الإلكتروني .

.....

b) How many protons does it have? (ب) كم عدد البروتونات فيه؟

.....

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

c) When this element reaches stability, how many electrons surround its nucleus? Write its ion symbol and its electron configuration.

.....

د) أي الغازات الخاملة يشبه تركيبه الإلكتروني؟

d) Which of the noble gases does its electron configuration resemble?

.....

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

A transition element with the hypothetical symbol (Y) is in the fourth period and group 8.

أ) اكتب توزيعه الإلكتروني وحدد عدد بروتوناته؟

a) Write its electron configuration and identify how many protons does it has.

.....

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

b) What are the possible positive ions this element can form to reach stability? Write their electron configuration.

.....

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

A hypothetical representative element with an ion symbol of ${}_{13}X^{+3}$

أ) اكتب التوزيع الإلكتروني لهذا الأيون

a) Write the electron configuration of the this ion.

.....

ب) كم عدد الإلكترونات فيه؟ (ب) How many electrons does it have?

.....

Fill in the blanks in the following table:

(3-5) املأ الفراغات في الجدول التالي:

رمز العنصر Element symbol	التوزيع الإلكتروني Electron configuration	الدورة period	المجموعة Group	رمز الأيون Ion symbol	نوع العنصر Element type	التوصيل الكهربائي Electrical conductivity
${}^3\text{Li}$						
${}^7\text{N}$						
${}^{19}\text{K}$						
${}^{17}\text{Cl}$						
${}^{20}\text{Ca}$						
${}^{16}\text{S}$						

Chemical bond

الرابطـة الكيميائية

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

A chemical bond is the attractive force that arises between two or more atoms through electron loss, gain, or sharing.

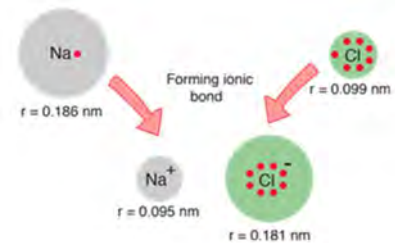
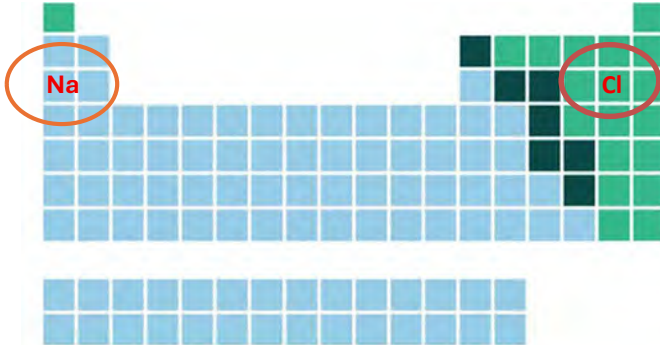
Ionic Bonds

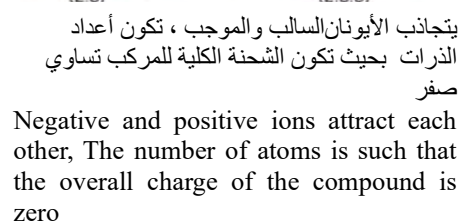
الروابط الأيونية

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

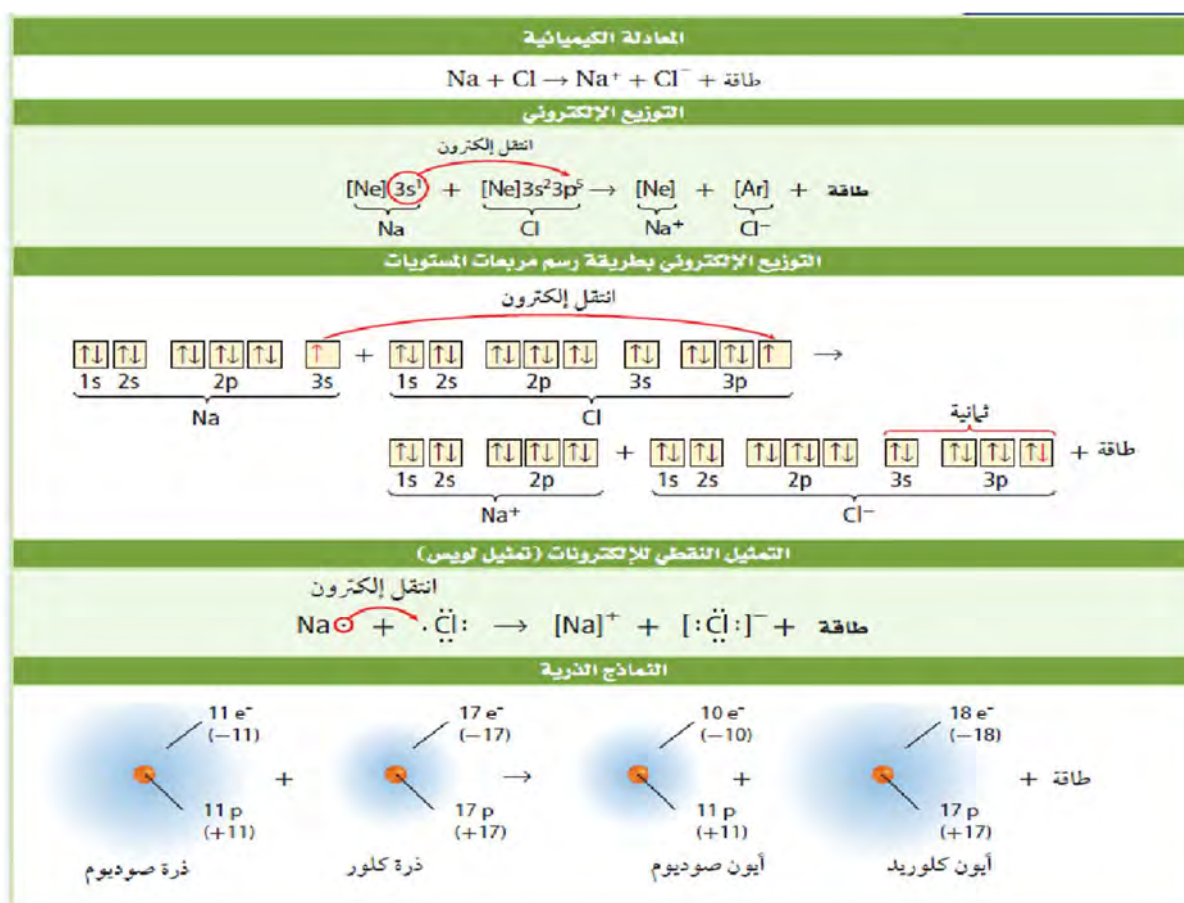
Ionic bonds are formed between a metal and a non-metal due to the electrostatic attraction of oppositely charged ions, resulting in ionic compounds.

كيف يتكون كلوريد الصوديوم (NaCl) **Example: ow is sodium chloride formed (NaCl)**



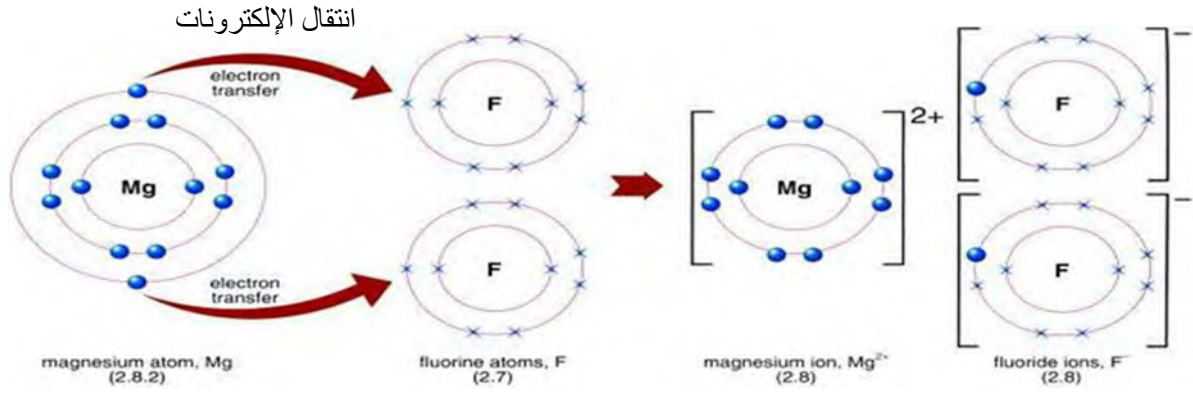


The following table summarizes several methods for forming ionic compounds, including sodium chloride.



How Magnesium Fluoride is Formed (MgF_2)

كيف يتكون فلوريد الماغنيسيوم



Properties of Ionic Compounds

خصائص المركبات الأيونية

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.

1. Solid at room temperature.
2. High melting and boiling points.
3. Mostly soluble in water and dissociate into ions.
4. They conduct electricity in the molten state or in aqueous solution, but not in the solid state.
5. Ionic crystals are hard, brittle, and strong.

Lattice Energy of Ionic Compounds

طاقة الشبكة البلورية للمركبات الأيونية

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.

Definition: The energy required to separate one mole of an ionic solid into gaseous ions. It reflects the strength of electrostatic forces between cations and anions.

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.

Factors:

1. Ion charge: Higher charges $\rightarrow$ stronger attraction $\rightarrow$ higher lattice energy.
Example: $MgO > NaCl$ because Mg^{2+} and O^{2-} carry higher charges.
2. Ion size: Smaller ionic radius $\rightarrow$ stronger attraction.
Example: $NaF > NaI$ because fluoride is smaller than iodide.

