**الفلزات القلوية**

1. هي [سلسلة كيميائية](https://ar.wikipedia.org/wiki/%D8%B3%D9%84%D8%A7%D8%B3%D9%84_%D9%83%D9%8A%D9%85%D9%8A%D8%A7%D8%A6%D9%8A%D8%A9) [للعناصر](https://ar.wikipedia.org/wiki/%D8%B9%D9%86%D8%B5%D8%B1_%D9%83%D9%8A%D9%85%D9%8A%D8%A7%D8%A6%D9%8A) الموجودة في [المجموعة الأولى](https://ar.wikipedia.org/wiki/%D9%85%D8%AC%D9%85%D9%88%D8%B9%D8%A9_%D8%AC%D8%AF%D9%88%D9%84_%D8%AF%D9%88%D8%B1%D9%8A) في [الجدول الدوري](https://ar.wikipedia.org/wiki/%D8%AC%D8%AF%D9%88%D9%84_%D8%AF%D9%88%D8%B1%D9%8A)، باستثناء [الهيدروجين](https://ar.wikipedia.org/wiki/%D9%87%D9%8A%D8%AF%D8%B1%D9%88%D8%AC%D9%8A%D9%86) وهي : [ليثيوم](https://ar.wikipedia.org/wiki/%D9%84%D9%8A%D8%AB%D9%8A%D9%88%D9%85)، [صوديوم](https://ar.wikipedia.org/wiki/%D8%B5%D9%88%D8%AF%D9%8A%D9%88%D9%85)، [بوتاسيوم](https://ar.wikipedia.org/wiki/%D8%A8%D9%88%D8%AA%D8%A7%D8%B3%D9%8A%D9%88%D9%85)، [روبيديوم](https://ar.wikipedia.org/wiki/%D8%B1%D9%88%D8%A8%D9%8A%D8%AF%D9%8A%D9%88%D9%85)، [سيزيوم](https://ar.wikipedia.org/wiki/%D8%B3%D9%8A%D8%B2%D9%8A%D9%88%D9%85)، [فرنسيوم](https://ar.wikipedia.org/wiki/%D9%81%D8%B1%D9%86%D8%B3%D9%8A%D9%88%D9%85).
2. كل هذه العناصر نشيطة كيميائيا ولذا فمن النادر وجود أي عنصر منها في حالته المفردة، فغالباً ما تحفظ في الزيوت المعدنية أو الكيروسين كي لا تتفاعل مع الهواء.
3. الفلزات القلوية لها لون فضي وهي صلبة
4. كما أنها ذات [كثافة](https://ar.wikipedia.org/wiki/%D9%83%D8%AB%D8%A7%D9%81%D8%A9) قليلة.
5. تتفاعل بشدة مع [الهالوجينات](https://ar.wikipedia.org/wiki/%D9%87%D8%A7%D9%84%D9%88%D8%AC%D9%8A%D9%86) لتكوين [ملح أيونى](https://ar.wikipedia.org/wiki/%D9%85%D9%84%D8%AD_%D8%A3%D9%8A%D9%88%D9%86%D9%89).
6. تتفاعل مع الماء لتكوين [هيدروكسيد](https://ar.wikipedia.org/wiki/%D9%87%D9%8A%D8%AF%D8%B1%D9%88%D9%83%D8%B3%D9%8A%D8%AF) [قلوي](https://ar.wikipedia.org/wiki/%D9%82%D9%84%D9%88%D9%8A)) [قاعدي](https://ar.wikipedia.org/wiki/%D9%82%D8%A7%D8%B9%D8%AF%D8%A9_%28%D9%83%D9%8A%D9%85%D9%8A%D8%A7%D8%A1%29)).
7. يكون لكل عناصر هذه السلسة [إلكترون](https://ar.wikipedia.org/wiki/%D8%A5%D9%84%D9%83%D8%AA%D8%B1%D9%88%D9%86) في غلافها الخارجي، ولذا فإنها تصل إلى وضع الطاقة الأفضل لها [بغلاف إلكتروني](https://ar.wikipedia.org/wiki/%D8%BA%D9%84%D8%A7%D9%81_%D8%A5%D9%84%D9%83%D8%AA%D8%B1%D9%88%D9%86%D9%8A) ممتلئ عن طريق فقد إلكترون لتكوين [أيون](https://ar.wikipedia.org/wiki/%D8%A3%D9%8A%D9%88%D9%86) له [شحنة](https://ar.wikipedia.org/wiki/%D8%B4%D8%AD%D9%86%D8%A9_%D9%83%D9%87%D8%B1%D8%A8%D9%8A%D8%A9) موجبة قيمتها 1)) .

