

# الـمـيـل الإلكتروني

# أهداف الدرس

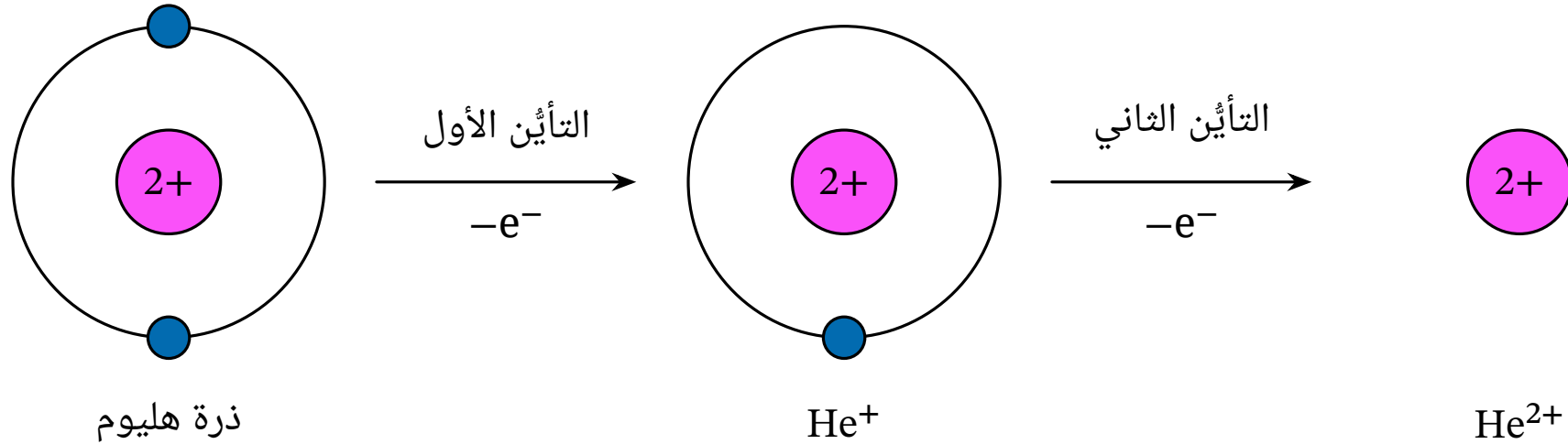
ستتمكن من:

- ◀ تعريف الميل الإلكتروني وكتابة معادلات كيميائية توضح العملية
- ◀ شرح لماذا تكون قيم الميل الإلكتروني الأول موجبة عند انطلاق طاقة
- ◀ شرح لماذا تكون قيم الميل الإلكتروني الثاني سالبة عادة عندما نحتاج إضافة طاقة
- ◀ وصف وشرح التدرج في الميل الإلكتروني عند النزول لأسفل المجموعات في الجدول الدوري
- ◀ وصف وشرح التدرج في الميل الإلكتروني عبر الدورات في الجدول الدوري
- ◀ وصف وشرح الاستثناءات أو المفارقات في التدرج التي نلاحظها في الجدول الدوري
- ◀ توقع الميل الإلكتروني النسبي لعنصر بناءً على موضعه في الجدول الدوري والعناصر المجاورة

## ما المقصود بالميل الإلكتروني؟

إذا كانت لدينا ذرة، يمكننا قياس مقدار الطاقة المطلوبة لفصل كل إلكترون على حدة حتى تبقى لدينا نواة فقط. وتسمى عملية إزالة هذه الإلكترونات بالتأيين.

فيما يلي التأيين الأول والتأيين الثاني لذرة هليوم:



## ما المقصود بالميل الإلكتروني؟ (متابعة)

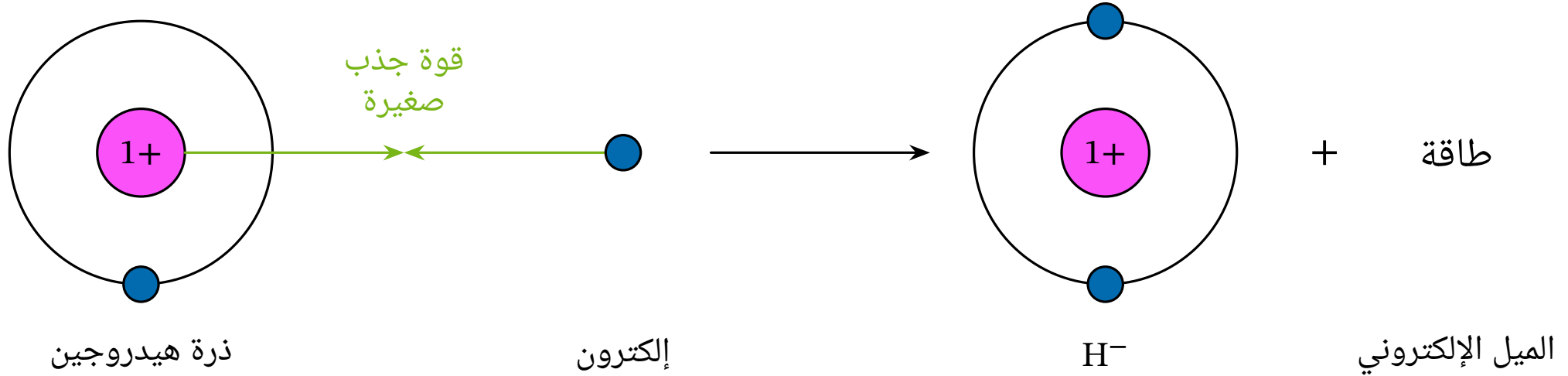
يرتبط الميل الإلكتروني بالعملية العكسية: إضافة إلكترونات واحدًا تلو الآخر إلى ذرة ما وكاتيوناتها.

وعادةً ما ترتبط ذرات العناصر المختلفة بعضها ببعض بطرق متباينة؛ ومن ثمّ، فإننا نتناول دائمًا الميل الإلكتروني من حيث الذرات المنفصلة (في الحالة الغازية).

ولذلك فنحن لا نقارن ذرات الهيدروجين في جزيئات  $H_2$  وذرات الليثيوم في الليثيوم الصلب؛ ما يسمح لنا بإجراء مقارنات أكثر فائدةً.

## ما المقصود بالميل الإلكتروني؟ (متابعة)

حين تقع ذرة هيدروجين بالقرب من إلكترون بالقدر الكافي، ينجذب كلٌّ منهما نحو الآخر قليلاً وقد يتحدان معاً. وتُعرف الطاقة المنطلقة في هذه العملية بالميل الإلكتروني للهيدروجين:



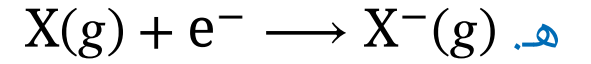
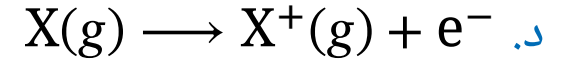
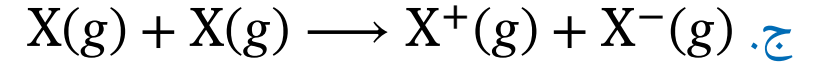
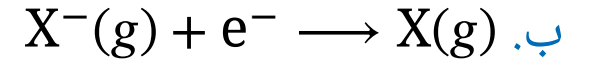
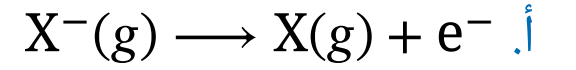
عادةً ما نعبر عن الميل الإلكتروني بوحدة الكيلو جول لكل مول (kJ/mol). ونستخدم أيضاً مصطلح الميل الإلكتروني للتعبير عن عملية إضافة الإلكترونات بشكلٍ عام إلى الذرات أو الأيونات.

## تعريف: الميل الإلكتروني للذرة

الميل الإلكتروني للذرة هو الطاقة المنطلقة عند إضافة إلكترون إلى ذرة متعادلة في الحالة الغازية لتكوين أيون سالب، لكل مول من الذرات.

## مثال ١: تحديد المعادلة التي توضح الميل الإلكتروني الأول لذرة

أيُّ المعادلات الآتية توضح الميل الإلكتروني الأول لذرة توضحًا صحيحًا؟



## مثال ١ (متابعة)

### الحل

عمليًا، الميل الإلكتروني الأول لأي ذرة هو الطاقة المنطلقة عندما تستقبل الذرة إلكترونًا (لكل مول من الذرات).