أهمية طاقة الشبكة:

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

Importance:

- Explains hardness and high melting points.
- Explains solubility: if lattice energy is too high, solubility decreases.
- Directly related to density and thermal resistance.

أمثلة توضيحية

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

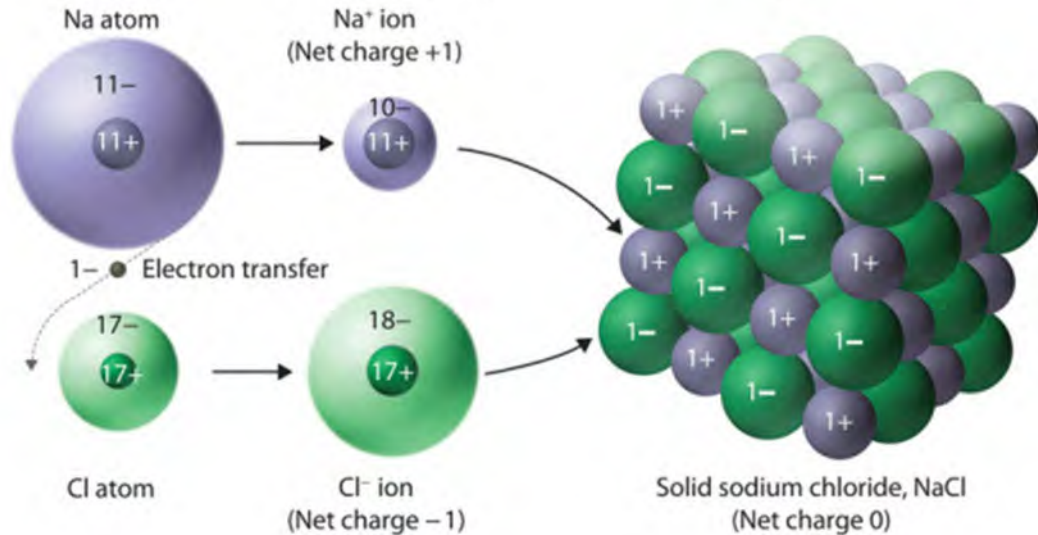
Illustrative Examples

The lattice energy of MgO is higher than that of NaF , making MgO more solid and having a higher melting point.

Compounds such as $SrCl_2$ or $AgCl$ vary in energy depending on the size and charge of their constituent ions.

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

summary: The crystal lattice energy is a measure of the strength of the bond between ions. It increases with increasing charge and smaller ionic radius. It is key to understanding the stability and properties of ionic compounds.



خطوات كتابة الصيغة الكيميائية للمركبات الأيونية

Steps for Writing the Chemical Formula of Ionic Compounds

مثال:

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

Example

Write the chemical formula of the ionic compound formed from chloride ion and magnesium ion.

The solution

الحل:

يجب اتباع الخطوات التالية:

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

must follow these steps:

First: Write the symbol of the positive ion on the left and the negative ion on the right.



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

Second: Write the charge of each ion below it (without the positive or negative sign)



ثالثاً: نبادل بين أرقام الشحنات.

Third: We exchange between charge numbers



-تكون الشحنات بأبسط نسبة، فقد يلزم الاختصار

مثال: صيغة أكسيد السليكون هي SiO_2 وليست Si_2O_4

-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 $\text{Ba}(\text{OH})_2$ وليست BaOH_2

Charges are in their simplest ratio, so abbreviations may be necessary.

For example: The formula for silicon oxide is SiO_2 , not Si_2O_4 .

If the number of charges is equal, it is not written.

For example: The formula for calcium oxide is CaO , not Ca_2O_2 .

If the number of charges is +1 or -1, it is not written.

For example: The formula for magnesium chloride is MgCl_2 , not Mg_1Cl_2 .

Polyatomic ions are enclosed in parentheses.

For example: The formula for barium hydroxide is $\text{Ba}(\text{OH})_2$, not BaOH_2 .

exercises

تدريبات

(3-6) اكتب الصيغة الكيميائية للمركبات التالية.

Write the chemical formula for the following compounds.

كبريتيد الحديد II Iron II sulfide	سيليكات الصوديوم Sodium silicate	كبريتات الصوديوم Sodium sulfate	كبريتات الحديد III Iron III sulfate	هيدروكسيد الكالسيوم Calcium hydroxide
فلوريد النحاس II Copper II fluoride	كربونات الألومنيوم Aluminum carbonate	بروميد البوتاسيوم Potassium bromide	بيكربونات الماغنيسيوم Magnesium bicarbonate	هيدروكسيد الزنك Zinc hydroxide

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

Based on the ions in the following table, write the chemical formulas of the compounds, then write the name of each compound below Formula.

الأيونات Ions	OH ⁻	O ²⁻	PO ₄ ³⁻	NO ₃ ⁻	SO ₄ ²⁻	SO ₃ ²⁻
Ca ²⁺						
K ⁺						
Al ³⁺						
Cu ²⁺						
Fe ²⁺						
Fe ³⁺						
NH ₄ ⁺						

(3-8) اعتماد على العناصر التالية، املأ الفراغات في الجدول ثم أجب عن الأسئلة اللاحقة.
Based on the following elements, fill in the blanks in the table and then answer the subsequent questions.

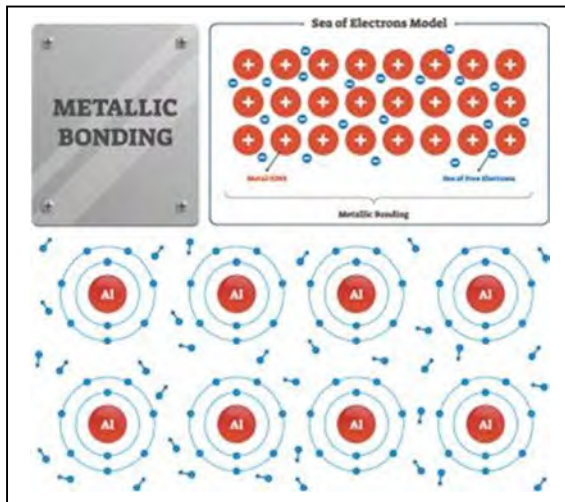
19K	17Cl	8O	7N	12Mg	العنصر Element
					رمز الأيون Symbol of Ion
					عدد الروابط Number of Bonds

- (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
- a) The type of bond between (O , N) is
- b) The type of bond between (Mg , O) is
- c) The type of bond between (Mg , Cl) is.
- d) The formula of the compound formed by the bonding of (Mg, N) is.....
- e) The formula of an oxygen molecule is.
- f) Which has the higher boiling point, KCl or Cl_2O

Metallic Bond

الرابطة الفلزية

- قوة تجاذب بين أيونات الفلزات الموجبة وبحر الإلكترونات المحيط.
 - بحر الإلكترونات هو المسؤول عن العديد من الخصائص المميزة للمعادن.
- A force of attraction between positive metal ions and the surrounding sea of electrons.
- The sea of electrons is responsible for many of the distinctive properties of metals.



العوامل المؤثرة على قوة الرابطة الفلزية:

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

Factors Affecting the Strength of a Metallic Bond:

- Number of free electrons.
- Amount of positive charge in the nucleus.
- Size of the metal atom.

The Metals

الفلزات

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.

"They are chemical elements that lose electrons to form positive ions. They are mainly located in the left and center of the periodic table, including Groups 1 and 2, most transition metals, and some Group 13 elements."

خواص الفلزات:

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

Properties of Metals:

1. They are shiny and have a luster.
2. They are ductile and malleable.
3. They have a high melting point.
4. They are solid and have a high density.
5. They are good conductors of electricity and heat.
6. They are chemically active, reacting with oxygen to form metal oxides. Their chemical activity also varies.

Exercise answers

إجابات التدريبات

(3-1)

المركب Compound	الاسم Name	عدد ذرات الأكسجين Number of oxygen atoms
$\text{Al(NO}_3)_3$	نترات الألومنيوم Aluminum nitrate	9
Ca(OH)_2	هيدروكسيد الكالسيوم Calcium hydroxide	2
Na_2CO_3	كربونات الصوديوم Sodium carbonate	3

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

ب) 34

ج) عدد الإلكترونات 36

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

د) الكريبتون Kr

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

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

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

(3-4) أ) $1s^2 2s^2 2p^6$ ب) 10

(3-5)

Element symbol رمز العنصر	Electron configuration التوزيع الإلكتروني	period الدورة	Group المجموعة	Ion symbol رمز الأيون	Element type نوع العنصر	Electrical conductivity التوصيل الكهربائي
${}^3\text{Li}$	$1s^2 2s^1$	2	1	Li^+	فلز	موصل
${}^7\text{N}$	$1s^2 2s^2 2p^3$	2	5	N^{3-}	لا فلز	غير موصل
${}^{19}\text{K}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$	4	1	K^+	فلز	موصل
${}^{17}\text{Cl}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$	3	17	Cl^-	لا فلز	غير موصل
${}^{20}\text{Ca}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$	4	2	Ca^{2+}	فلز	موصل
${}^{16}\text{S}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$	3	16	S^{2-}	لا فلز	غير موصل

(3-6)

كبريتيد الحديد II Iron 11 sulfide	سيليكات الصوديوم Sodium silicate	كبريتات الصوديوم Sodium sulfate	كبريتات الحديد III Iron III sulfate	هيدروكسيد الكالسيوم Calcium hydroxide
FeS	Na ₂ SiO ₃	Na ₂ SO ₄	Fe ₂ (SO ₄) ₃	Ca(OH) ₂
فلوريد النحاس II Copper 11 fluoride	كربونات الألمنيوم Aluminum carbonate	بروميد البوتاسيوم Potassium bromide	بيكربونات الماغنسيوم Magnesium bicarbonate	هيدروكسيد الزنك Zinc hydroxide
CuF ₂	Al ₂ (CO ₃) ₃	KBr	Mg(HCO ₃) ₂	Zn(OH) ₂

