سما
SAMA

مذكرات

تدرّب مع سما

الكيمياء

10

ج3

الصف العاشر

المرحلة الثانوية



الفصل الدراسي الأول

2027 - 2026

www.samakw.com
samakw_net
60084568 /50855008/97442417
حولي مجمع بيروت الدور الأول

الترتيب الإلكتروني واستقرار الذرة

إلكترونات التكافؤ، الترتيب النقطي، وقاعدة الثمانية

أهداف التعلم

- فهم المقصود بإلكترونات التكافؤ ومستوى التكافؤ.
- التمييز بين إلكترونات التكافؤ والتكافؤ.
- رسم الترتيب الإلكتروني النقطي (تمثيل لويس) للذرات.
- تطبيق قاعدة الثمانية لمعرفة كيفية تكوين الأيونات.

التمهيد

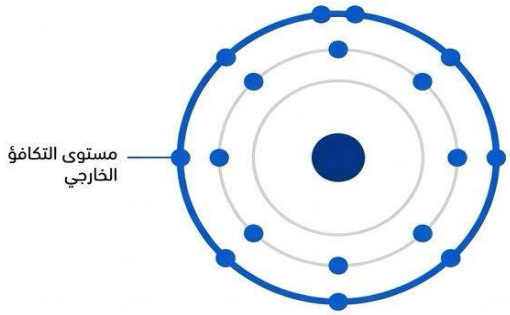
وجد العلماء أن عناصر المجموعة (18) تتمتع بتركيب إلكتروني يجعلها مستقرة، ولذلك لا تميل إلى التفاعل.

أما معظم الذرات الأخرى فتسعى للوصول إلى هذا الاستقرار عن طريق فقد أو اكتساب أو مشاركة الإلكترونات.

ولكن هل جميع إلكترونات الذرة تشارك في هذا التغيير؟

في الحقيقة، لا.

مكونات التفاعل: إلكترونات ومستوى التكافؤ



تعريف مهم

إلكترونات التكافؤ

الإلكترونات الموجودة في أعلى مستوى طاقة ممتلئ جزئياً أو بشكل كامل بالإلكترونات في الذرة، وهي التي تستخدم في التفاعل والارتباط مع الذرات الأخرى.

تعريف مهم

مستوى التكافؤ

مستوى الطاقة الخارجي للذرة الذي تفقد منه الإلكترونات أو تنتقل إليه في التفاعل الكيميائي.

التكافؤ والفرق بينه وبين إلكترونات التكافؤ

التكافؤ

عدد الإلكترونات التي تفقدها أو تكتسبها أو تشارك بها الذّرة للوصول إلى حالة الاستقرار الإلكتروني.

الفرق بينهما

هي الإلكترونات الموجودة في أعلى مستوى طاقة (تُستخدم في التفاعل).	هو عدد الإلكترونات التي تُفقد أو تُكتسب أو يُشارك بها للوصول للاستقرار.

ملاحظة مهمة: إلكترونات التكافؤ لا تساوي دائمًا التكافؤ.

تمرين محلول (1): استنتاج التكافؤ

رقم المجموعة	العنصر	الترتيب الإلكتروني	إلكترونات التكافؤ	التكافؤ
	$_{3}Li$			
	$_{4}Be$			
	$_{5}B$			
	$_{7}N$			
	$_{8}O$			
	$_{9}F$			

مثال تفصيلي للتوضيح:

$_{3}Li$ ← الترتيب الإلكتروني ← إلكترونات التكافؤ = ← التكافؤ =

$_{7}N$ ← الترتيب الإلكتروني ← إلكترونات التكافؤ = ← التكافؤ = (لأنه يحتاج 3 إلكترونات للاستقرار)

تنبيهات الامتحان: استثناءات المجموعات

مهم للامتحان

عناصر المجموعة (14) - مثل الكربون والسيليكون

عدم ذكر تكافؤ عناصر المجموعة 14.

علل (السبب):

مهم للامتحان

عناصر المجموعة (18) - الغازات النبيلة

عدم ذكر تكافؤ عناصر المجموعة 18.

علل (السبب):

الترتيب الإلكتروني النقطي (تمثيل لويس)

ابتكرها العالم جلبرت لويس.

الترتيبات الإلكترونية النقطية

الأشكال التي توضّح إلكترونات التكافؤ في صورة نقاط على رمز ذرة العنصر.

مثال تطبيقي: ذرة البريليوم $_4Be$

الخطوة 1:
الترتيب الإلكتروني

تمرين محلول (2): رسم الترتيب النقطي

الذرة	الترتيب الإلكتروني	إلكترونات التكافؤ	الترتيب النقطي
^1H			
^6C			
^7N			
^{19}K			

ملاحظة: في الترتيب النقطي، يتم تمثيل عدد إلكترونات التكافؤ فقط كنقاط حول رمز العنصر.

قاعدة الثمانية: السعي نحو الاستقرار

قاعدة الثمانية

ميل ذرة العنصر إلى فقد أو اكتساب أو مشاركة إلكترونات مستوى التكافؤ للوصول إلى ثماني ثماني إلكترونات لتحقيق حالة الاستقرار المشابهة للغاز النبيل.

الأيونات الموجبة (الكاتيونات)

الأيونات السالبة (أنيونات)

تمرين محلول (3): تطبيق قاعدة الثمانية

الليثيوم $_3Li$

الترتيب الأصلي: ← يفقد إلكترونًا ← الأيون: ← يستقر بإلكترونين (لا يحقق قاعدة الثمانية)

الفلور $_9F$

الترتيب الأصلي: ← يكتسب إلكترونًا ← الأيون: ← يصل إلى 8 إلكترونات (يحقق قاعدة الثمانية)

المغنيسيوم $_{12}Mg$

الترتيب الأصلي: ← يفقد إلكترونين ← الأيون: ← مشابه للغاز النبيل (يحقق قاعدة الثمانية)

استثناءات قاعدة الثمانية

- الهيدروجين ($_1H$: 1)
- الليثيوم ($_3Li$: 2,1)
- البريليوم ($_4Be$: 2,2)
- البورون ($_5B$:2,3)

مهم للامتحان - علل

لماذا لا تحقق هذه العناصر قاعدة الثمانية عندما تفقد إلكترونات التكافؤ؟

رحلة الصوديوم

ذرة الصوديوم: ($_{11}Na$)

↓ تفقد إلكترونًا واحدًا

كاتيون الصوديوم: (Na^+)

مشابه للترتيب الإلكتروني لغاز النيون.