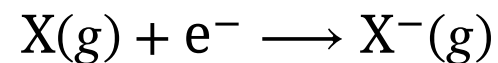
لكننا عادةً ما ننظر إلى العملية بشكلٍ عام باعتبارها «الميل الإلكتروني».

يُعرّف الميل الإلكتروني للذرة في الحالة الغازية؛ بما أن العناصر لها خواص ترابط مختلفة تمامًا، إذن يكون من السهل المقارنة بينها بهذه الطريقة.

يضاف الإلكترون، وينتج أيون غازي شحنته -1.

الطاقة المنطلقة هي الميل الإلكتروني للذرة (ويمكن أن تأخذ قيمة سالبة أيضًا).

هذه هي العملية التي وصفناها للتو:



وهذا يناظر الإجابة هـ.

# الإنتالبي والميل الإلكتروني

الميل الإلكتروني للهيدروجين يختلف عن تغيّر الإنتالبي عندما نضيف إلكترونًا إلى ذرة هيدروجين. فالميل الإلكتروني هو انطلاق طاقة؛ أي كمية الطاقة الخارجة، أما تغيّر الإنتالبي فهو التغيّر في طاقة النظام. إذا كان الميل الإلكتروني،  $E_{ea}$ ، موجبًا، يكون تغيّر الإنتالبي لنفس العملية سالبًا، وهذا يمثل عملية طاردة للحرارة. في حين أن الميل الإلكتروني السالب يعني أن تغيّر الإنتالبي للعملية موجب. وهذا يمثل عملية ماصة للحرارة.

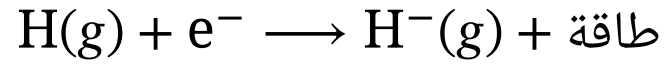
## الإنتالبي والميل الإلكتروني (متابعة)

إذا كان الميل الإلكتروني للعنصر «موجبًا»، يكون أيون العنصر الذي شحنته  $-1$  «أكثر» استقرارًا من ذرة العنصر والإلكترون المنفصل.  
إذا كان الميل الإلكتروني للعنصر «سالبًا»، يكون أيون العنصر الذي شحنته  $-1$  «أقل» استقرارًا من ذرة العنصر والإلكترون المنفصل.

إذا كان $E_{ea}$ لعنصر _____،	الطاقة، _____	يكون تغيّر الإنتالبي _____،	وتكون العملية _____.
موجبًا	تنطلق	سالبًا	طاردة للحرارة
سالبًا	تُمتص	موجبًا	ماصة للحرارة

## الإنتالبي والميل الإلكتروني (متابعة)

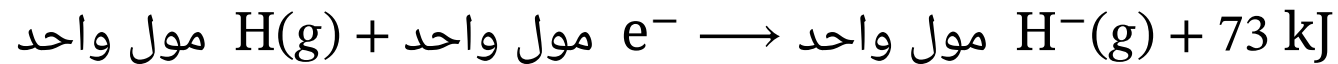
الميل الإلكتروني للهيدروجين 73 كيلو جول لكل مول تقريبًا:



$$E_{\text{ea}}(\text{H}) = 73 \text{ kJ/mol.}$$

وهذا يعني أنه إذا كان لدينا مول واحد من ذرات الهيدروجين في الحالة الغازية، وأضفنا إلكترونًا لكل ذرة منها، فسنحوّل 73 كيلو جول من الطاقة الكيميائية الكامنة إلى أشكال أخرى من الطاقة، مثل الحرارة.