* عنصر [الهيدروجين](https://ar.wikipedia.org/wiki/%D9%87%D9%8A%D8%AF%D8%B1%D9%88%D8%AC%D9%8A%D9%86) بإلكترونه الوحيد يوضع في أعلى المجموعة الأولى ولكنه ليس من الفلزات.
* بالإضافة إلى أنه يوجد في الطبيعة على هيئة غاز ثنائى الذرة.
* ولإزالة إلكترون الهيدروجين الخارجي يلزم كمية من الطاقة أكبر من الكمية اللازمة لتحريك الإلكترون الخارجي للفلزات.
* والهيدروجين يماثل [الهالوجينات](https://ar.wikipedia.org/wiki/%D9%87%D8%A7%D9%84%D9%88%D8%AC%D9%8A%D9%86) في أنه يحتاج إلى إلكترون لمليء غلاف الطاقة الخارجي له، وعلى هذا فيمكن اعتبار أن الهيدروجين يتصرف مثل الهالوجينات في بعض الظروف وينتج من ذلك (أيون ([الهيدريد](https://ar.wikipedia.org/wiki/%D9%87%D9%8A%D8%AF%D8%B1%D9%8A%D8%AF) .وقد تم تحضير بعض المركبات من الهيدريدات وبعض الفلزات القلوية.

**الخواص الفيزياوية**

الفلزات القاعدية القلوية تظهر نزعة في اختلاف الخصائص عند التحرك إلى أسفل المجموعة على سبيل المثال :

* تناقص في [الكهروسلبية](https://ar.wikipedia.org/wiki/%D8%A7%D9%84%D9%83%D9%87%D8%B1%D8%B3%D9%84%D8%A8%D9%8A%D8%A9).
* زيادة [النشاط الكيميائي](https://ar.wikipedia.org/wiki/%D8%A7%D9%84%D9%86%D8%B4%D8%A7%D8%B7_%D8%A7%D9%84%D9%83%D9%8A%D9%85%D9%8A%D8%A7%D8%A6%D9%8A) .
* تناقص في [نقطة الانصهار](https://ar.wikipedia.org/wiki/%D9%86%D9%82%D8%B7%D8%A9_%D8%A7%D9%84%D8%A7%D9%86%D8%B5%D9%87%D8%A7%D8%B1) [والغليان](https://ar.wikipedia.org/wiki/%D9%86%D9%82%D8%B7%D8%A9_%D8%A7%D9%84%D8%BA%D9%84%D9%8A%D8%A7%D9%86).
* وتتميز بانها لينة عن الفلزات الاخرى.
* وانها باهته اللون ولا تلمع.
* وهي أيضا ذات [كثافة](https://ar.wikipedia.org/wiki/%D9%83%D8%AB%D8%A7%D9%81%D8%A9) منخفضة تزداد [الكثافة](https://ar.wikipedia.org/wiki/%D8%A7%D9%84%D9%83%D8%AB%D8%A7%D9%81%D8%A9) عموما مع وجود استثناء ملحوظ بكون [البوتاسيوم](https://ar.wikipedia.org/wiki/%D8%A7%D9%84%D8%A8%D9%88%D8%AA%D8%A7%D8%B3%D9%8A%D9%88%D9%85) أقل كثافة من [الصوديوم](https://ar.wikipedia.org/wiki/%D8%A7%D9%84%D8%B5%D9%88%D8%AF%D9%8A%D9%88%D9%85).

|  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| العنصر | الرمز | العدد الذري | الترتيب الالكتروني | الوزن الذري | طاقة التأين  KJ/mol | الالفة الالكترونية  KJ/mol | السالبية الكهربائية | الكثافة  Kg/m3 | الحالة الفيزياوية |
| ليثيوم | **Li** | **3** | **2S1** | **6.94** | **520.2** | **59.6** | **0.98** | **534** | **صلب** |
| صوديوم | **Na** | **11** | **3S1** | **22.98** | **495.8** | **52.8** | **0.93** | **968** | **صلب** |
| بوتاسيوم | **K** | **19** | **4S1** | **39.98** | **418.8** | **48.8** | **0.82** | **890** | **صلب** |
| روبيديوم | **Rb** | **37** | **5S1** | **85.46** | **403.0** | **46.9** | **0.82** | **1532** | **صلب** |
| سيزيوم | **Cs** | **55** | **6S1** | **132.90** | **375.7** | **45.5** | **0.79** | **1930** | **صلب** |
| فرانسيوم | **Fr** | **87** | **7S1** | **223** | **380** | **غير معروف** | **0.7** | **غير معروف** | **صلب** |