رحلة الكلور

ذرة الكلور: ($_{17}Cl$)

↓ تكتسب إلكترونًا واحدًا

أنيون الكلوريد: (Cl^-)

مشابه للترتيب الإلكتروني لغاز الأرجون.

الخلاصة: أهم النقاط

إلكترونات ومستوى التكافؤ: الإلكترونات الإلكترونات والمستوى الخارجي المسؤولان عن التفاعل والارتباط الكيميائي.

التكافؤ: عدد الإلكترونات المفقودة، المكتسبة، أو المشارك بها للوصول للاستقرار.

تمثيل لويس: استخدام النقاط حول رمز العنصر لتمثيل إلكترونات التكافؤ فقط.

الكاتيون والأنيون: الكاتيون (أيون موجب نتج عن فقد إلكترونات)، الأنيون (أيون سالب نتج عن اكتساب إلكترونات).

قاعدة الثمانية: ميل الذرات للوصول إلى 8 إلكترونات في مستواها الأخير لتشبه الغازات النبيلة.

الاستثناءات: الهيدروجين، الليثيوم، البريليوم، والبورون تستقر بـ 2 إلكترون تستقر بـ 2 إلكترون (تشبه الهيليوم).

أسئلة المراجعة (الجزء الثاني)

علّل لما يأتي (أعطِ السبب):

1. عدم ذكر تكافؤ عناصر المجموعة (18).

(الإجابة) لأن مستوى طاقتها الخارجي مستقر وممتلئ بالإلكترونات، فلا تميل للتفاعل.

2. الترتيب الإلكتروني لكاتيون الصوديوم مشابه للترتيب الإلكتروني لغاز النيون.

(الإجابة) لأن ذرة الصوديوم تفقد إلكترونًا تكافؤها ليصبح ترتيبها (2,8)، وهو مطابق للنيون.

3. عنصر الليثيوم $_3Li$ لا يحقق قاعدة الثمانية عند استقراره.

(الإجابة) لأنّه يفقد إلكترون تكافؤه الوحيد ويستقر بإلكترونين فقط، ليصبح مشابهًا لغاز الهيليوم.

1- تحتوي عناصر المجموعة $4A$ في مستوى الطاقة الخارجي لها على:

❒إلكترون واحد ❒ثلاث إلكترونات

❒الإلكترونين ❒أربع إلكترونات

2- الترتيب الإلكتروني لأيون الأكسيد $[O^{-2}]$ يشبه لذرة غاز:

❒$_{16}S$ ❒$_{18}Ar$ ❒$_{11}Na$ ❒$_{10}Ne$

3- الترتيب الإلكتروني لأيون البوتاسيوم $[K^{+}]$ يشبه الترتيب لذرة غاز:

❒$_{9}F$ ❒$_{18}Ar$ ❒$_{19}K$ ❒$_{10}Ne$

4- الترتيب الإلكتروني $[Mg^{+2}]$ يشبه الترتيب الإلكتروني لما يلي عدا:

❒K^{+} ❒O^{-2} ❒Na^{+} ❒$_{10}Ne$



اشترك في منصة سما ولا تحاتي

الدرس 2-1: الرابطة الأيونية

عنوان الدرس: الرابطة الأيونية

أهداف التعلم

- ✓ فهم ماهية الرابطة الأيونية وكيفية تكونها.
- ✓ تطبيق قانون حفظ الشحنة على التفاعلات الكيميائية.
- ✓ إدراك العلاقة بين السالبية الكهربائية والخاصية الأيونية.
- ✓ كتابة الصيغ الكيميائية للمركبات الأيونية بشكل صحيح.

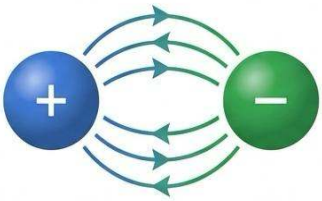
التمهيد

- تسعى الذرات دائمًا للوصول إلى حالة الاستقرار الكيميائي.
- لتحقيق ذلك، تتفاعل الذرات مع بعضها البعض إما بفقد أو اكتساب الإلكترونات.
- ينتج عن هذا التفاعل تكون أيونات مشحونة تتجاذب لتكون مركبات جديدة ومستقرة.

مفهوم الرابطة الأيونية

تعريف مهم

الرابطة الأيونية: «قوة التجاذب الكهروستاتيكي التي تربط الأيونات مختلفة الشحنة في المركب الأيوني».



- عند تقريب الأيونات مختلفة الشحنة من بعضها البعض, تنشأ بينها قوة تجاذب.
- هذه القوة (التجاذب الكهروستاتيكي) هي الأساس الذي تقوم عليه الرابطة الأيونية.

خطوات تكوين الرابطة الأيونية

تتكون غالباً نتيجة تفاعل ذرة مع ذرة

ذرة الفلز	ذرة اللافلز
⇐ تتحول إلى	⇐ تتحول إلى

تتساوى الشحنات الكهربائية في طرفي المعادلة.

وضّح بطريقة الترتيب الإلكتروني النقطي كيفيّة ارتباط الصوديوم مع الكلور لتكوين كلوريد الصوديوم.

الحـل :

$$Na\cdot + \cdot \ddot{\underset{\cdot\cdot}{Cl}}: \rightarrow$$

وضّح بطريقة الترتيب الإلكتروني النقطي كيفيّة ارتباط المغنيسيوم مع الأكسجين لتكوين أكسيد المغنيسيوم.