(3-7)

الأيونات Ions	OH ⁻	O ²⁻	PO ₄ ³⁻	NO ₃ ⁻	SO ₄ ²⁻	SO ₃ ²⁻
Ca ²⁺	Ca(OH) ₂ هيدروكسيد الكالسيوم	CaO أكسيد الكالسيوم	Ca ₃ (PO ₄) ₂ فوسفات الكالسيوم	Ca(NO ₃) ₂ نترات الكالسيوم	CaSO ₄ كبريتات الكالسيوم	CaSO ₃ كبريتيت الكالسيوم
K ⁺	KOH هيدروكسيد بوتاسيوم	K ₂ O أكسيد بوتاسيوم	K ₃ PO ₄ فوسفات بوتاسيوم	KNO ₃ نترات بوتاسيوم	K ₂ SO ₄ كبريتات بوتاسيوم	K ₂ SO ₃ كبريتيت بوتاسيوم
Al ³⁺	Al(OH) ₃ هيدروكسيد ألومنيوم	Al ₂ O ₃ أكسيد ألومنيوم	AlPO ₄ فوسفات ألومنيوم	Al(NO ₃) ₃ نترات ألومنيوم	Al ₂ (SO ₄) ₃ كبريتات ألومنيوم	Al ₂ (SO ₃) ₃ كبريتيت ألومنيوم
Cu ²⁺	Cu(OH) ₂ هيدروكسيد نحاس II	CuO أكسيد نحاس II	Cu ₃ (PO ₄) ₂ فوسفات نحاس II	Cu(NO ₃) ₂ نترات نحاس II	CuSO ₄ كبريتات نحاس II	CuSO ₃ كبريتيت نحاس II
Fe ²⁺	Fe(OH) ₂ هيدروكسيد حديد II	FeO أكسيد حديد II	Fe ₃ (PO ₄) ₂ فوسفات حديد II	Fe(NO ₃) ₂ نترات حديد II	FeSO ₄ كبريتات حديد II	FeSO ₃ كبريتيت حديد II
Fe ³⁺	Fe(OH) ₃ هيدروكسيد حديد III	Fe ₂ O ₃ أكسيد حديد III	FePO ₄ فوسفات حديد III	Fe(NO ₃) ₃ نترات حديد III	Fe ₂ (SO ₄) ₃ كبريتات حديد III	Fe ₂ (SO ₃) ₃ كبريتيت حديد III
NH ₄ ⁺	NH ₄ OH هيدروكسيد الأمونيوم	(NH ₄) ₂ O أكسيد الأمونيوم	(NH ₄) ₃ PO ₄ فوسفات الأمونيوم	NH ₄ NO ₃ نترات الأمونيوم	(NH ₄) ₂ SO ₄ كبريتات الأمونيوم	(NH ₄) ₂ SO ₃ كبريتيت الأمونيوم

(3-8)

¹⁹ K	¹⁷ Cl	⁸ O	⁷ N	¹² Mg	العنصر Element
K ⁺	Cl ⁻	O ²⁻	N ³⁻	Mg ²⁺	رمز الأيون Symbol of Ion
1	1	2	3	2	عدد الروابط Number of Bonds

(a) تساهمية covalent

(b) أيونية ionic

(c) أيونية ionic

(d) Mg₃N₂

(e) O₂

(f) KCl

04

4 - الروابط والمركبات التساهمية Covalent Bonds and Compounds

The Covalent Bonding Model

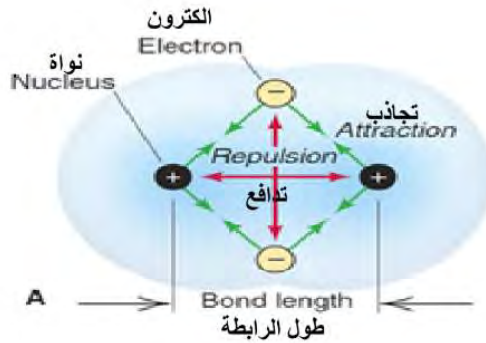
نموذج الترابط التساهمي

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

Covalent bonds form when atoms share electrons, and they appear in everything from simple molecules like H_2 to complex biological macromolecules and polyatomic ions. Electron sharing is the one of the main ways atoms bond.

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.

Hydrogen exists as H_2 because two atoms are more stable together than alone. As they approach, the system's potential energy decreases—the attraction between electrons and nuclei outweighs repulsion. At the optimal distance, called the bond length, a covalent bond forms (Figure 4.1), creating the stable H_2 molecule instead of separate atoms.



الشكل 4.1 تكوين الرابطة التساهمية في H_2

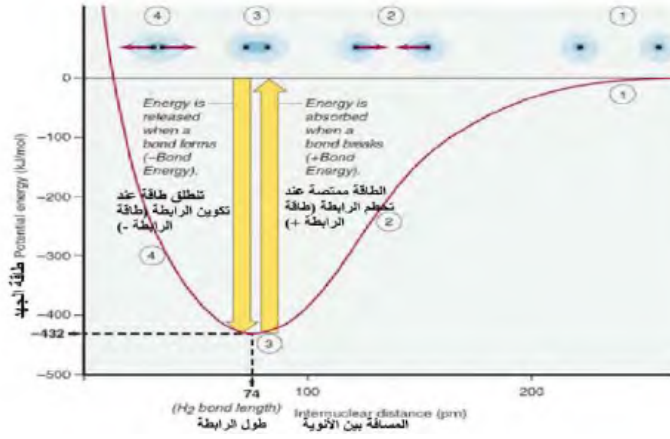
Figure 4.1 Covalent bond formation in H_2

The Formation of the Covalent Bond

تكوين الرابطة التساهمية

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).

Hydrogen gas exists as H_2 because two atoms are more stable bonded together. This stability can be seen on the potential energy curve (Figure 4.2).



الشكل 4.2 منحنى الطاقة الكامنة لتكوين الرابطة التساهمية في H_2

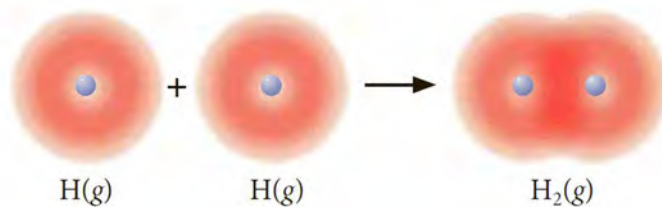
Figure 4.2 The potential energy curve of covalent bond formation in H_2

- **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.

- **Point 1** – Atoms are far apart and act independently.
- **Point 2** – As atoms move closer, each nucleus attracts the other's electron, lowering potential energy. Attractions increase, but so do repulsions.
- **Point 3** – At the bottom of the curve (bond length), attraction balances repulsion. This is the most stable, lowest-energy state, where a covalent bond forms.
- **Point 4** – If atoms move too close, repulsions dominate, pushing them back toward the stable bond length.

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

Thus, a covalent bond results from the balance of attractive and repulsive forces, with greater electron density between the nuclei holding the atoms together (Figure 4.3).



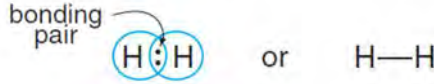
الشكل 4.3 احتمالية توزيع الكثافة الإلكترونية لجزيء H_2

Figure 4.3 The electron probability distribution for the H_2 molecule

الأزواج الإلكترونية الرابطة والأزواج الإلكترونية غير الرابطة

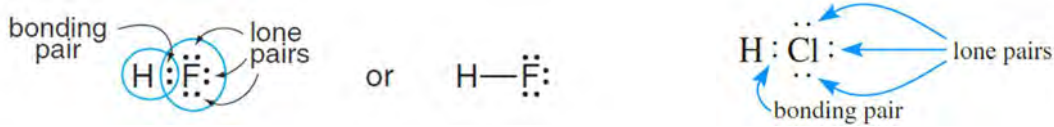
Bonding Pairs and Lone Pairs

يتم تمثيل الزوج الإلكتروني المتشارك، أو الزوج الرابط، بواسطة زوج من النقاط أو خط:
The **shared pair**, or **bonding pair**, is represented by a pair of dots or a line:

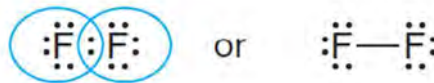


يسمى زوج الإلكترونات في المستوى الخارجي الذي لا يشارك في الترابط زوجاً غير رابط أو زوجاً غير مشترك. يملأ زوج الترابط في HF أو HCl المستوى الخارجي لذرة الهيدروجين، ومع ثلاثة أزواج غير رابطة يكتمل المستوى الخارجي لذرة الفلور أيضاً.

An outer-level electron pair that is not involved in bonding is called a **lone pair**, or **unshared pair**. The bonding pair in HF or HCl fills the outer level of the H atom and, together with three lone pairs, fills the outer level of the F atom as well.



في جزيء F₂ يملأ الزوج الرابط وثلاثة أزواج غير رابطة المستوى الخارجي لكل ذرة فلور.
In F₂ the bonding pair and three lone pairs fill the outer level of each F atom.



خصائص الرابطة التساهمية: الرتبة، والطاقة، والطول

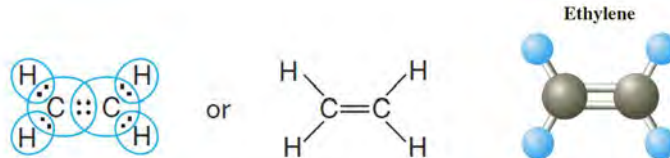
Properties of the Covalent Bond: Order, Energy, and Length

1. رتبة الرابطة Bond Order

يمثل عدد أزواج الإلكترونات المشتركة بين ذرتين.