إنّ، لكل مول من ذرات الهيدروجين نُحوّله إلى أيونات  $\text{H}^-$ ، نحصل على 73 كيلو جول من الطاقة التي تنطلق إلى الوسط المحيط:

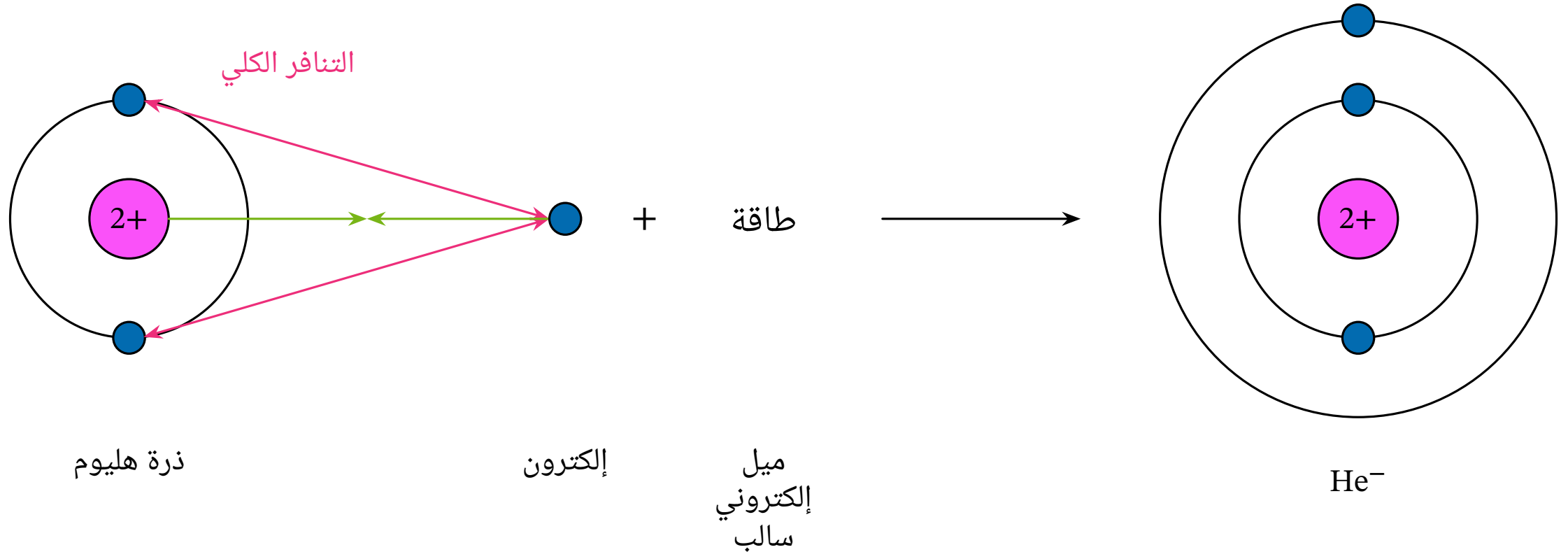


هذا يعني أن أيون  $\text{H}^-$  أكثر استقرارًا من ذرة الهيدروجين والإلكترون الحر المنفصلين تمامًا أحدهما عن الآخر.

# الإنتالبي والميل الإلكتروني (متابعة)

لا ينطبق هذا على ذرات جميع العناصر.

عندما نحاول إضافة إلكترون إلى ذرة هليوم، يكون التنافر من الإلكترونات أقوى من قوة جذب النواة:



## الإنتالبي والميل الإلكتروني (متابعة)

هذا يعني أن عملية إضافة إلكترون إلى ذرة الهليوم تتطلب إضافة طاقة.

ومن المستحيل تقريبًا قياس هذا مباشرة؛ لأن أيون  $\text{He}^-$  ليس مستقرًا، لكن بإمكاننا إجراء بعض الحسابات.

إذا استطعنا إضافة إلكترون إلى ذرة هليوم، فإن هذا سيتطلب 48 كيلو جول لكل مول تقريبًا من ذرات الهليوم. هذا يعني أن الميل الإلكتروني للهليوم  $-48 \text{ kJ/mol}$  تقريبًا.

من الواضح حتى الآن أن بعض العناصر ميلها الإلكتروني الأول موجب، وبعض العناصر ميلها الإلكتروني الأول سالب.

بالنسبة إلى بعض العناصر، تُعد إضافة إلكترون إلى ذراتها في الحالة الغازية عملية طاردة للحرارة، وبالنسبة إلى البعض الآخر فهي عملية ماصة للحرارة.