الحـــل :

$Mg : + \ddot{O} : \longrightarrow$

تمرين (1)

وضّح بطريقة الترتيب الإلكتروني النقطي كيفيّة ارتباط عنصر البوتاسيوم مع عنصر الكلور

نوع الرابطة: رابطة أيونية اسم المركب الناتج: كلوريد البوتاسيوم

تمرين (2)

وضّح بطريقة الترتيب الإلكتروني النقطي كيفيّة ارتباط عنصر الكالسيوم مع عنصر الأكسجين

نوع الرابطة: رابطة أيونية اسم المركب الناتج: أكسيد الكالسيوم

تمرين (3)

وضّح بطريقة الترتيب الإلكتروني النقطي كيفيّة ارتباط عنصر المغنيسيوم مع عنصر النيتروجين

نوع الرابطة: رابطة أيونية اسم المركب الناتج: نيتريد المغنيسيوم

وضّح بطريقة الترتيب الإلكتروني النقطي كيفيّة ارتباط البوتاسيوم مع الأكسجين لتكوين أكسيد البوتاسيوم.

الحـــل:

وضّح بطريقة الترتيب الإلكتروني النقطي كيفيّة ارتباط الليثيوم مع النيتروجين لتكوين نيتريد الليثيوم.

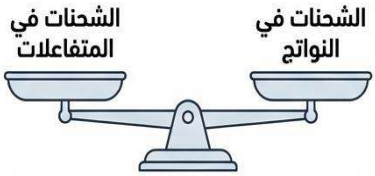
الحـــل:

قانون حفظ الشحنة

القانون

«مجموع الشحنات الكهربائية الكلية للمواد المتفاعلة يساوي مجموع الشحنات الكهربائية الكلية للمواد الناتجة».

عند مقارنة مجموع الشحنات في المتفاعلات والنواتج، يجب دائمًا أن يكون متساويًا.



⚠ مهم للامتحان

فيم يُستخدم هذا القانون؟

يُستخدم قانون حفظ الشحنة لـ وزن المعادلة الكيميائية حسب الشحنات الكهربائية.

العلاقة بين الخاصية الأيونية والسالبية الكهربائية

ترتبط الخاصية الأيونية للروابط في المركبات بالسالبية الكهربائية للعناصر المكونة لها.

[زيادة الفرق في السالبية الكهربائية] ← [زيادة الخاصية الأيونية (علاقة طردية)]

[نقصان الفرق في السالبية الكهربائية] ← [نقصان الخاصية الأيونية]

⚠ مهم للامتحان

متى تظهر الخاصية الأيونية بشكل كبير جدًا؟

تظهر بوضوح عندما يكون الفرق في السالبية الكهربائية بين العنصرين أكبر من أو يساوي (1.7) حسب مقياس باولنج.

رمز العنصر	K	Na	Li	Ca	Mg	S	N	Cl	O	F
السّالبية الكهربائية	0.8	0.9	1.0	1.0	1.2	2.5	3.0	3.0	3.5	4.0

جدول (13)

مثال (3)

رتّب المركبات الأيونية التالية من حيث الخاصيّة الأيونية ترتيبًا تصاعديًا.

LiCl , MgO , NaF

الحـــل :

باستخدام المعلومات من جدول (**13**)، يتم حساب الفرق في السّالبية الكهربائية للعناصر المكونة للمركب.

LiCl =

MgO =

NaF =

> >

الأقل ← الأعلى

خطوات تكوين الرابطة الأيونية

تتكون الرابطة الأيونية غالبًا نتيجة تفاعل ذرة فلز مع ذرة لافلز.

ذرة الفلز

- إلكترونات التكافؤ للوصول لحالة الاستقرار.
- تتحول إلى أيون ( ).

انتقال الإلكترونات ←

ذرة اللافلز

- الإلكترونات المفقودة من الفلز.
- تتحول إلى أيون ( ).

الشرط الأساسي: يجب أن تتساوى الشحنات الكهربائية في طرفي المعادلة (قانون حفظ الشحنة).

كتابة الصيغة الكيميائية للمركب الأيوني

القاعدة الأساسية

عند كتابة الصيغة، نبدأ دائمًا بكتابة رمز الفلز على اليسار، يليه رمز اللافلز على اليمين.
اليمين.

كلوريد الليثيوم — LiCl

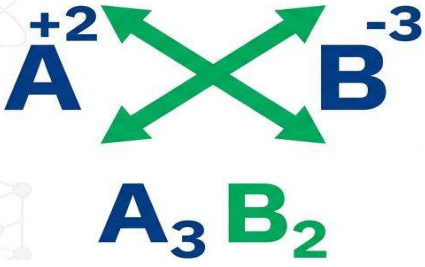
أكسيد المغنيسيوم — MgO

طريقة التقاطع لتكوين الصيغ

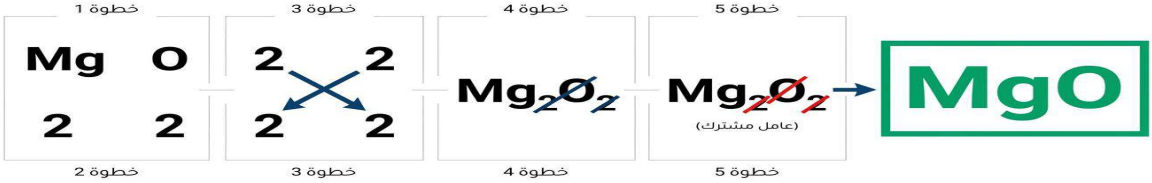
متى نستخدمها؟

إذا كان عدد إلكترونات التكافؤ التي تفقدها ذرة الفلز لا يساوي عدد الإلكترونات اللازمة لاستقرار ذرة اللافلز.

1. اكتب رموز العناصر.
2. اكتب أعداد التأكسد (إلكترونات التكافؤ) فوق كل
   - عنصر.
3. قم بإبدال الأرقام (طريقة التقاطع X) واكتب العدد أسفل الذرة المقابلة.
   - الذرة المقابلة.
4. قم بالاختصار في حال وجود عامل مشترك بين الأرقام.