**الليثيوم**

1. الليثيوم هو [عنصر كيميائي](https://ar.wikipedia.org/wiki/%D8%B9%D9%86%D8%A7%D8%B5%D8%B1_%D9%83%D9%8A%D9%85%D9%8A%D8%A7%D8%A6%D9%8A%D8%A9) رمزه Li [وعدده الذري](https://ar.wikipedia.org/wiki/%D8%B9%D8%AF%D8%AF_%D8%B0%D8%B1%D9%8A) 3. يقع الليثيوم في [الجدول الدوري](https://ar.wikipedia.org/wiki/%D8%AC%D8%AF%D9%88%D9%84_%D8%AF%D9%88%D8%B1%D9%8A) ضمن [عناصر الدورة الثانية](https://ar.wikipedia.org/wiki/%D8%B9%D9%86%D8%A7%D8%B5%D8%B1_%D8%A7%D9%84%D8%AF%D9%88%D8%B1%D8%A9_%D8%A7%D9%84%D8%AB%D8%A7%D9%86%D9%8A%D8%A9) وفي المجموعة الأولى كأوّل [الفلزّات القلويّة](https://ar.wikipedia.org/wiki/%D9%81%D9%84%D8%B2_%D9%82%D9%84%D9%88%D9%8A).
2. الليثيوم النقي عبارة عن فلزّ ذو لون أبيض فضّي، وهو ليّن [وخفيف](https://ar.wikipedia.org/wiki/%D9%81%D9%84%D8%B2_%D8%AE%D9%81%D9%8A%D9%81)، حيث أنّه الفلزّ الأقلّ [كثافة](https://ar.wikipedia.org/wiki/%D9%83%D8%AB%D8%A7%D9%81%D8%A9) بين العناصر الكيميائيّة الصلبة وذلك في [الظروف القياسيّة من الضغط ودرجة الحرارة](https://ar.wikipedia.org/wiki/%D8%B8%D8%B1%D9%88%D9%81_%D8%B6%D8%BA%D8%B7_%D9%88%D8%AD%D8%B1%D8%A7%D8%B1%D8%A9_%D9%82%D9%8A%D8%A7%D8%B3%D9%8A%D8%A9).
3. نتيجة النشاط الكيميائي الكبير لعنصر الليثيوم فهو لا يوجد في الطبيعة بصورته الحرّة، لذلك يحفظ عادةً ضمن وسط من [زيت معدني](https://ar.wikipedia.org/wiki/%D8%B2%D9%8A%D8%AA_%D9%85%D8%B9%D8%AF%D9%86%D9%8A). عند درجة حرارة الغرفة
4. في الوسط الجاف تماماً يبقى الليثيوم لفترة طويلة نسبياً قبل أن يتحول إلى [نتريد الليثيوم](https://ar.wikipedia.org/wiki/%D9%86%D8%AA%D8%B1%D9%8A%D8%AF_%D8%A7%D9%84%D9%84%D9%8A%D8%AB%D9%8A%D9%88%D9%85) نتيجة تفاعله مع [نيتروجين](https://ar.wikipedia.org/wiki/%D9%86%D9%8A%D8%AA%D8%B1%D9%88%D8%AC%D9%8A%D9%86) الهواء.
5. في الوسط الرطب يتشكّل على سطح الليثيوم النقي طبقة رماديّة من [هيدروكسيد الليثيوم](https://ar.wikipedia.org/wiki/%D9%87%D9%8A%D8%AF%D8%B1%D9%88%D9%83%D8%B3%D9%8A%D8%AF_%D8%A7%D9%84%D9%84%D9%8A%D8%AB%D9%8A%D9%88%D9%85). كغيره من الفلزّات القلويّة يتفاعل الليثيوم بعنف مع الماء.
6. لليثيوم العديد من التطبيقات التقنيّة المهمّة، أشهرها دخوله في صناعة [بطاريات الليثيوم المختلفة](https://ar.wikipedia.org/wiki/%D8%A8%D8%B7%D8%A7%D8%B1%D9%8A%D8%A9_%D8%A7%D9%84%D9%84%D9%8A%D8%AB%D9%8A%D9%88%D9%85) التي تستعمل لمرة واحدة بالإضافة إلى [بطارية ليثيوم-أيون](https://ar.wikipedia.org/wiki/%D8%A8%D8%B7%D8%A7%D8%B1%D9%8A%D8%A9_%D9%84%D9%8A%D8%AB%D9%8A%D9%88%D9%85-%D8%A3%D9%8A%D9%88%D9%86) القابلة للشحن.