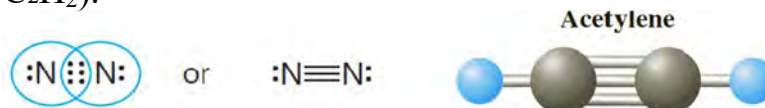
The number of electron pairs shared between two atoms.

- **الرابطة الأحادية:** زوج واحد مشترك ← رتبة الرابطة = 1 (مثل H₂, HF, F₂).
- **Single bond:** 1 shared pair → bond order = 1 (e.g., H₂, HF, F₂).
- **الرابطة الثنائية:** زوجان مشتركان ← رتبة الرابطة = 2 (مثل C=C في الإيثيلين، C₂H₄).
- **Double bond:** 2 shared pairs → bond order = 2 (e.g., C=C in ethylene, C₂H₄).



- **الرابطة الثلاثية:** 3 أزواج مشتركة ← رتبة الرابطة = 3 (مثل N≡N و C≡C في الأسيتيلين، C₂H₂)

- **Triple bond:** 3 shared pairs → bond order = 3 (e.g., N≡N and C≡C in acetylene, C₂H₂).



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.

The energy required to break one mole of bonds in the gas phase.

- Higher bond order → stronger bond → higher bond energy.
- Triple bonds > double bonds > single bonds.

3. طول الرابطة Bond Length

متوسط المسافة بين نوى الذرات المرتبطة.

The average distance between the nuclei of bonded atoms.

- رتبة رابطة أعلى ← طول رابطة أقصر.
- Higher bond order → shorter bond length.
C≡C (الأقصر), C=C (المتوسطة), C-C (الأطول)
- **ضمن نفس المجموعة:** ذرات أكبر ← روابط أطول ← روابط أضعف.
- **Within a group:** Larger atoms → longer bonds → weaker bonds.
C-I > C-Br > C-Cl (الطول), but C-Cl > C-Br > C-I (الطاقة)
- **ضمن نفس الدورة:** ذرات أصغر ← روابط أقصر ← روابط أقوى.
- **Within a period:** Smaller atoms → shorter bonds → stronger bonds
C-N > C-O > C-F (الطول), but C-F > C-O > C-N (الطاقة).

✓ العلاقة بين الخصائص الثلاث:

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

✓ Relationship Between the Three Properties:

- As bond order increases → bond length decreases and bond energy increases.
- Stronger, shorter bonds = greater stability, but often less reactive.

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.

Table 4.1 The Relation of Bond Order, Bond Length, and Bond Energy

تدريب (4-1)

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

Rank the bonds in each set in order of decreasing bond length and decreasing bond strength.



الحل:

.....

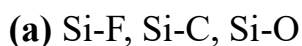
.....

.....

تدريب (4-2)

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

Rank the bonds in each set in order of increasing bond length and increasing bond strength.



الحل:

.....

.....

.....

Naming Molecules

تسمية الجزيئات

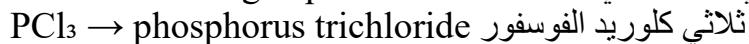
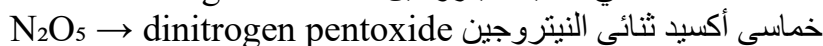
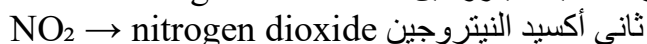
المركبات الجزيئية الثنائية هي تلك التي تحتوي على عنصرين مختلفين فقط. عند تسمية مثل هذه المركبات، وبالنظر إلى صيغها، تُتبع القواعد التالية.

1. تبدأ التسمية باسم العنصر الثاني (على اليمين) في المركب، مضافاً إليه مقطع (-يد)، ومسبوفاً بعدد ذراته في المركب، مثل: أحادي، ثنائي، ثلاثي، وهكذا.
2. تتم تسمية العنصر المكتوب أولاً في المركب، مبتدئاً بال التعريف، ومسبوفاً 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.

Binary molecular compounds are those that contain only two different elements. In naming such compounds, given their formulas, the rules below are followed.

1. Name the first element in the formula first, using its element name, unchanged.
2. Name the second element, using the root of its name and adding the suffix-ide.
3. Use the following prefixes, given the number of each type of atom present: 1, mono-; 2, di-; 3, tri-; 4, tetra-; 5, penta-; 6, hexa-; 7, hepta-. Mono- is not used as a prefix for the name of the first element.

Examples: أمثلة



تسمية المركبات الأيونية التي تحتوي على أيونات متعددة الذرات:

Naming ionic compounds with polyatomic ions:

لا تُستخدم البادئات (ثنائي، ثلاثي،).

الاسم = اسم الأنيون + 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.

Do not use the prefixes (di-, tri-, ...).

The name = name of the cation + name of the anion. Write the name of the polyatomic ion as it is without any change in the name. Do not use the suffix “-ide” as in the case of monatomic ions as shown in table 4.2.

الاسم	Name	Formula	الاسم	Name	Formula
الزئبق (I)	Mercury(I) or mercurous	Hg_2^{2+}	برمنجنات	Permanganate	MnO_4^-
الأمونيوم	Ammonium	NH_4^+	نيتريت	Nitrite	NO_2^-
سيانيد	Cyanide	CN^-	نترات	Nitrate	NO_3^-
كربونات	Carbonate	CO_3^{2-}	هيدروكسيد	Hydroxide	OH^-
بيكربونات	Hydrogen carbonate (or bicarbonate)	HCO_3^-	فوق أكسيد	Peroxide	O_2^{2-}
خلات	Acetate	$\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-$	فوسفات	Phosphate	PO_4^{3-}
الأكسالات	Oxalate	$\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$	فوسفات أحادية الهيدروجين	Monohydrogen phosphate	HPO_4^{2-}
هيبوكلوريت	Hypochlorite	ClO^-	فوسفات ثنائية الهيدروجين	Dihydrogen phosphate	H_2PO_4^-
كلوريت	Chlorite	ClO_2^-	كبريتيت	Sulfite	SO_3^{2-}
كلورات	Chlorate	ClO_3^-	كبريتات	Sulfate	SO_4^{2-}
فوق كلوريت	Perchlorate	ClO_4^-	كبريتيت هيدروجينية	Hydrogen sulfite (or bisulfite)	HSO_3^-
كرومات	Chromate	CrO_4^{2-}	كبريتات هيدروجينية	Hydrogen sulfate (or bisulfate)	HSO_4^-
ثنائي كرومات	Dichromate	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$	ثيوكبريتات	Thiosulfate	$\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$

جدول 4.2 الأيونات متعددة الذرات الشائعة Table 4.2 Common Polyatomic Ions

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

Example 1: Li_2CO_3 is lithium carbonate (not “dilithium carbonate”) because Li^+ is always +1 and CO_3^{2-} is always -2; the ratio is dictated by charge balance.

تدريب (4-3)

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

Write the proper formula and give the proper name for each ionic compound formed between the two listed ions.

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

الحل:

.....

.....

.....

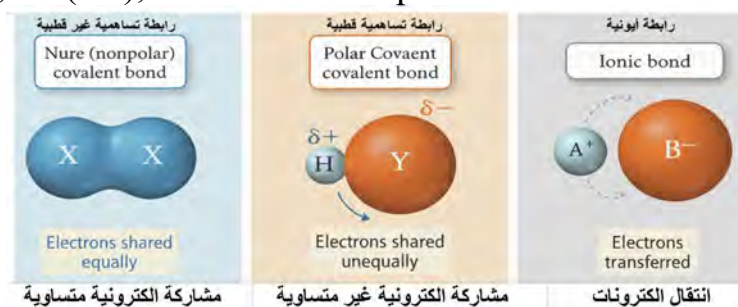
الكهرومغناطيسية (EN)

Electronegativity (EN) is the ability of atoms in a molecule to attract electrons to itself. On the periodic chart (Figure 4.4) , electronegativity increases as you go from left to right across a row. from the bottom to the top of a column.

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																				

The Electronegativity Difference (ΔEN) and Bond Polarity

The difference between the electronegativity values of the bonded atoms is directly related to the polarity of the bond. It ranges from 0.0 non-polar covalent bond in a diatomic element, such as H_2 , O_2 , or Cl_2 , all the way up to 3.3, the difference between the most electronegative atom, F (4.0), and the most electropositive, Cs (0.7), in the ionic compound CsF.



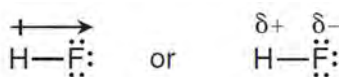
أولمبياد العلوم والرياضيات الوطني

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

Nonpolar covalent bonds: When identical atoms bond (H_2 , F_2 , Cl_2), electron sharing is equal.

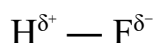
الرابط التساهمية القطبية: عند ارتباط ذرات ذات كهروسالبية مختلفة، مثل H (2.1) و F (4.0) في HF، لا يتوزع زوج الإلكترونات الرابط بالتساوي. هذا التوزيع غير المتكافئ يؤدي إلى تكون قطبية، ويمثل بسهم قطبي ($\rightarrow$) يشير نحو الذرة ذات الشحنة الجزئية السالبة (δ^-) أو بالرمزين δ^+ و δ^- . وكلما ازداد فرق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

Polar covalent bond: Whenever atoms of different electronegativities form a bond, such as H (2.1) and F (4.0) in HF, the bonding pair is shared unequally. This unequal configuration of electron density results in a polar covalent bond. It is depicted by a polar arrow ($\rightarrow$) pointing toward the partially negative atom or by the symbols δ^+ and δ^- . A greater ΔEN leads to larger partial charges and higher ionic character.



مثال 2: HF

Example 2: HF



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

δ^+ and δ^- symbols show partial positive and negative charges.