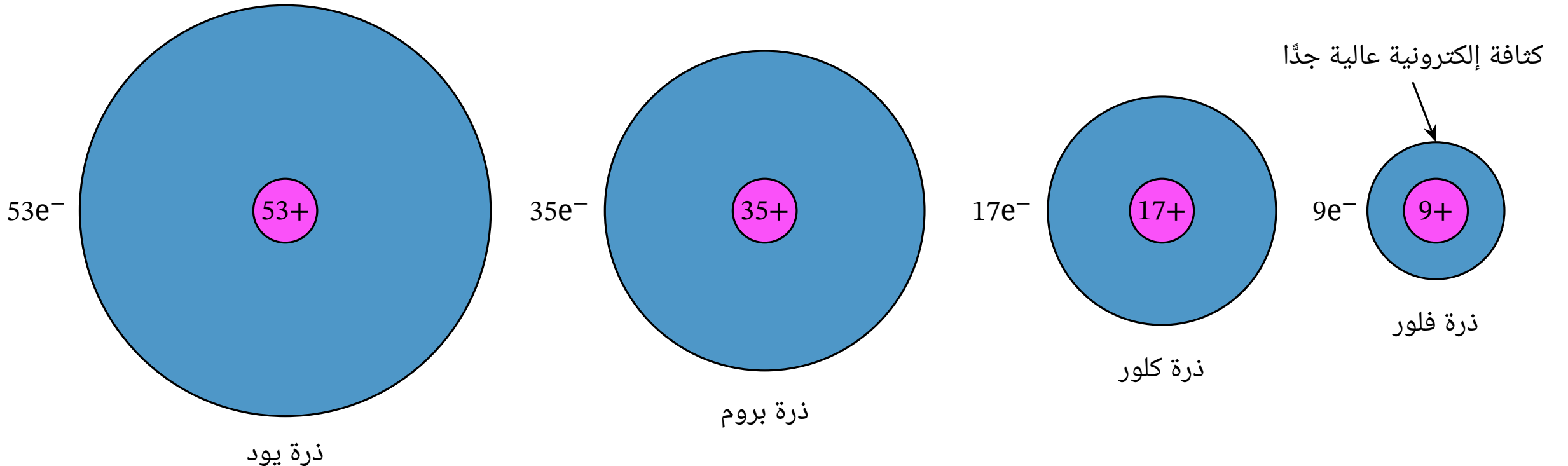




## تدرجات الميل الإلكتروني داخل المجموعة الواحدة في الجدول الدوري (متابعة)

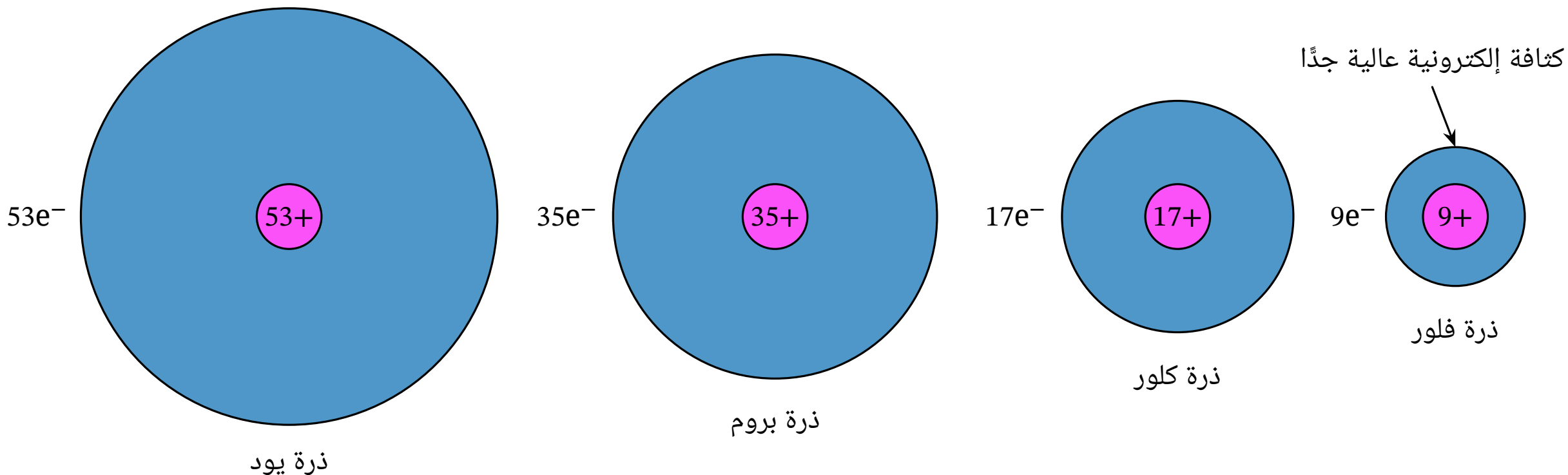
الميل الإلكتروني للفلور عالٍ بصورة غير عادية؛ إذ يبلغ  $328 \text{ kJ/mol}$ ، في حين أنه أعلى في حالة الكلور؛ إذ يبلغ  $349 \text{ kJ/mol}$ .  
وبما أن ذرة الفلور أصغر من حيث الحجم، فلا بد أن يكون لها ميل إلكتروني أعلى من الكلور.