**التحضير**

يُحضّر الليثيوم من محاليله الملحيّة غالباً على شكل [كلوريد الليثيوم](https://ar.wikipedia.org/wiki/%D9%83%D9%84%D9%88%D8%B1%D9%8A%D8%AF_%D8%A7%D9%84%D9%84%D9%8A%D8%AB%D9%8A%D9%88%D9%85) وبإضافة [كربونات الصوديوم](https://ar.wikipedia.org/wiki/%D9%83%D8%B1%D8%A8%D9%88%D9%86%D8%A7%D8%AA_%D8%A7%D9%84%D8%B5%D9%88%D8%AF%D9%8A%D9%88%D9%85) )الصودا). نحصل على راسب من [كربونات الليثيوم](https://ar.wikipedia.org/wiki/%D9%83%D8%B1%D8%A8%D9%88%D9%86%D8%A7%D8%AA_%D8%A7%D9%84%D9%84%D9%8A%D8%AB%D9%8A%D9%88%D9%85).

\mathrm{2\ LiCl \ + Na_2CO_3 \ \longrightarrow \ Li_2CO_3\downarrow +\ 2\ NaCl }

للحصول على الشكل الفلزّي من الليثيوم تجرى عملية تحليل كهربائي. في البداية يعالج ملح كربونات الليثيوم [بحمض الهيدروكلوريك](https://ar.wikipedia.org/wiki/%D8%AD%D9%85%D8%B6_%D8%A7%D9%84%D9%87%D9%8A%D8%AF%D8%B1%D9%88%D9%83%D9%84%D9%88%D8%B1%D9%8A%D9%83) )حمض كلور الماء) حيث يتشكّل محلول كلوريد الليثيوم ويتحرّر غاز [ثنائي أكسيد الكربون](https://ar.wikipedia.org/wiki/%D8%AB%D9%86%D8%A7%D8%A6%D9%8A_%D8%A3%D9%83%D8%B3%D9%8A%D8%AF_%D8%A7%D9%84%D9%83%D8%B1%D8%A8%D9%88%D9%86) في العمليّة حسب المعادلة:

\mathrm{Li_2CO_3 +\ 2\ H_3O^+ +\ 2\ Cl^- \longrightarrow \ 2\ Li^+ +\ 2\ Cl^- + CO_2\uparrow +\ 3\ H_2O}

ينتج الليثيوم الفلزّي من [التحليل الكهربائي](https://ar.wikipedia.org/wiki/%D8%AA%D8%AD%D9%84%D9%8A%D9%84_%D9%83%D9%87%D8%B1%D8%A8%D8%A7%D8%A6%D9%8A) لمنصهر مزيج من 55% [كلوريد الليثيوم](https://ar.wikipedia.org/wiki/%D9%83%D9%84%D9%88%D8%B1%D9%8A%D8%AF_%D8%A7%D9%84%D9%84%D9%8A%D8%AB%D9%8A%D9%88%D9%85) و45% [كلوريد البوتاسيوم](https://ar.wikipedia.org/wiki/%D9%83%D9%84%D9%88%D8%B1%D9%8A%D8%AF_%D8%A7%D9%84%D8%A8%D9%88%D8%AA%D8%A7%D8%B3%D9%8A%D9%88%D9%85) عند درجة حرارة تبلغ حوالي 450 °س