تطبيق طريقة التقاطع



وضّح بطريقة الترتيب الإلكتروني النقطي كيفيّة ارتباط البوتاسيوم مع الأكسجين لتكوين أكسيد البوتاسيوم.

الحـــل:

$$K\cdot + \cdot\ddot{O}\cdot \longrightarrow K^+ \quad \cdot\ddot{O}^{2-}\cdot$$

يُلاحظ من التفاعل السّابق أن ذرّة البوتاسيوم تفقد إلكترونًا واحدًا من مستوى التكافؤ حتى تصل إلى حالة الاستقرار (2,8)، بينما ذرّة الأكسجين اكتسبت الإلكترون المنتقل إليها من ذرّة البوتاسيوم، ولكن هل وصلت ذرّة الأكسجين إلى حالة الاستقرار بهذا الترتيب حسب مستويات الطاقة الرئيسية (2,7)؟

الإجابة هي لا. في هذه الحالة تتفاعل ذرّتين من البوتاسيوم مع ذرّة واحدة من الأكسجين لتكوين أكسيد البوتاسيوم كما يلي:

$$2K\cdot + 1\cdot\ddot{O}\cdot \longrightarrow 2K^+ \quad \cdot\ddot{O}^{2-}\cdot \quad K_2O$$

وضّح بطريقة الترتيب الإلكتروني النقطي كيفيّة ارتباط الليثيوم مع النيتروجين لتكوين نيتريد الليثيوم.

الحـــل:

$$\begin{array}{ccc} Li\cdot + \cdot\ddot{N}\cdot & \longrightarrow & ?? \\ 2,1 \quad\quad 2,5 & & \\ 1e^- \quad\quad 3e^- & & \end{array}$$

لاحظ أن ذرّة الليثيوم تفقد إلكترونًا واحدًا لتصل إلى حالة الاستقرار، بينما ذرّة النيتروجين تحتاج إلى اكتساب ثلاث إلكترونات لتصل إلى الاستقرار. نقوم بإبدال عدد الإلكترونات وكتابتها أمام الذرة المقابلة كما يلي:

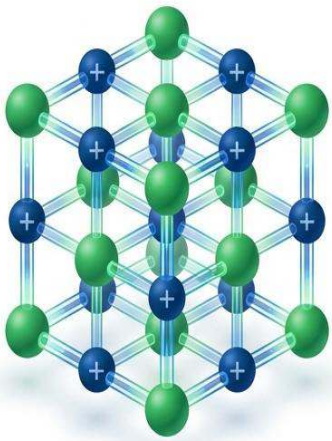
$$3Li\cdot + 1\cdot\ddot{N}\cdot \longrightarrow 3Li^+ \quad \cdot\ddot{N}^{3-}\cdot \quad Li_3N$$

★ الخلاصة

- **الرابطة الأيونية:** هي قوة تجاذب كهروستاتيكي بين أيونات مختلفة الشحنة.
- **التكوين:** تتكون غالبًا بين (فلز يفقد إلكترونات = كاتيون) و (لافلز يكتسب إلكترونات = أنيون).
- **حفظ الشحنة:** يجب أن يتساوى مجموع الشحنات في المتفاعلات مع النواتج.
- **السالبية الكهربائية:** تظهر الخاصية الأيونية بوضوح عندما يكون فرق السالبية ≥ 1.7.
- **كتابة الصيغ:** يُكتب الفلز يسارًا واللافلز يمينًا، وتُستخدم (طريقة التقاطع) عند اختلاف أعداد التكافؤ.

خواص المركبات الأيونية

الوحدة الثالثة - الدرس (3-1)



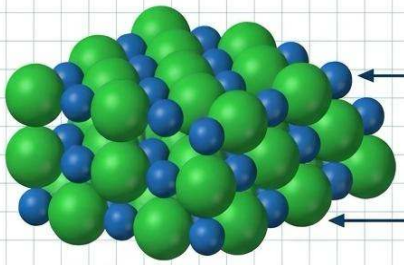
التمهيد

ترجع معظم الخواص المميزة للمركبات الأيونية إلى الشكل البلوري الذي تصطف فيه **الكاتيونات والأنيونات.**

أهداف التعلم

- الحالة الفيزيائية للمركبات الأيونية.
- درجة الانصهار والغليان.
- التوصيل الكهربائي.

أولًا: الحالة الفيزيائية



تعريف مهم: الشبكة البلورية

هي مصفوفات ثلاثية الأبعاد ممتدة من الكاتيونات والأنيونات في المركبات الأيونية, تنتظم فيها الأيونات مختلفة الشحنة.

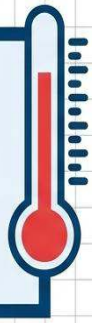
- تصطف الأيونات مختلفة الشحنة في مصفوفات ثلاثية الأبعاد.
- هذا الترتيب الممتد يمثل ما يعرف بـ (الشبكة البلورية).

أيونات مختلفة الشحنة ← مصفوفات ثلاثية الأبعاد (شبكة بلورية) ← زيادة قوة التجاذب ← حالة صلبة عند درجة حرارة الغرفة

علّل: معظم المركبات الأيونية تكون في الحالة الصلبة عند درجة حرارة الغرفة.

الإجابة:

ثانيًا: درجة الانصهار والغليان



★ قاعدة مهمة

كلما ارتفعت قوة التجاذب بين جسيمات المادة، ارتفعت درجة الانصهار والغليان للمادة.

- المركبات الأيونية تتميز بـ: ارتفاع قوة التجاذب بين الأيونات مختلفة الشحنة.
- النتيجة: ترتفع درجة الانصهار والغليان لها بشكل ملحوظ.