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

Example 3: Use electronegativity values (Figure 4.5) to arrange the following bonds in order of increasing polarity.



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



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

Example 4: Consider ΔEN for the three Cl-containing gaseous molecules:

for LiCl (g) is $3.0 - 1.0 = 2.0$;

for HCl (g), it is $3.0 - 2.1 = 0.9$;

for Cl_2 (g), it is $3.0 - 3.0 = 0.0$.

Thus, the polarity of the bond,

LiCl: $\Delta EN = 2.0 \rightarrow$ highly ionic

character.

HCl: $\Delta EN = 0.9 \rightarrow$ polar covalent.

Cl_2 : $\Delta EN = 0.0 \rightarrow$ nonpolar covalent.

وبالتالي، قطبية الرابطة،

LiCl: $\Delta EN = 2.0 \leftarrow$ صفة أيونية عالية.

HCl: $\Delta EN = 0.9 \leftarrow$ تساهمية قطبية.

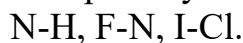
Cl_2 : $\Delta EN = 0.0 \leftarrow$ تساهمية غير

قطبية.

تدريب (4-4)

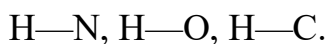
(أ) استخدم سهمًا قطبيًا لتوضيح قطبية كل رابطة:

(a) Use a polar arrow to indicate the polarity of each bond:



(ب) رتب الروابط التالية وفق ازدياد القطبية ووفق تناقص النسبة المئوية للصفة الأيونية.

(b) Rank the following bonds in order of increasing polarity and decreasing percent ionic character.



الحل:

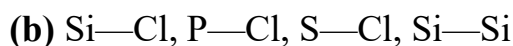
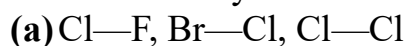
.....

.....

.....

تدريب (4-5)

رتب كل مجموعة من الروابط وفق ازدياد القطبية، وأشر إلى قطبية الرابطة بالرمزين δ^+ و δ^- .
Arrange each set of bonds in order of increasing polarity, and indicate bond polarity with δ^+ and δ^- symbols:



الحل:

.....

.....

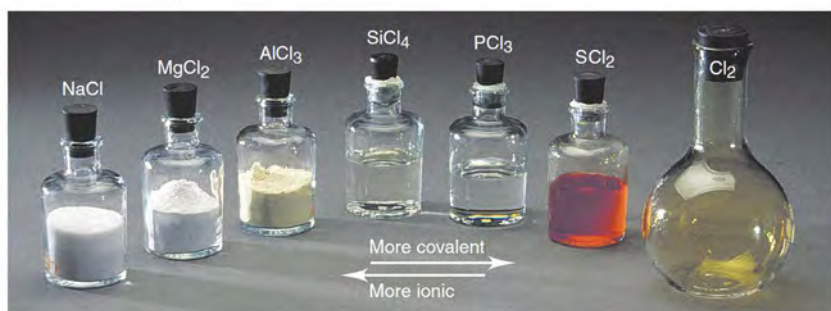
.....

تأثير الكهروسالبية ونوع الرابطة على الخواص الفيزيائية

The effect of electronegativity and bond type on the physical properties

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

For Period 3 chlorides (Figure 4.6), there is a gradation in bond type from ionic to polar covalent to nonpolar covalent.



الشكل 4.6 خواص كلوريدات الدورة الثالثة Figure 4.6 Properties of the Period 3 chlorides

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

As ΔEN decreases, melting point and electrical conductivity decrease because the bond type changes from ionic to polar covalent to nonpolar covalent.

The Shapes of Molecules

أشكال الجزيئات

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.

The Lewis structure of a covalent compound or polyatomic ion shows how the valence electrons are arranged among the atoms in the molecule to show the connectivity of the atoms.

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

The valence electrons are then written as dots or (small cross marks) around the symbol of the atom. Represent the number of valence electrons as dots. Valence number is the same as the Periodic Table Group Number (Figure 4.7).

1 1A	2 2A																	13 3A	14 4A	15 5A	16 6A	17 7A	18 8A
H	Be																	B	C	N	O	F	Ne
Li																		Al	Si	P	S	Cl	Ar
Na	Mg	3 3B	4 4B	5 5B	6 6B	7 7B	8 8B	9 8B	10 8B	11 1B	12 2B							Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
K	Ca																						
Rb	Sr																						
Cs	Ba																						
Fr	Ra																						

الشكل 4.7 رموز لويس لعناصر المجموعات الرئيسية

Figure 4.7 Lewis symbols of the main group elements

تطبيق قاعدة الثمانية لكتابة تراكيب لويس

Applying the Octet Rule to Write Lewis Structures

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

Lewis summarized much of his theory of chemical bonding with the octet rule. According to the **octet rule**, atoms will lose, gain, or share electrons to achieve a noble gas electron configuration.

الخطوات:

1. تحديد مواقع الذرات – تكون الذرة المركزية عادةً هي الأكثر احتياجاً للإلكترونات (ذات رقم مجموعة أقل، كهروسالبية أقل). لا يمكن أن تكون H ذرة مركزية أبداً.
2. احسب عدد إلكترونات التكافؤ – اجمع إلكترونات التكافؤ للذرات؛ واضبط العدد حسب شحنة الأيون (أضف إلكترونات تكافؤ 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.

Steps:

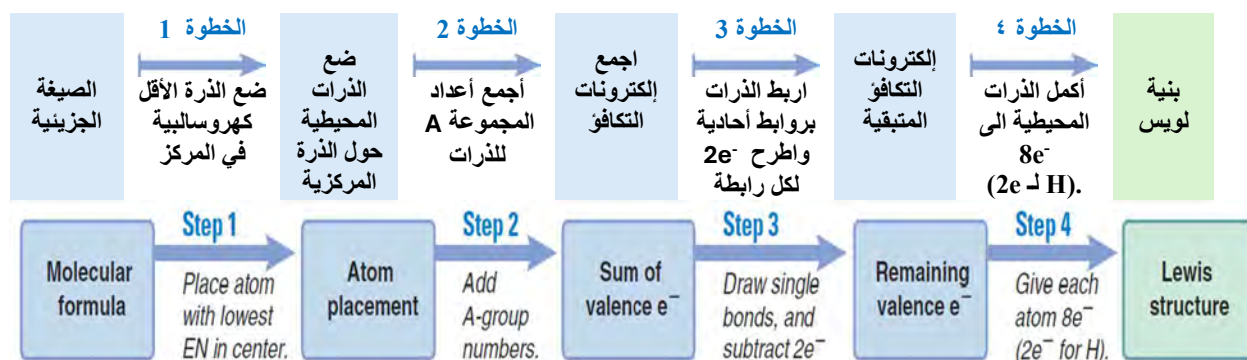
- 1. Place atoms** – Central atom is usually the one needing more electrons (lower group number, lower electronegativity). H is never central.
- 2. Count valence electrons** – Add up valence e^- of atoms; adjust for ion charge (add e^- for negative charge, subtract for positive).
- 3. Form single bonds** – Connect each surrounding atom to the central atom with a bond (subtract $2e^-$ per bond).
- 4. Distribute remaining e^-** – Complete octets (2 for H) with lone pairs. Put leftovers on central atom.

قواعد الروابط:

- H ← رابطة واحدة (لا تكون أبداً ذرة مركزية)
- C ← أربع روابط
- N ← ثلاث روابط
- O ← رابطتان
- الهالوجينات (F, Cl, Br, I) ← رابطة واحدة (ويكون F دوماً ذرة طرفية)

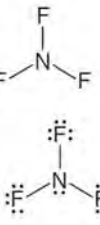
Bond rules:

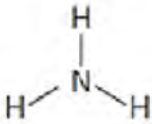
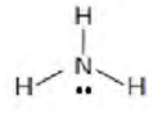
- H → 1 bond (never central)
- C → 4 bonds
- N → 3 bonds
- O → 2 bond
- Halogens (F, Cl, Br, I) → 1 bond (F always terminal)

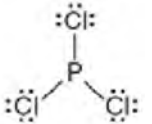
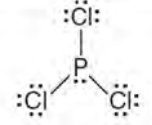


الشكل 4.8 خطوات تحويل الصيغة الجزيئية إلى بنية لويس.

Figure 4.8 The steps in converting a molecular formula into a Lewis structure.

Example 5: Lewis structure for NF_3	مثال 5: تركيب لويس لـ NF_3	
N in center, 3 Fs around.	ضع ذرة N في المركز، وزع 3 F حولها	
Total valence e⁻ N - has 5 valence electrons (5A) F - has 7 valence electrons (7A) NF_3 has $5 + 3(7) = 26 \text{ e}^-$	مجموع عدد إلكترونات التكافؤ N - يوجد 5 إلكترونات تكافؤ (5A) F - يوجد 7 إلكترونات تكافؤ (7A) NF_3 لديه $5 + 3(7) = 26 \text{ e}^-$	
3 bonds use $6 \text{ e}^- \rightarrow 20 \text{ e}^-$ left.	ثلاث روابط تحتاج $6 \text{ e}^- \leftarrow$ المتبقي 20 e^-	
Distribute: each F gets 3 lone pairs (18 e^-), N gets 1 lone pair (2 e^-).	توزيع الإلكترونات: كل ذرة F تحتاج إلى 3 أزواج غير رابطة للوصول للقاعدة الثمانية (18 e^-) (2 e^-) المتبقي يتم وضعه كزوج غير رابط عند ذرة N.	
التركيب النهائي: N مرتبط بثلاث ذرات من F ، وكل ذرة لديها قاعدة ثمانية مكتملة.		
Final structure: N bonded to 3 Fs, each atom with an octet.		