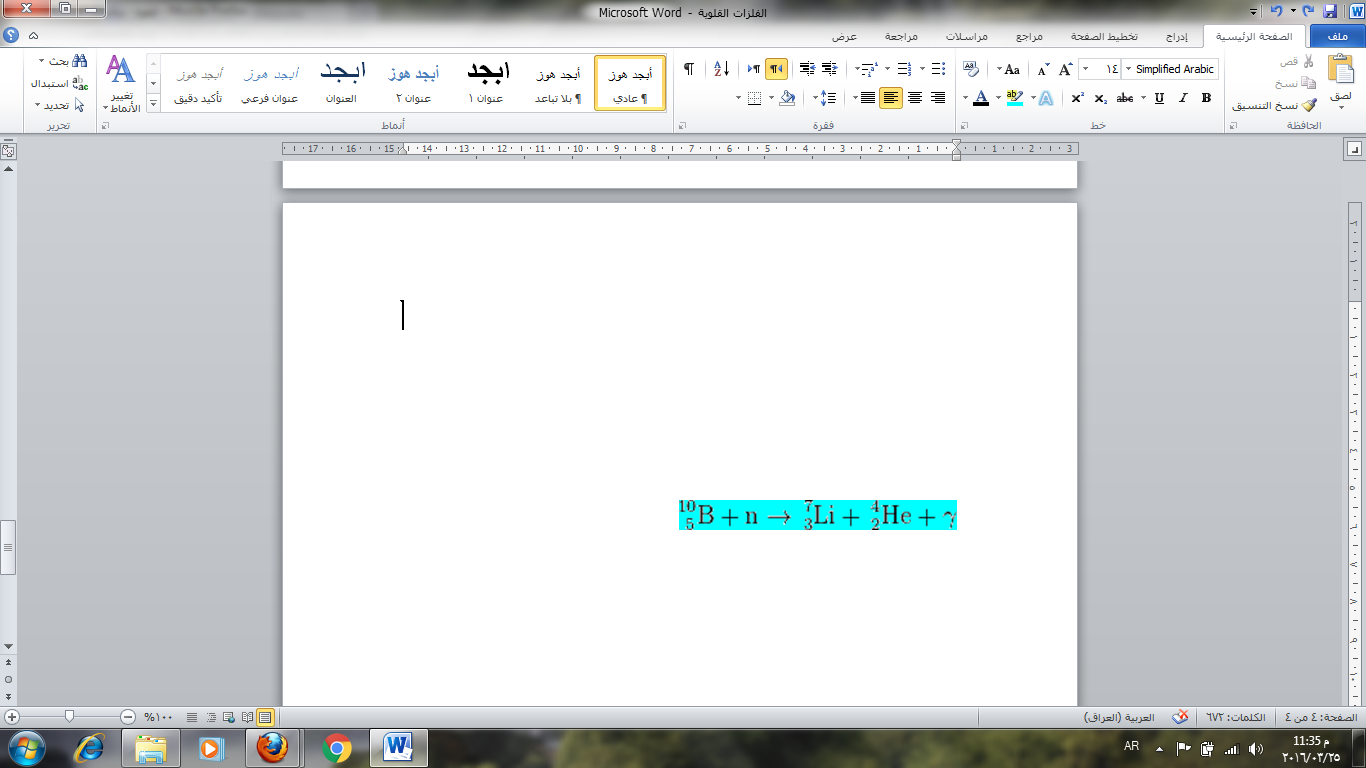
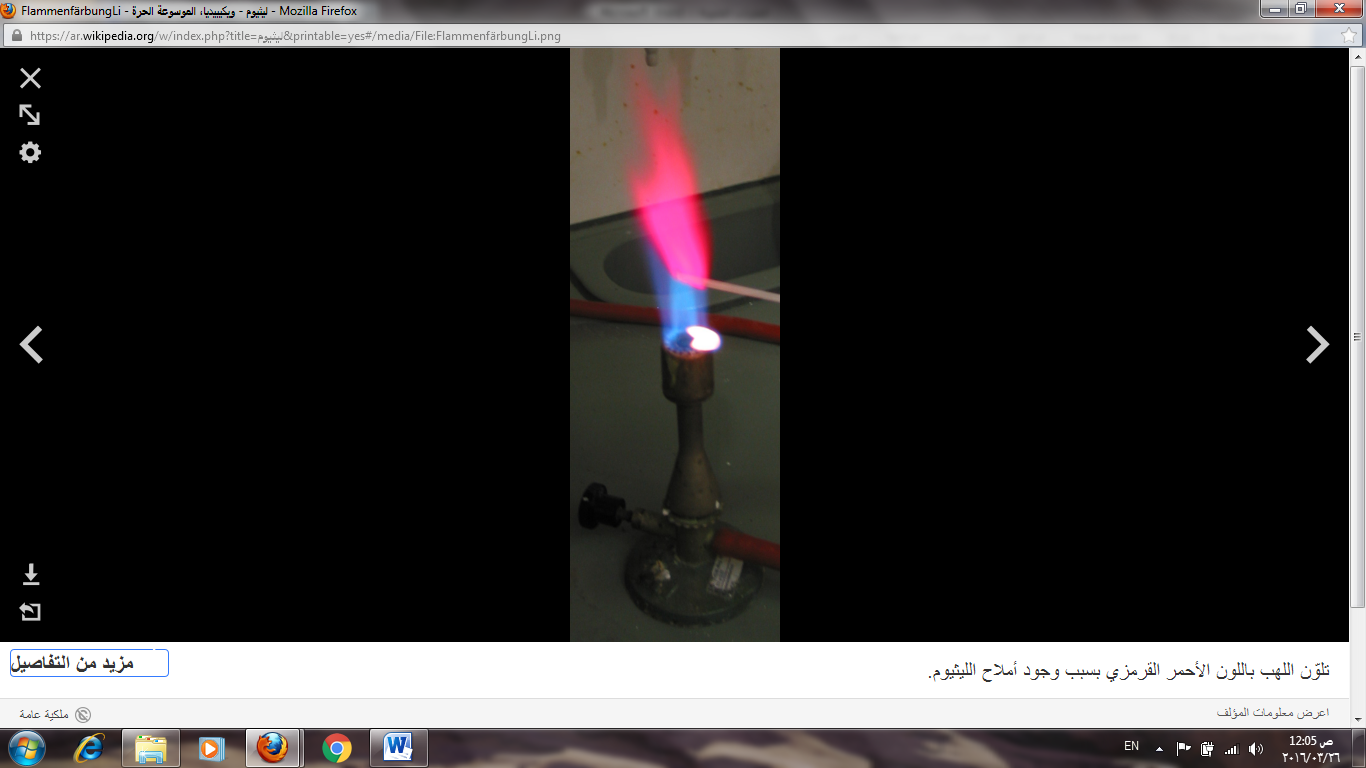
\mathrm{Li^+ + \mathrm{e}^- \ \xrightarrow[Electolysis]{450\,^{\circ}C} \ Li}