لكن، ترجع القيمة الأصغر لذرة الفلور إلى صغر حجم الذرة؛ حيث ستواجه أي إلكترونات تقترب منها قوة تنافر كبيرة بسبب الكثافة الإلكترونية العالية حول النواة.



# تدرجات الميل الإلكتروني داخل المجموعة الواحدة في الجدول الدوري (متابعة)

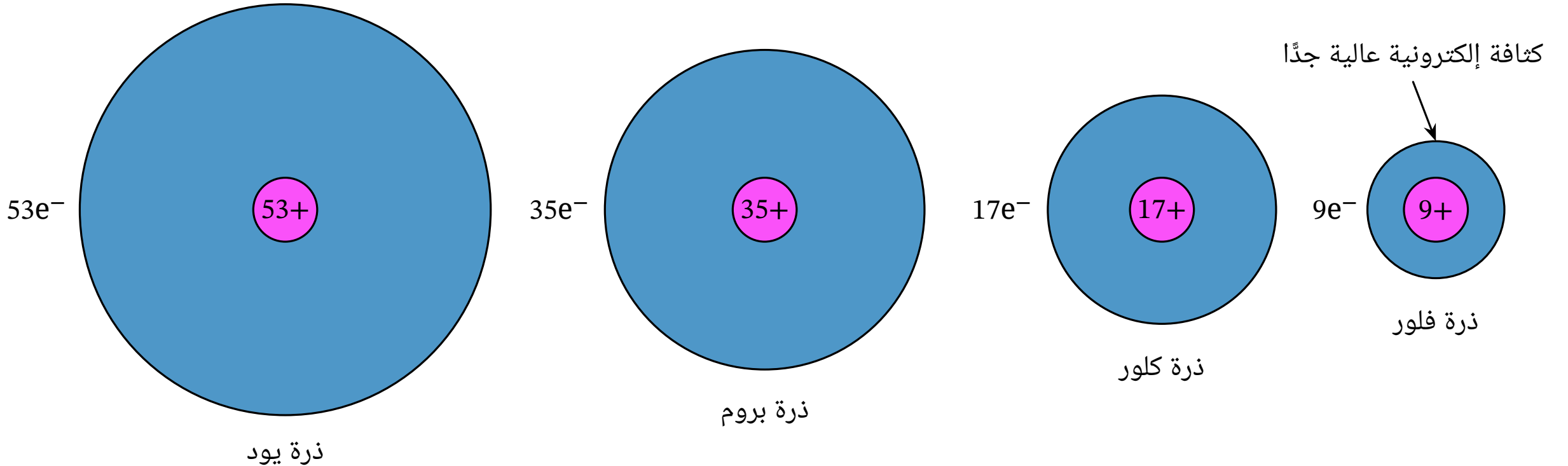
تستمر قيم الميل الإلكتروني للبروم واليود وبقية عناصر المجموعة 17 كما هو متوقَّع، مَثْبَعَةً التدرُّج لأسفل. ومع أنه من الصعب معرفة لماذا يحدث هذا بالضبط، يمكننا استنتاج نظرية معقولة.



## تدرجات الميل الإلكتروني داخل المجموعة الواحدة في الجدول الدوري (متابعة)

نصف قطر ذرة الفلور صغير جدًا؛ إذ يبلغ 42 pm ( $1 \text{ pm} = 10^{-12} \text{ m}$ )؛ والكلور ضعفه تقريبًا؛ إذ يبلغ نصف قطره الذري 79 pm، في حين يزداد نصف القطر الذري للبروم واليود بالتدرج.