تحليل البيانات: درجات الانصهار والغليان

(جدول 14)

اسم المركب	درجة الانصهار °C	درجة الغليان °C
NaCl	801	1413
MgO	2852	3600

ما العلاقة بين قوة التجاذب ودرجتي الانصهار والغليان؟

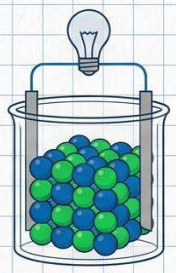
علاقة طردية؛ فكلما ارتفعت قوة التجاذب بين جسيمات المادة ارتفعت درجة الانصهار والغليان.

لماذا ترتفع درجة الانصهار والغليان للمركبات الأيونية؟

ثالثًا: التوصيل الكهربائي

تفحص التجربة التالية لدائرة كهربائية مغلقة. ؟ ماذا تلاحظ؟

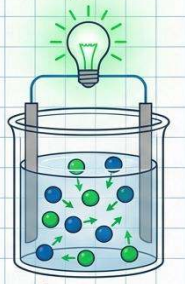
الشكل A



مركب أيوني صلب

المصباح لم يضيء ✗

الشكل B



مصهور لمركب أيوني

يضيء المصباح ✓

لكي يتم التوصيل الكهربائي، لابد من وجود أيونات (حاملات)

🔥 مقارنة مهمة: التوصيل الكهربائي

الحالة	حالة الأيونات	التوصيل الكهربائي
المركب الأيوني الصلب	الأيونات مقيدة الحركة	
المصهور أو المحلول	الأيونات حرة الحركة	

لماذا؟

- **في الصلب:** الروابط في الشبكة البلورية تجعل الأيونات مقيدة.
- **في المصهور/المحلول:** تتفكك الروابط وتصبح الأيونات حرة.

⭐ احفظها بهذه الصورة:

مركب صلب ← مقيدة الحركة ← لا يوصل

مصهور/محلول ← حرة الحركة ← يوصل

سؤال تطبيقي شامل (الجزء الثاني)

المطلوب

رتب المركبات الأيونية من حيث الخاصية الأيونية من الأقل إلى الأعلى.

القاعدة

الخاصية الأيونية تزداد بزيادة الفرق في السالبية الكهربائية بين العنصرين.

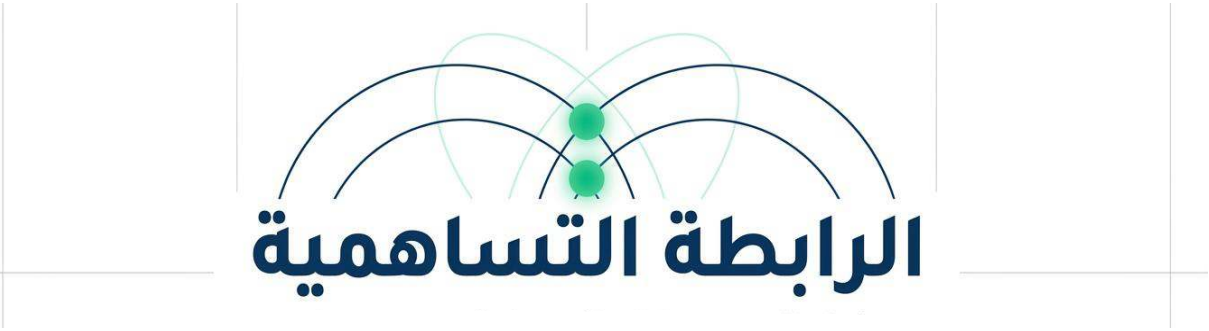
الإجابة النهائية

✅ الترتيب من الأقل إلى الأعلى:

$MgCl_2 \rightarrow MgF_2 \rightarrow NaCl \rightarrow NaF$

الخلاصة

- **الحالة الفيزيائية:** معظم المركبات الأيونية صلبة بسبب اصطفاف الأيونات في "شبكة بلورية" قوية التجاذب.
- **الغليان والانصهار:** تتميز بدرجات مرتفعة جدًا لاعتمادها على قوة التجاذب العالية بين الأيونات.
- **التوصيل (الصلب):** لا يوصل الكهرباء لأن الأيونات "مقيدة الحركة" داخل الشبكة.
- **التوصيل (المصهور/المحلول):** يوصل الكهرباء لأن الروابط تتفكك وتصبح الأيونات "حرة الحركة".



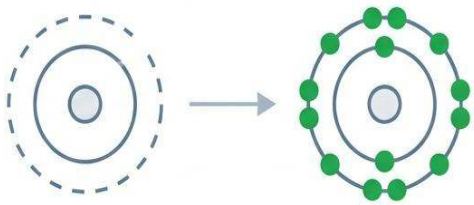
الرابطة التساهمية

أهداف التعلم

1. فهم آلية تكوين الرابطة التساهمية.
2. التمييز بين أنواع الروابط التساهمية (الأحادية، الثنائية، الثلاثية).
3. إدراك الفرق بين الجزيئات القطبية وغير القطبية.

التمهيد: رحلة البحث عن الاستقرار

تسعى الذرات دائمًا لتحقيق الاستقرار عن طريق تطبيق قاعدة الثمانية، ليصبح ترتيبها الإلكتروني مشابهًا للغازات النبيلة.



كيف يتحقق ذلك إذا لم تفقد أو تكتسب إلكترونات؟

عن طريق المشاركة!

تعريف مهم

الرابطة التساهمية: رابطة تتكون نتيجة تشارك زوج أو أكثر من الإلكترونات بين الذرات.

لماذا تتكون هذه الرابطة؟

- تسعى الذرات لتحقيق الاستقرار عبر تطبيق قاعدة الثمانية.
- الهدف: أن يصبح الترتيب الإلكتروني للذرة مشابهًا للغاز النبيل.

ملاحظة هامة

ذرة الهيدروجين (H) هي استثناء لقاعدة الثمانية! تسعى للوصول إلى إلكترونين فقط ليصبح ترتيبها مشابهًا لغاز الهيليوم النبيل.