أو على الشكل التالي

\mathrm{KCl + LiCl \ \xrightarrow[Electolysis]{450\,^{\circ}C}\ K + Li + Cl_2}

**نظائر الليثيوم**

لعنصر [الليثيوم](https://ar.wikipedia.org/wiki/%D9%84%D9%8A%D8%AB%D9%8A%D9%88%D9%85) Li [نظيران](https://ar.wikipedia.org/wiki/%D9%86%D8%B8%D9%8A%D8%B1_%28%D9%83%D9%8A%D9%85%D9%8A%D8%A7%D8%A1%29) ثابتان هما ليثيوم-6 و ليثيوم-7. يحوي النظير  6Li ليثيوم-6 ثلاثة بروتونات وثلاثة نيوترونات، بالإضافة إلى ثلاثة إلكترونات في الغلاف الخارجي للذرة يعود أهمية هذا النظير لاستخدامه في تحضير [التريتيوم](https://ar.wikipedia.org/wiki/%D8%AA%D8%B1%D9%8A%D8%AA%D9%8A%D9%88%D9%85) (هيدروجين-3) وكعنصر مهم لامتصاص النيوترونات في مفاعلات الاندماج النووي. ويعد النظير ليثيوم-7 أكثر النظائر وفرة من بين النظائر، حيث يشكل 92.5% من ذرات الليثيوم في الطبيعة. من الممكن أن يكون هناك تفاوتات بسيطة في نسبة ليثيوم-6 إلى نسبة ليثيوم-7 في الطبيعة حسب مصدر عينة الليثيوم، يحوي  7Li ثلاثة بروتونات وأربع نيوترونات وثلاثة ألكترونات , ينتج نظير الليثيوم 7Li يكمّيّات صغيرة في [المحطّات النوويّة](https://ar.wikipedia.org/wiki/%D9%85%D8%AD%D8%B7%D8%A9_%D9%86%D9%88%D9%88%D9%8A%D8%A9) من تفاعل النظير [بورون-10](https://ar.wikipedia.org/wiki/%D9%86%D8%B8%D8%A7%D8%A6%D8%B1_%D8%A7%D9%84%D8%A8%D9%88%D8%B1%D9%88%D9%86) 10B مع [النيوترونات](https://ar.wikipedia.org/wiki/%D9%86%D9%8A%D9%88%D8%AA%D8%B1%D9%88%D9%86) حسب [التفاعل النووي](https://ar.wikipedia.org/wiki/%D8%AA%D9%81%D8%A7%D8%B9%D9%84_%D9%86%D9%88%D9%88%D9%8A):