Example 6: Lewis structure for NH_3	مثال 6: تركيب لويس لـ NH_3	
Total valence e⁻ N - has 5 valence electrons (5A) H - has 1 valence electrons (1A) NH_3 has total $5 + 3(1) = 8 \text{ e}^-$	مجموع عدد إلكترونات التكافؤ N - يوجد 5 إلكترونات تكافؤ (5A) H - يوجد 1 إلكترون تكافؤ (1A) NH_3 وبالتالي العدد الكلي $5 + 3(1) = 8 \text{ e}^-$	
Draw in the bonds All 8 electrons are accounted Everything is full (2 e^- for H)	ارسم الروابط جميع الإلكترونات الثمانية محسوبة كل شيء مكتمل (الهيدروجين 2 e^-)	

Example 7: Lewis structure for PCl_3	مثال 7: تركيب لويس لـ PCl_3	
The central atom is the least electronegative element	الذرة المركزية هي العنصر الأقل كهروسالبية	
Total valence e⁻ P - has 5 valence electrons Cl - has 7 valence electrons PCl_3 has total $5 + 3(7) = 26 \text{ e}^-$	مجموع عدد إلكترونات التكافؤ P - يوجد 5 إلكترونات تكافؤ (5A) Cl - يوجد 7 إلكترونات تكافؤ (7A) PCl_3 وبالتالي العدد الكلي $5 + 3(7) = 26 \text{ e}^-$	
Draw in the bonds All 8 electrons are accounted Everything is full	ارسم الروابط جميع الإلكترونات الثمانية محسوبة كل شيء مكتمل	

تدريب (4-6)

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

Sulfur dichloride, SCl_2 , is a red, fuming liquid used in the manufacture of insecticides. Write the Lewis formula for the molecule.

الحل:

.....
.....
.....

الرابطة المضاعفة

زوجان من الإلكترونات الرابطة تتشارك بهما ذرتين.

Double Bond

2 pairs of e^- 's shared between 2 atoms

Ex. CO_2



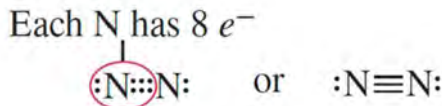
الرابطة الثلاثية

3 أزواج من الإلكترونات الرابطة تتشارك بهما ذرتين.

Triple bond

3 pairs of e^- 's shared between 2 atoms

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 أنيون، أضف إلكترونًا واحدًا عن كل شحنة سالبة.
إذا كان كاتيون، اطرح إلكترونًا واحدًا عن كل شحنة موجبة.

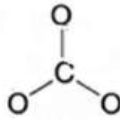
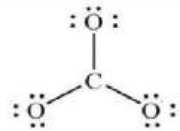
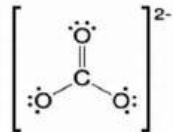
Find the sum of valence electrons of all atoms in the polyatomic ion or molecule.

If it is an anion, add one electron for each negative charge.

If it is a cation, subtract one electron for each positive charge.

Example 8:

مثال 8:

CO_3^{2-}	$\chi_{\text{C}} = 2.5, \chi_{\text{O}} = 3.5$	
$1 \text{ C} = 1 \times 4 e^- = 4 e^-$ $3 \text{ O} = 3 \times 6 e^- = 18 e^-$ $2^- \text{ charge الشحنة} = 2 e^-$ $\text{Total المجموع} = 24 e^-$	التركيب الهيكلي Skeletal Structure	
single bonds $- 6 e^-$ روابط مفردة $18 e^-$	أكمل الذرات المحيطة إلى الثمانية Complete terminal atom octets	
O lone pairs $- 16 e^-$ أزواج غير رابطة $\text{Charge الشحنة} = 2 e^-$	ضع البنية بين أقواس وتضمن الشحنة. Place the structure in brackets and include the charge.	

More Than One Central Atom

أكثر من ذرة مركزية واحدة

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

The molecules with more than one central atom are composites of the shapes around each of the central atoms.

Example 9:

مثال 9:

N_2F_2		
$2 \text{ N} = 2 \times 5 e^- = 10 e^-$ $2 \text{ F} = 2 \times 7 e^- = 14 e^-$ $\text{Total المجموع} = 24 e^-$	التركيب الهيكلي Skeletal Structure $\text{F}-\text{N}-\text{N}-\text{F}$	
F lone pairs $- 12 e^-$ أزواج غير رابطة $6 e^-$	إكمال الثمانيات الإلكترونية للذرات الطرفية Complete terminal atom octets $:\ddot{\text{F}}-\text{N}-\text{N}-\ddot{\text{F}}:$	
N electrons $- 6 e^-$ إلكترونات $0 e^-$	ضع الإلكترونات المتبقية على الذرات المركزية Put remaining e^- s on central atoms $:\ddot{\text{F}}-\ddot{\text{N}}-\ddot{\text{N}}-\ddot{\text{F}}:$	
- لا توجد إلكترونات كافية لإكمال ثمانيات النيتروجين. - يجب تكوين رابطة مزدوجة بين ذرتي النيتروجين لإشباع كلتا الثمانيتين. - Not enough electrons to complete N octets - Must form double bond between N's to satisfy both octets. $:\ddot{\text{F}}-\ddot{\text{N}}=\ddot{\text{N}}-\ddot{\text{F}}:$		

تدريب (4-7)

ارسم تركيب لويس للإيثيلين (C_2H_4)، الذي يعتبر أهم متفاعل في صناعة البوليمرات.
Draw Lewis structure for ethylene (C_2H_4), the most important reactant in the manufacture of polymers.

الحل:

.....

.....

.....

تدريب (4-8)

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

Draw the Lewis structure for methanol (molecular formula CH_4O), an important industrial alcohol that can be used as a gasoline alternative in cars.

الحل:

.....

.....

.....

Coordinate Covalent Bond

الرابطه التساهمية التناسقية

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

A coordinate bond (also called a dative covalent bond) is a covalent bond (a shared pair of electrons) in which **both** electrons come from the same atom.

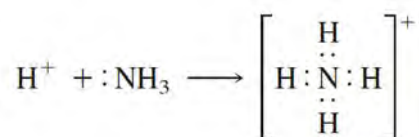
مثال 10: أيون الأمونيوم NH_4^+

Example 10: Ammonium Ion NH_4^+

H^+ has no electrons H^+ ليس لديه إلكترونات

N has lone pair N لديه زوج غير رابط

لا يزال بالإمكان الحصول على إلكترونين مشتركين $Can\ still\ get\ 2\ e^-s\ shared\ between\ them$ بينهما

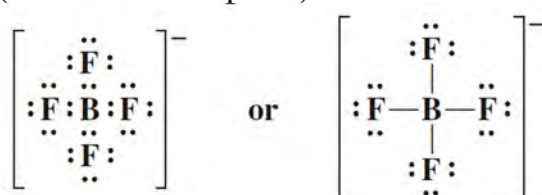


مثال 11: استنتج الصيغة النقطية الإلكترونية (صيغة لويس) لأيون BF_4^- .

Example 11: Obtain the electron-dot formula (Lewis formula) of the BF_4^- ion.

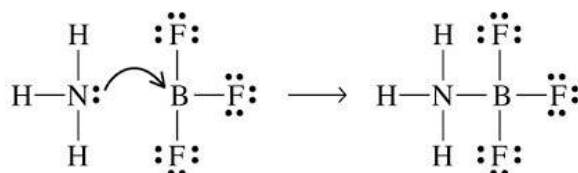
$$n\ e^- = 3 + (4 \times 7) = 31\ e^-$$

31+1 for charge = 32 (or 16 electron pairs).



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

Example 12: Especially boron (electron deficient molecule) reacts with nitrogen compounds that contain lone pair of electrons.



الاستثناءات من قاعدة الثمانية في تراكيب لويس

Exceptions to the Octet Rule in Lewis Structures

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

The octet rule applies to most molecules (especially with Period 2 central atoms), but important exceptions exist.

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).

Three Types of Exceptions

1. Molecules with electron-deficient atoms.
2. Molecules with odd-electron atoms (free radicals).
3. Molecules with expanded valence shells (Period 3 or higher).

1. الذرات ناقصة الإلكترونات

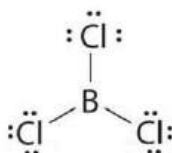
- توجد في الجزيئات التي تحتوي على البيريليوم (Be) أو البورون (B) كذرات مركزية.
- غالباً ما يكون حول هذه الذرات أقل من 8 إلكترونات.

1. Electron-Deficient Atoms

- Found in molecules with beryllium (Be) or boron (B) as central atoms.
- These atoms often have fewer than 8 electrons around them.

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

Example 13: $\text{BCl}_3 \rightarrow$ only 6 electrons around B.



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

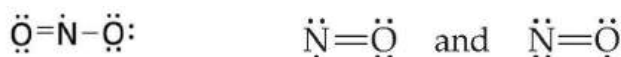
- أنواع تحتوي على عدد فردي من إلكترونات التكافؤ.
- تكون الذرة المركزية غالباً من مجموعة ذات عدد الفردي (مثل N من المجموعة [5A]، أو Cl من المجموعة [7A]).

2. Molecules with Odd-Electron Atoms (Free Radicals)

- Species with an odd number of valence electrons.
- Central atom often comes from an odd-numbered group (e.g., N [Group 5A], Cl [Group 7A]).

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

Example 14: Nitrogen Dioxide (NO_2), Nitrogen monoxide (NO).



3 . أغلفة تكافؤ ممتدة

- بعض الجزيئات/الأيونات تحتوي على أكثر من 8 إلكترونات تكافؤ حول الذرة المركزية.
- يحدث التوسع 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 مدارات 3d الفارغة).

3. Expanded Valence Shells

Some molecules/ions have more than 8 valence electrons around the central atom.