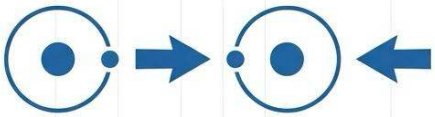
كيف تتكون الرابطة؟ (مثال: جزيء الهيدروجين H2)

الخطوة 1: المشكلة



ذرة هيدروجين بحاجة لإلكترون + ذرة هيدروجين بحاجة لإلكترون.

الخطوة 2: الحل



تقوم كل ذرة بمشاركة إلكترون التكافؤ الخاص بها للوصول للاستقرار.

الخطوة 3: النتيجة

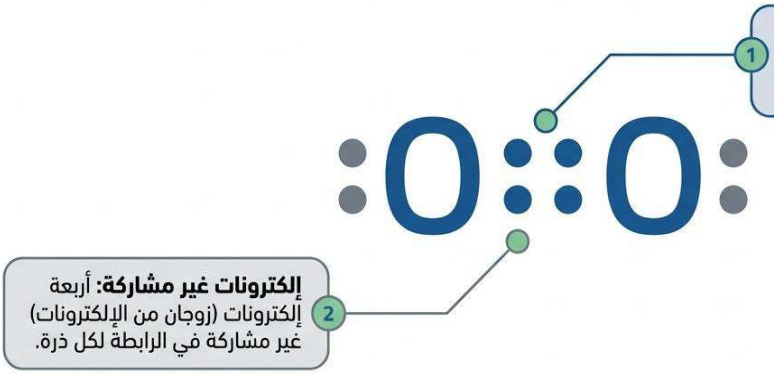


تتشارك الذرتان بزوج من الإلكترونات (الرابطة التساهمية).

تعريف مهم

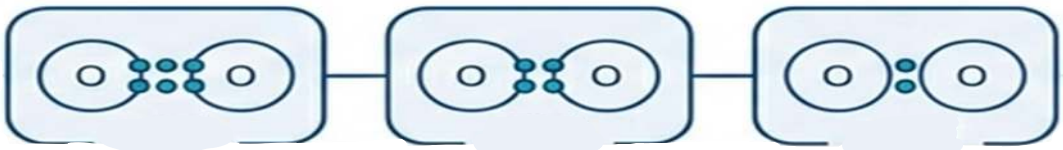
الرابطة التساهمية الثنائية: الرابطة التي تتكون عندما تشارك الذرة الواحدة المكونة للرابطة بإلكترونين للوصول إلى حالة الاستقرار.

تشريح الرابطة (أزواج الإلكترونات)



أنواع الروابط التساهمية

يختلف نوع الرابطة حسب أعداد الإلكترونات التي تشارك بها الذرات.



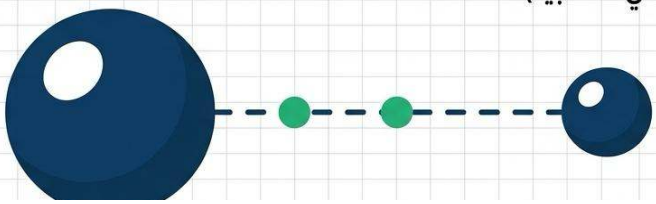
أهم خصائص الروابط التساهمية

1. تتكون نتيجة مشاركة الإلكترونات بين ذرات اللافلزات.
2. تكون أحادية أو ثنائية أو ثلاثية حسب عدد الإلكترونات المشاركة.
3. تحتوي الجزيئات على إلكترونات مشاركة وأخرى غير مشاركة.
4. إذا تساوت الذرات (نفس العنصر)، يكون فرق السالبية الكهربائية صفرًا.

الرابطة التساهمية القطبية

ماذا يحدث إذا اختلف نوع الذرات؟

عندما تختلف السالبية الكهربائية، ينجذب زوج الإلكترونات المشترك بدرجة أكبر نحو الذرة الأقوى (الأعلى في السالبية).



الرابطة التساهمية القطبية (جزيء HCl)



تتشارك ذرة (H) وذرة (Cl) للوصول للاستقرار. لكن لارتفاع السالبية الكهربائية للكلور، يصبح زوج الإلكترونات أقرب لذرة الكلور.

لاحظ التغير في الشحنات:

- الكلور يكتسب شحنة جزئية سالبة (–δ).
- الهيدروجين يكتسب شحنة جزئية موجبة (+δ).

تسمى هذه الرابطة تساهمية أحادية قطبية، والمركب الناتج مركب قطبي.

وضّح بالترتيب الإلكتروني النقطي كيفيّة ارتباط الهيدروجين مع الكلور لتكوين كلوريد الهيدروجين (حمض الهيدروكلوريك).

الحـــل:

وضّح بالترتيب الإلكتروني النقطي كيفيّة ارتباط الهيدروجين مع الأكسجين لتكوين جزيء الماء.

الحـل:

وضّح بالترتيب الإلكتروني النقطي كيفيّة ارتباط ذرّتي الأكسجين لتكوين جزيء الأكسجين.

الحـل:

وضّح بالترتيب الإلكتروني النقطي كيفيّة ارتباط ذرّتي النيتروجين لتكوين جزيء النيتروجين.
الحل:

وضّح بالترتيب الإلكتروني النقطي كيفيّة ارتباط الهيدروجين مع الكلور لتكوين كلوريد الهيدروجين (حمض الهيدروكلوريك).
الحـــل:

وضح بالترتيب الإلكتروني النقطي كيفيّة ارتباط الهيدروجين مع النيتروجين لتكوين جزيء الأمونيا.
الحـل:

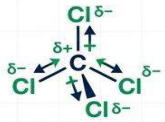
الاستثناء الهندسي: رباعي كلوريد الكربون (CCl_4)

حقيقة: الرابطة بين ذرة الكربون وأي ذرة كلور هي رابطة أحادية قطبية.

على الرغم من وجود روابط قطبية، إلا أن المركب الناتج غير قطبي!

سؤال علل: لماذا المركب غير قطبي على الرغم من وجود روابط تساهمية أحادية قطبية؟

الإجابة النموذجية: يرجع ذلك إلى أن الروابط الأربعة مرتبة بشكل متساوٍ (متماثل) في المركب المتكون، مما يلغي أثر الشحنات الكهربائية المختلفة.