**الكشف عن الليثيوم**

بشكل عام، تعطي أملاح الليثيوم عند تعريضها للهب لوناً أحمر [قرمزي](https://ar.wikipedia.org/wiki/%D9%82%D8%B1%D9%85%D8%B2%D9%8A)، ولكن عند حرقها بالكامل فإنّ اللهب يصبح ذو لون فضي. تستخدم هذه الخاصّية في [اختبار اللهب](https://ar.wikipedia.org/wiki/%D8%A7%D8%AE%D8%AA%D8%A8%D8%A7%D8%B1_%D8%A7%D9%84%D9%84%D9%87%D8%A8) للكشف عن الليثيوم

من الصعب الكشف عن الليثيوم بشكل كمّي باستخدام طرق التحليل الكيميائي إحدى الوسائل للقيام بذلك هو إجراء عمليّة ترسيب لملح [فوسفات الليثيوم](https://ar.wikipedia.org/wiki/%D9%81%D9%88%D8%B3%D9%81%D8%A7%D8%AA_%D8%A7%D9%84%D9%84%D9%8A%D8%AB%D9%8A%D9%88%D9%85)، وذلك من خلال إضافة فوسفات ثنائي الصوديوم Na2HPO4 في وسط قلوي من [محلول هيدروكسيد الصوديوم](https://ar.wikipedia.org/wiki/%D9%85%D8%AD%D9%84%D9%88%D9%84_%D9%87%D9%8A%D8%AF%D8%B1%D9%88%D9%83%D8%B3%D9%8A%D8%AF_%D8%A7%D9%84%D8%B5%D9%88%D8%AF%D9%8A%D9%88%D9%85) إلى العيّنة المراد تحليلها. بإجراء عملية تسخين يترسّب ملح أبيض من فوسفات الليثيوم في حال وجود أيونات +Li حسب المعادلة:

\mathrm{3 \,Li^+ + HPO_4^{2-} + OH^- \rightarrow Li_3PO_4 \downarrow + H_2O}

**الصوديوم**

مثل غيره من الفلزات القلوية ( عناصر الزمرة الأولىA1 )، الصوديوم لين، خفيف، لونه أبيض مائل إلى الفضي اذا قطع حديثاً، وهو نشط كيميائيا ولا يوجد في الطبيعة بشكل حر لفعاليته العالية. الصوديوم يطفو في الماء أي كثافته أقل من كثافة الماء، كما يفكك جزيئات الماء محررا غاز [الهيدرجين](https://ar.wikipedia.org/wiki/%D9%87%D9%8A%D8%AF%D8%B1%D8%AC%D9%8A%D9%86) وأيونات [الأكسجين](https://ar.wikipedia.org/wiki/%D8%A3%D9%83%D8%B3%D8%AC%D9%8A%D9%86). وإذا تم طحنه ليصبح مسحوقا ناعما، فإنه يشتعل بشكل تلقائي في الماء. وعادة ما يحفظ فلز الصوديوم في النفط الأبيض ( الكيروسين) لكونه يشتعل عند تعرضه للهواء بدرجات حرارة دون 388 كلفن

**النظائر**

هناك ثلاثة عشر [نظيرا](https://ar.wikipedia.org/wiki/%D9%86%D8%B8%D9%8A%D8%B1) للصوديوم تم اكتشافها. والنظير المستقر الوحيد هو Na-23. والصوديوم له نظيران مشعان ناتجان عن الأشعة الكونية هما( Na-22، بعمر نصف = 2.605 سنة) و (Na-24 بنصف عمر ≈ 15 ساعة).

**أيونات الصوديوم والجسم البشري**

تلعب أيونات الصوديوم أدوار متنوعة في العديد من العمليات الفسيولوجية في الجسم الحي. الخلايا الاستثارية، على سبيل المثال، تعتمد على إدخال أيونات الصوديوم الموجبة Na+ لإزالة الاستقطاب. انتقال الإشارات العصبية في الجهاز العصبي المركزي للبشر مثال على ذلك. يعتبر عنصر الصوديوم إحدى أملاح المعادن، ويحتوي جسم الإنسان على حوالي 105 جم من هذا العنصر في صورة كلوريد الصوديوم (ملح الطعام) الذي يوجد ذائبا في سوائل الجسم كالدم، وتبلغ نسبته في بلازما الدم 135 – 145 مل عياري / لتر.