- Expansion occurs when forming more bonds releases energy and the atom has available orbitals to accommodate them.
- Occurs only in nonmetals from Period 3 or higher (can use vacant 3d orbitals).

(أ) ذرة مركزية مرتبطة بأكثر من أربع ذرات

a) Central Atom Bonded to More Than Four Atoms

Example 15: PCl_5

P in PCl_3 has an octet.

Reacts with $\text{Cl}_2 \rightarrow$ expands to 10 electrons in PCl_5 .

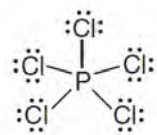
Net effect: one extra bond formed.

مثال 15: PCl_5

الفوسفور في PCl_3 لديه ثمانية إلكترونات (مكتمل الثمانية).

عند تفاعله مع $\text{Cl}_2 \rightarrow$ يتمدد ليصبح لديه 10 إلكترونات في PCl_5 .

النتيجة النهائية: تكوّنت رابطة إضافية واحدة.



Example 16: SF_6

S bonded to six fluorine atoms.

Central S has 12 electrons (six bonds).

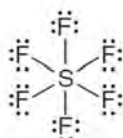
Stable, inert gas used as an electrical insulator.

مثال 16: SF_6

S مرتبط بست ذرات فلور.

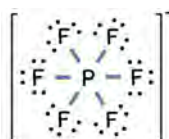
الذرة المركزية (S) لديها 12 إلكترونًا (ست روابط).

غاز مستقر وخامل يُستخدم كعازل كهربائي.



Example 17: PF_6^-

مثال 17: PF_6^-



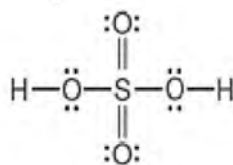
(ب) ذرة مركزية مرتبطة بأربع ذرات أو أقل

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

b) Central Atom Bonded to Four or Fewer Atoms

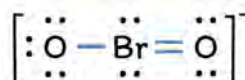
Expansion is also possible when bonded to ≤ 4 atoms.

Example 18: H_2SO_4 (sulfuric acid) **مثال 18:** H_2SO_4 (حمض الكبريتيك)



Example 19: BrO_2^-

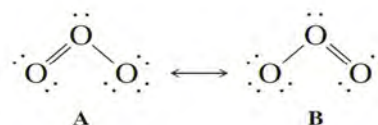
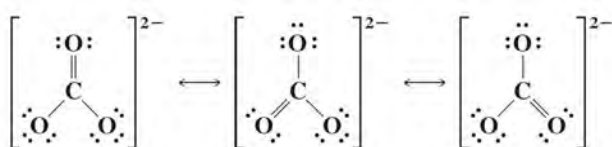
مثال 19: BrO_2^-



الترباط غير المتمركز: الرنين Delocalized Bonding: Resonance

تراكييب الرنين: يمكن رسم عدة تراكييب لويس صحيحة مختلفة للجزيء نفسه (مثل O_3 , CO_3^{2-})، بوضع الرابطة المضاعفة في مواقع مختلفة. يشار إلى تراكييب الرنين بسهم مزدوج الرأس ($\leftrightarrow$). الرنين يعني أن الجزيء الفعلي هو مزيج (هجين) من جميع التراكييب الصحيحة.

Resonance structures: Different valid Lewis structures can be drawn for the same molecule (e.g., O_3 , CO_3^{2-}), placing a double bond in different positions. Resonance structures are shown with a double-headed arrow ($\leftrightarrow$). Resonance means the actual molecule is a **blend (hybrid)** of all valid structures.



Lewis Structures and Formal Charge

تراكييب لويس والشحنة الشكلية

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

الشحنة الشكلية = (إلكترونات التكافؤ للذرة) - (إلكترونات غير الرابطة + $\frac{1}{2}$ الإلكترونات الرابطة)

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

formal charge, which can be used to determine the most plausible Lewis structures when more than one possibility exists for a compound.

$$\text{Formal charge} = (\text{valence } e^-) - (\text{nonbonding } e^- + \frac{1}{2} \text{ bonding } e^-)$$

The sum of formal charges = total charge of the species (0 for neutral molecules, equals the ion charge otherwise).

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

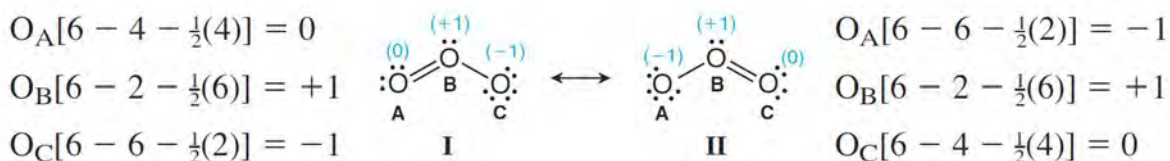
$$0 = 2 - 4 - 6 = (4 \text{ إلكترونات غير رابطة} + \frac{1}{2} \text{ من } 4 \text{ إلكترونات رابطة})$$

For example, in O_3 , the formal charge of oxygen A in resonance form I is:

$$6 \text{ valence } e^- - (4 \text{ unshared } e^- + \frac{1}{2} \text{ of } 4 \text{ shared } e^-) = 6 - 4 - 2 = 0$$

الشحنات الشكلية لجميع الذرات في صيغتي الرنين للأوزون O_3 هي:

The formal charges of all the atoms in the two O_3 resonance forms are:



اختيار صيغة الرنين الأكثر أهمية

Choosing the More Important Resonance

الصيغة الأكثر أهمية للرنين:

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

the more important resonance structure:

- Formal charges on atoms are preferably small (close to zero) rather than large.
- The same nonzero formal charges on adjacent atoms are not preferred.
- A more negative formal charge should reside on a more electronegative atom.

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

For NCO^- , which has two different atoms around the central one, Three resonance forms with formal charges:

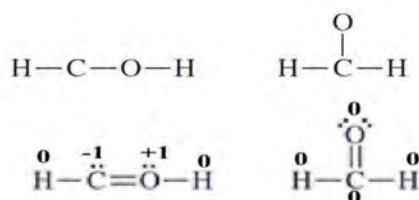


الصيغة I ليست مهمة في البنية الرنينية الهجينة لأنها تحتوي على شحنة شكلية أكبر على ذرة N وشحنة موجبة على ذرة O الأكثر كهروسالبية. أما الصيغتان II و III فلهما نفس مقدار الشحنات، ولكن في الصيغة III توجد شحنة -1 على ذرة O، وهي الذرة الأكثر كهروسالبية، لذلك تُعد III أهم من II.

Form I is not an important contributor to the hybrid because it has a larger formal charge on N and a positive formal charge on the more electronegative O. Forms II and III have the same magnitude of charges, but III has a -1 charge on O, the more electronegative atom, Therefore III is more important than II.

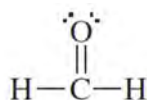
مثال 20: في الفورمالدهيد (CH_2O) ، استخدم الشحنات الشكلية لتحديد أي ترتيب هيكل للذرات الموضح هنا هو الخيار الأفضل لترتيب لويس لـ CH_2O .

Example 20: In formaldehyde (CH_2O) Use formal charges to determine which skeletal arrangement of atoms shown here is the best choice for the Lewis structure of CH_2O .



الشكل ذو الشحنات الشكلية التي كلها تساوي صفر ، هو الخيار الأفضل لترتيب لويس لـ CH_2O .

The form with formal charges all zero and is the better choice for the Lewis structure of CH_2O .



تدريب (4-9)

ارسم تركيب لويس وحدد استثناء قاعدة الثمانية لـ H_3PO_4 (ارسم صيغتي رنين واختر الأكثر أهمية).

Problem 9: Draw a Lewis structure and identify the octet-rule exception for H_3PO_4 (draw two resonance forms and select the more important).

.....

.....

.....

.....

نظرية تنافر أزواج إلكترونات غلاف التكافؤ (VSEPR) وشكل الجزيئات

Valence-Shell Electron-Pair Repulsion (VSEPR) Theory and Molecular Shape

يُعد شكل الجزيئات أمرًا حاسمًا في عمليات مثل الطعم، 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 رابطًا، لكن جميعها تُحسب كمجموعة واحدة. أما الشكل الجزيئي فهو الترتيب الثلاثي الأبعاد للأبعاد للأنوية المرتبطة بهذه المجموعات.

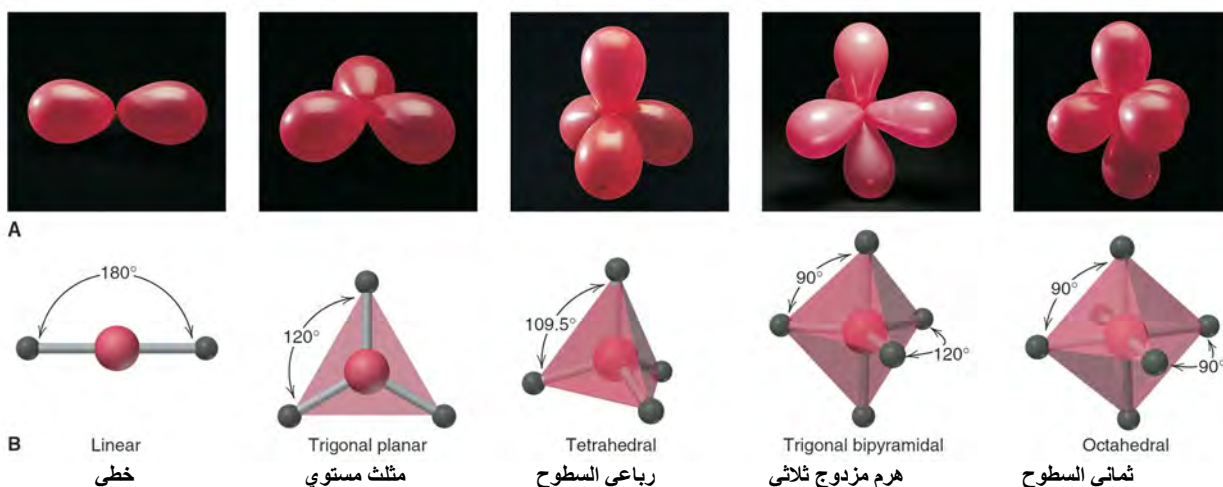
The shape of molecules is crucial in processes like medicine, smell, and taste, as one molecule often must fit with another. To predict molecular shape, chemists use the Lewis structure and apply VSEPR theory. Its main idea is that electron groups around a central atom arrange themselves as far apart as possible to minimize repulsion. An electron group can be a bond (single, double, or triple) or a lone pair, but each count as one group. The molecular shape is the 3D arrangement of the nuclei connected by these groups.