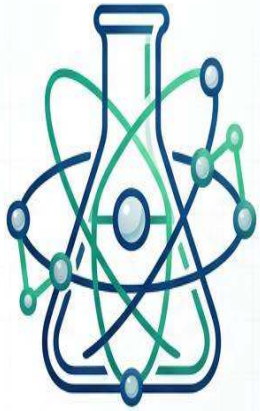
الشكل الهندسي رباعي الأوجه المتماثل يلغي العزوم القطبية

وضّح بالترتيب الإلكتروني النقطي كيفيّة ارتباط الكربون مع الكلور لتكوين رابع كلوريد الكربون.

الحل:

★ الخلاصة

- **الرابطة التساهمية:** تشارك زوج أو أكثر من الإلكترونات بين اللافلزات (تطبيقًا لقاعدة الثمانية، عدا الهيدروجين يتبع الهيليوم).
- **الأنواع:** إما أحادية، أو ثنائية، أو ثلاثية.
- **أزواج الإلكترونات:** تنقسم إلى إلكترونات مشاركة في الرابطة وإلكترونات غير مشاركة.
- **القطبية:** تنشأ نتيجة اختلاف السالبية الكهربائية (مثل جزيء HCl وجزيء H_2O)، حيث تتكون شحنات جزئية ($+\delta$ و $-\delta$).
- **قاعدة التماثل:** قد تلغي البنية المتساوية للمركب (مثل CCl_4) أثر الشحنات القطبية، فيصبح المركب غير قطبي.



خواص المركبات التساهمية

أهداف التعلم

- التعرف على الخواص الفيزيائية للمركبات التساهمية.
- فهم العلاقة بين قطبية المركب وقدرته على التوصيل الكهربائي.

التمهيد

على عكس المركبات الأيونية التي يحدث فيها انتقال للإلكترونات، فإن المركبات التساهمية تتشارك الإلكترونات، مما يؤدي إلى خصائص فيزيائية وكيميائية مميزة لها.

تعريف مهم: الرابطة التساهمية

هي رابطة تنشأ عن **مشاركة الإلكترونات** بين الذرات، وينتج عنها مركبات تتميز بخصائص محددة في (الحالة الفيزيائية، درجة الانصهار والغليان، والتوصيل الكهربائي).

الخواص الأساسية للمركبات التساهمية



1- الحالة الفيزيائية

توجد المركبات التساهمية في حالات المادة الثلاث عند درجة حرارة الغرفة (كما في الشكل التوضيحي).



كيف تتصرف الجسيمات في الحالة الصلبة؟
تهتز الجسيمات دون تبديل جيرانها؛ ولذلك تحافظ العينة على شكلها الثابت.

أمثلة توضيحية لحالات المادة:

أ- الحالة الصلبة
ثاني أكسيد السيليكون (الكوارتز)
SiO_2

ب- الحالة السائلة
الماء
H_2O

ج- الحالة الغازية
غاز ثاني أكسيد النيتروجين
NO_2

2. درجة الانصهار والغليان

تتميز المركبات التساهمية بشكل عام بانخفاض درجات الانصهار والغليان.

⚠ **لاحظ:** يُستثنى من ذلك بعض المركبات التي تكوّن المواد الصلبة مثل الكوارتز، حيث تمتلك درجات انصهار وغليان عالية جدًا.

جدول درجات الانصهار والغليان لبعض المركبات التساهمية

المركب	الحالة الفيزيائية	درجة الانصهار (°C)	درجة الغليان (°C)
H_2	غاز	-259	-253
Cl_2	غاز	-101	-34
H_2O	سائل	0	100
SiO_2	صلب	~1710	~2230

3. التوصيل الكهربائي (التجربة العملية)

اسم التجربة: اختبار التوصيل الكهربائي للمركبات التساهمية.

الهدف: التمييز بين قدرة المركبات القطبية وغير القطبية على توصيل الكهرباء.



الشكل (A): مركب تساهمي قطبي — الشكل (B): مركب تساهمي غير قطبي

الملاحظة والاستنتاج:

- **الشكل (A):** يضيء المصباح ← بعض المركبات التساهمية (القطبية) توصل التيار الكهربائي عند ذوبانها وتفككها في الماء.
- **الشكل (B):** لا يضيء المصباح ← بعض المركبات التساهمية (غير القطبية) لا توصل التيار الكهربائي عند ذوبانها في الماء.

تقسيم المركبات التساهمية حسب التوصيل الكهربائي

وجه المقارنة	مركبات تساهمية غير قطبية	مركبات تساهمية قطبية
التوصيل في الماء		

⭐ الخلاصة



الرابطة التناسقية

أهداف التعلم

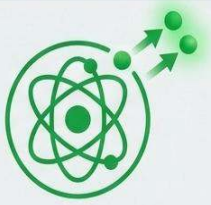
- فهم المقصود بالرابطة التناسقية كنوع من الروابط التساهمية.
- المقارنة بين الذرة المانحة والذرة أو الأيون المستقبل.
- استخدام السهم التوضيحي (→) لتمييز اتجاه الرابطة.
- تطبيق خطوات التفاعل على مثال تكوين كاتيون الهيدرونيوم (H_3O^+).

تعريف مهم

الرابطة التناسقية

هي نوع من أنواع الروابط التساهمية تتكون نتيجة مساهمة ذرة مع ذرة أخرى أو أيون بزون **بزوج أو أكثر من الإلكترونات** غير غير المشتركة في روابط.