**وظائف الصوديوم**

1. يقوم الصوديوم بدور هام في حفظ الأس الهيدروجيني وتنظيم الاتزان الحمضي القلوي
2. تنظيم التوازن المائي داخل وخارج الخلايا، وحفظ الضغط الاسموزي لسوائل الجسم، فلا يصاب الشخص بالجفاف (يشترك مع البوتاسيوم والكلور في عملية توزيع السوائل في الجسم)
3. تنظيم عمليات ضغط الدم، فالزيادة أو النقص تؤدي إلى حدوث اضطرابات ضغط الدم بالارتفاع أو الانخفاض عن معدله الطبيعي (80 / 120 ملم زئبق للشخص البالغ)
4. يساعد المواد الناشئة عن الايض والتي تشارك في عمليات الاستقلاب على النفاذ عبر جدران الخلايا إلى داخلها حيث تجري عملية إعادة التصنيع
5. الامراض الناتجة عن نقص أو زيادة الصوديوم عندما يفقد الجسم كمية كبيرة من الصوديوم بعد العرق الغزير يصاب بـ الصداع وتشنج الاطراف والجفاف أو ما يسمى بـ الاجهاد الحراري أما الافراط في تناول الصوديوم فإنه ينتج عنه ارتفاع في ضغط الدم

**السيزيوم**

1. السيزيوم [عنصر كيميائي](https://ar.wikipedia.org/wiki/%D8%B9%D9%86%D8%B5%D8%B1_%D9%83%D9%8A%D9%85%D9%8A%D8%A7%D8%A6%D9%8A) له الرمز Cs. وهو من العناصر النادرة، لونه ذهبي إلى فضي.
2. يعتبر أنشط الفلزات , ويتفاعل مع الهواء نتيجة لنشاطه الكبير.
3. تفاعله مع الماء يكون مصحوب بانفجار. له نقطة انصهار منخفضة نسبيا حوالي 28 درجة مئوية. أي أنه يذوب إذا لامس فقط كف إنسان .
4. من الصعب الحصول عليه في حالته النقية ، وكان أول حصوله عن طريق التحليل الكهربائي .أما في الوقت الحاضر يتم الحصول على الجزء الأكبر من فلز السيزيوم من كلوريد السيزيوم بعملية كيميائية وقد اقترح هذه الطريقة الكيميائي الفرنسي أكسيل.
5. يتأين السيزيوم بسهولة عندما يسخن أو يعرض للضوء. حيث يتميز بالخاصية الكهروضوئية. وبسبب هذه الخاصية يستخدم السيزيوم في صمامات المضاعف الضوئي التي تقيس الضوء الضعيف جدًا.
6. يدرس العلماء استعمال السيزيوم وقودًا في محركات العربات الفضائية، كما أنهم يجرون تجارب على أساليب توليد القدرة التي تدخل فيها عملية تأيين السيزيوم.
7. أملاحه تعطى لون أزرق بنفسجى عند تعريضها للمنطقة غير المضيئة في لهب بنزن.
8. السيزيوم يشكل سبائك مع الفلزات القلوية الأخرى، وكذلك مع الذهب، وسبائك مع الزئبق. في درجة حرارة أقل من 650 درجة مئوية .
9. يمزج مع جميع الفلزات القلوية الأخرى (باستثناء الليثيوم)؛ وسبائك مع التوزيع المولي من 41٪ السيزيوم، 47٪ البوتاسيوم، و 12٪ من الصوديوم لديه أدنى نقطة ذوبان أي سبيكة معدنية معروفة، في -78 درجة مئوية

**تطبيقاته**

1. يستخدم السيزيوم في [الساعات الذرية](https://ar.wikipedia.org/wiki/%D8%B3%D8%A7%D8%B9%D8%A9_%D8%B0%D8%B1%D9%8A%D8%A9)
2. أدوات الحفر النفطية.
3. الألواح الشمسية.
4. يستخدم في علاج سرطان الثدي .
5. يستخدم في صنع الخلايا الكهروَضوئية, وقد استفيد من الخواص الكهروضوئية للسيزيوم في تصنيع جهاز الأنتروسكوب الذي يسمح برؤية باطن الأجسام غير الشفافة .