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 رئيسية لمجموعات الإلكترونات**، وتوجد هذه الترتيبات في معظم الجزيئات والأيونات متعددة الذرات (الشكل 4.9).

When 2–6 groups are placed around a central atom, they arrange to maximize space and minimize repulsion. This leads to **five main electron-group arrangements**, found in most molecules and polyatomic ions (Figure 4.9).



الشكل 4.9 تنافر المجموعات الإلكترونية والأشكال الجزيئية

Figure 4.9 Electron-group repulsions and molecular shapes

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° .

Two electron groups attached to a central atom point in opposite directions. This linear arrangement of electron groups results in a molecule with a linear shape and a bond angle of 180° .

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

Example 21: Gaseous beryllium chloride (BeCl_2) is a linear molecule. Recall that the central Be atom is electron deficient, with two electron pairs around it.



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

Example 22: In carbon dioxide, the central C atom forms two double bonds with the O atoms.



كل رابطة مضاعفة تُعدّ مجموعة إلكترونية واحدة وتكون بزاوية 180° 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.

Each double bond acts as one electron group and is 180° away from the other. The lone pairs on the O atoms of CO_2 or on the Cl atoms of BeCl_2 are not involved in the molecular shape: only electron groups around the central atom affect shape.

الأشكال الجزيئية مع ثلاث مجموعات إلكترونية (الترتيب المثلث المستوي)

Molecular Shapes with Three Electron Groups (Trigonal Planar Arrangement)

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

1. All bonding groups: trigonal planar shape (AX_3).

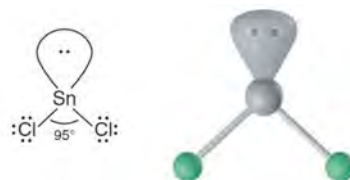
مثال 23: جزيء BF_3 ، الذي يحتوي على ثلاث روابط أحادية وزوايا مقدارها 120° . وكذلك أيون NO_3^- يمتلك شكل مثلث مستوي أيضاً.

Example 23: BF_3 , with three single bonds and 120° bond angles. NO_3^- also has a trigonal planar shape.



2. زوج غير رابط واحد: شكل منحني 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° .

2. One lone pair: bent or V shape (AX_2E), a lone pair repels bonding pairs more than bonding pairs repel each other, so it decreases the angle between bonding pairs. Note the 95° bond angle in $SnCl_2$, which is considerably less than the ideal 120° .

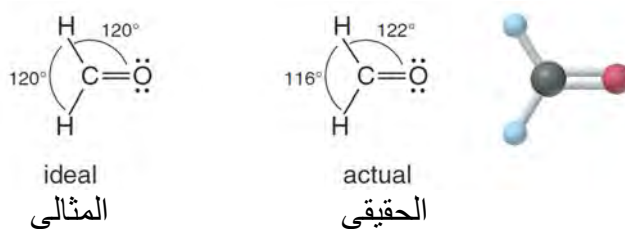


Effect of Double Bonds on Bond Angle

تأثير الروابط المزدوجة على زاوية الرابطة

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° .

In molecules with different atoms or electron groups, bond angles shift. In formaldehyde (CH_2O), the trigonal planar arrangement ideally has 120° angles. But the double bond has greater electron density, repelling single bonds more strongly. As a result, the $H-C-H$ angle shrinks to 116° , while the $O-C-H$ angle widens to 122° .



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.

Shapes based on two or three electron groups lie in a plane, but four electron groups

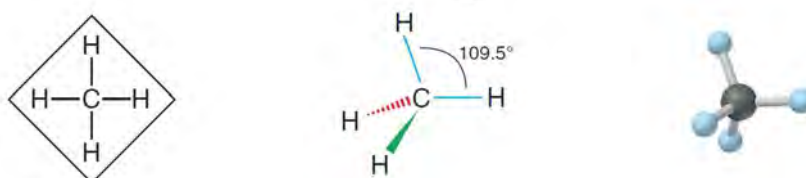
require three dimensions to maximize separation.

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

1. All bonding groups: tetrahedral shape (AX_4).

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

Example 24: CH_4 (methane), common in organic molecules.



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° .

2. One lone pair: trigonal pyramidal shape (AX_3E). Ammonia (NH_3) is an example, where its shape is a trigonal pyramid, and the $H-N-H$ bond angle decreases from 109.5° to 107.3° .

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

3. Two lone pairs: bent or V shape (AX_2E_2). Water is the most important V-shaped molecule with the tetrahedral arrangement.



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.

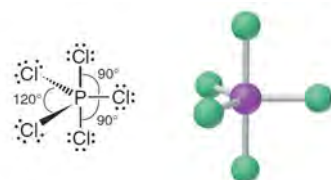
Molecules with five or six electron groups have a central atom from Period 3 or higher because only those atoms have d orbitals available to expand the valence shell.

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

When there are five groups (AX_5), the molecule has a trigonal bipyramidal arrangement. Three bonds are arranged in the trigonal plane at 120° (in the plane of the central atom), and two axial bonds are positioned above and below the plane at 90° to the equatorial bonds. The repulsions between the equatorial groups are weaker, so lone pairs and double bonds prefer to occupy equatorial positions.

مثال 25: PCl_5 ، بزوايا روابط مثالية مقدارها 90° و 120° .

Example 25: PCl_5 , with ideal 90° and 120° bond angles.



الأشكال الجزيئية مع ست مجموعات إلكترونية (الترتيب ثماني السطوح)

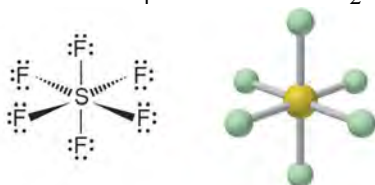
Molecular Shapes with Six Electron Groups (Octahedral Arrangement)

تشكل ست مجموعات إلكترونية ترتيباً ثماني السطوح. ثماني السطوح 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° .

Six electron groups form the **octahedral arrangement**. An octahedron is a polyhedron with eight equilateral triangles for faces and six identical vertices. Each of the six groups points to a corner, which gives a 90° ideal bond angle.

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

Example 26: SF_6 , formed when SF_4 reacts with F_2 .



تدريب (4-10)

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

Draw the molecular shapes and predict the bond angles (relative to the ideal angles) COCl_2 .

الحل:

.....

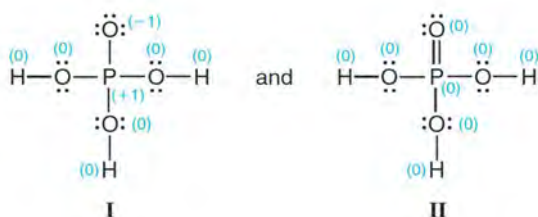
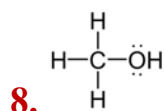
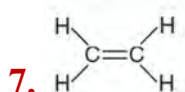
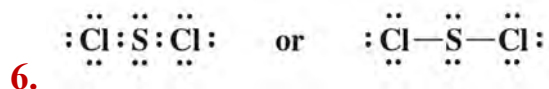
.....

.....

Exercise answers

إجابات التدريبات

1. (a) Bond length $\text{S-Br} > \text{S-Cl} > \text{S-F}$
Bond strength $\text{S-F} > \text{S-Cl} > \text{S-Br}$
- (b) Bond length $\text{C-O} > \text{C=O} > \text{C}\equiv\text{O}$
Bond strength $\text{C}\equiv\text{O} > \text{C=O} > \text{C-O}$
2. (a) Bond length $\text{Si-F} < \text{Si-O} < \text{Si-C}$
Bond strength $\text{Si-C} < \text{Si-O} < \text{Si-F}$
- (b) Bond length $\text{N}\equiv\text{N} < \text{N=N}, \text{N-N}$
Bond strength $\text{N-N} < \text{N=N} < \text{N}\equiv\text{N}$
3. (a) $(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4$ ammonium phosphate فوسفات الامونيوم
(b) $\text{Al}(\text{NO}_2)_3$, Aluminum nitrite نيتريت الالومينيوم
4. (a) $\text{N}^+-\text{H}^-, \text{F}^--\text{N}^+, \text{I}^+-\text{Cl}^-$
(b) $\text{H-C} < \text{H-N} < \text{H-O}$
 $\text{H-O} > \text{H-N} > \text{H-C}$
5. (a) $\text{Cl-Cl} < \text{Br}^{\delta+}-\text{Cl}^{\delta-} < \text{Cl}^{\delta+}-\text{F}^{\delta-}$
(b) $\text{Si-Si} < \text{S}^{\delta+}-\text{Cl}^{\delta-} < \text{P}^{\delta+}-\text{Cl}^{\delta-} < \text{Si}^{\delta+}-\text{Cl}^{\delta-}$



9. Structure II is the more important form.

10.



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

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

* EN: electronegativity

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 .