أنواع الذرات في الرابطة التناسقية

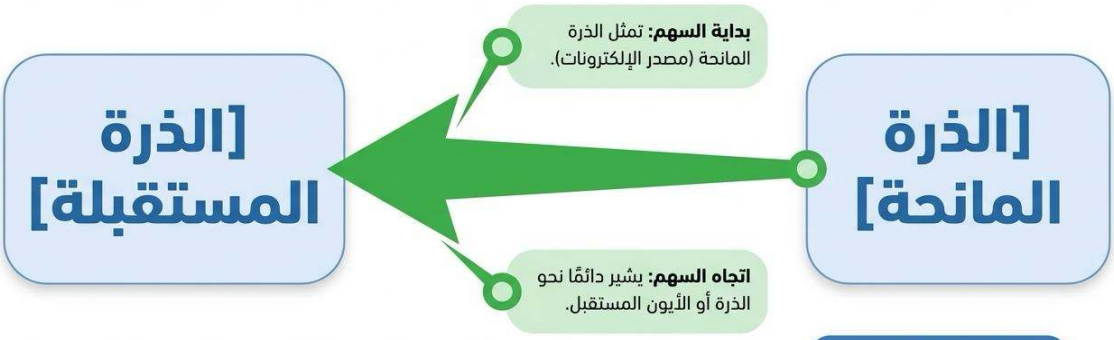


هي الذرة التي تقدّم (تمنح) زوجًا أو أكثر من الإلكترونات غير المشاركة في الرابطة لتكوين الرابطة التناسقية.



هي الذرة أو الأيون الذي يستقبل زوجًا أو أكثر من الإلكترونات من الذرة المانحة.

كيف نميز الرابطة التناسقية؟



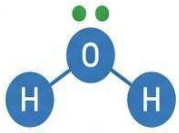
معلومة مهمة

في الرابطة التناسقية، الإلكترونات التي تكوّن الرابطة تأتي بالكامل من طرف واحد فقط (الذرة المانحة).

ثانيًا: مثال تطبيقي - تكوين الرابطة

المطلوب: وضّح بالترتيب الإلكتروني النقطي كيفية ارتباط جزيء الماء مع كاتيون الهيدروجين لتكوين كاتيون الهيدرونيوم (H_3O^+).

جزيء الماء (H_2O)



الرابطة بين الهيدروجين والأكسجين هنا هي رابطة تساهمية أحادية مستقرة.

كاتيون الهيدروجين (H^+)

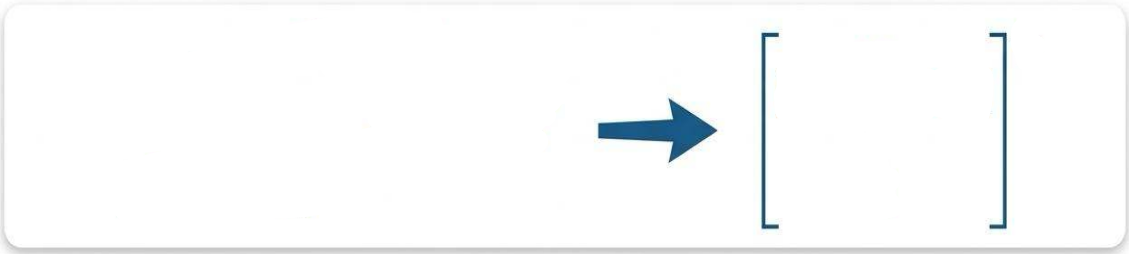


يحتاج إلى زوج من الإلكترونات لتكوين رابطة.

لاحظ كاتيون الهيدروجين (H^+) يُسمى أيضًا (**بروتون**).

ثالثًا: آلية الارتباط بين الماء وكاتيون الهيدروجين

$$H_2O + H^+ \longrightarrow H_3O^+$$



آلية التفاعل خطوة بخطوة

1. يساهم الأكسجين بزوج من الإلكترونات غير المشاركة.
2. يستقبل كاتيون الهيدروجين هذا الزوج.
3. تتكون الرابطة التناسقية ويتكون كاتيون الهيدرونيوم.

لاحظ وجود زوجين من الإلكترونات في ذرة الأكسجين لم تشارك برابطة، بينما كاتيون الهيدروجين لا يملك أي إلكترونات.

ستعمل ذرة الأكسجين كذرة مانحة تشارك بزوج واحد من الإلكترونات مع كاتيون الهيدروجين الذي سيعمل كذرة مستقبلة.

ماهي أنواع الروابط في كاتيون الهيدرونيوم؟

www.samakw.net 60084568

أسئلة شائعة وتنبيهات للامتحان

سؤال: لماذا يستطيع جزيء الماء تكوين رابطة تناسقية مع كاتيون الهيدروجين؟

الإجابة: لأن ذرة الأكسجين في جزيء الماء تمتلك زوجًا من الإلكترونات غير المشاركة في الروابط يمكنها منحه.

سؤال: من الذرة المانحة في تكوين كاتيون الهيدرونيوم؟

الإجابة: ذرة الأكسجين في جزيء الماء.

سؤال: من الأيون المستقبل في تكوين كاتيون الهيدرونيوم؟

الإجابة: كاتيون الهيدروجين H^+ (البروتون).



قلب الأم
و
المعسكر
تقفّل ملف الكيمياء

كتب الصيغ الكيميائية للمركبات التي تتكون من أزواج الأيونات التالية:

- S^{2-} , K^{+} : ..... K_2S .....
- O^{2-} , Ca^{2+} : ..... CaO .....
- SO_4^{2-} , Na^{+} : ..... Na_2SO_4 .....
- PO_4^{3-} , Al^{3+} : ..... $AlPO_4$ .....

-أي من أزواج العناصر التالية تكون مركباً تساهميا

☐البوتاسيوم والكبريت ☐الصوديوم والكلور

☐الهيدروجين والكلور ☐الكالسيوم والنيتروجين

- أحد المركبات التالية يعتبر مركب تساهمي عدا واحد:

☐HCl ☐NH_3 ☐Mg_3N_2 ☐$F2$

– الرابطة بين ذرتي الهيدروجين في جزيء الهيدروجين رابطة:

☐أحادية تساهمية ☐ثنائية تساهمية ☐ثلاثية تساهمية ☐أيونية

طلابنا الأحباء
أسأل الله
أن يوفقكم
ويشرح صدوركم

ترى الكورس
الثاني يبيله
شغل عدل.