ذرة الفلور أصغر من ذرة الهيدروجين ذات نصف القطر الذري الذي يبلغ 53 pm. يمكننا تخيّل أن الشحنة السالبة لـ 9 إلكترونات في ذرة الفلور ستكون شديدة الكثافة. وهذا سيقلّل الميل الإلكتروني للفلور مقارنةً بالكلور؛ لأنّ الإلكترون القادم سيواجه تنافرًا أشد.



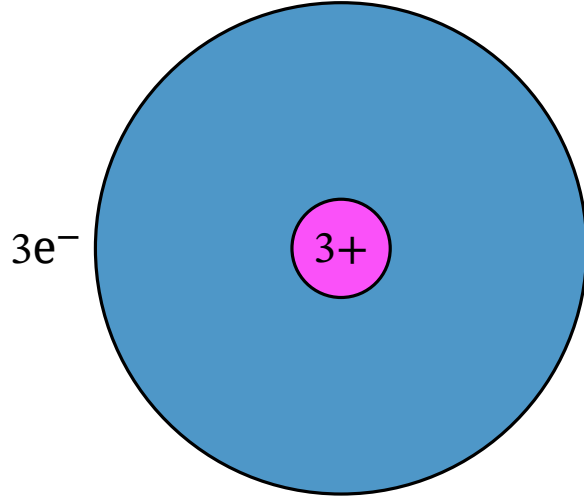
## تدرجات الميل الإلكتروني عبر الدورة في الجدول الدوري

كلما انتقلنا من اليسار إلى اليمين، يزداد العدد الذري.

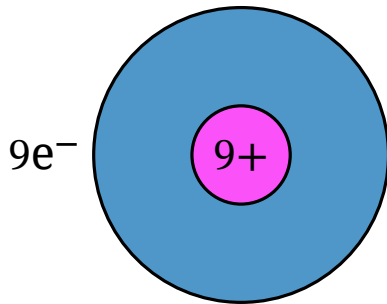
وبما أن عدد الأغلفة الإلكترونية في ذرات هذه العناصر لا يزداد، في حين تزداد شحنة النواة؛ إذن يقل نصف القطر الذري.

العنصر	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
العدد الذري	3	4	5	6	7	8	9	10
نصف القطر الذري	يقل 							
الميل الإلكتروني الأول (kJ/mol)	59.6	-48	27.0	121.8	-6.8	141.0	328.2	-116

## تدرجات الميل الإلكتروني عبر الدورة في الجدول الدوري (متابعة)



ذرة ليثيوم



ذرة فلور

في ذرة الليثيوم، شحنة النواة  $3+$ ، إذن لدينا ثلاثة إلكترونات في السحابة الإلكترونية.

ومن ثمّ، الشحنة الإجمالية لهذه الإلكترونات  $-3$ .

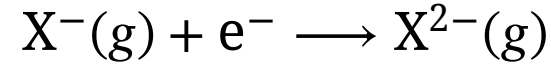
في الوقت نفسه، تحتوي ذرة الفلور على نواة شحنتها  $+9$  وتسعة إلكترونات.

إذا تخيلنا أننا وضعنا إلكترونًا إضافيًا بجوار ذرة ليثيوم أو ذرة فلور، فالإلكترون الذي يقترب من ذرة الفلور يمكنه الاقتراب أكثر من النواة قبل أن يتنافر مع الإلكترونات.

هذا شرح بسيط يفسّر لماذا نلاحظ بشكلٍ عام زيادةً في الميل الإلكتروني من اليسار إلى اليمين عبر أي دورة من دورات الجدول الدوري.

## الميل الإلكتروني الثاني

ثمة ما يُسمَّى بالميل الإلكتروني الثاني، وهو إضافة الإلكترون إلى أيون شحنته واحد سالب بدلًا من ذرة متعادلة. يرتبط الميل الإلكتروني الثاني بهذه العملية:



هنا، نضيف إلكترونًا (سالب الشحنة) إلى أيون سالب.

فيتنافر الأيونُ السالبُ مع الإلكترون، وهذا يزيد من الطاقة المطلوبة لإضافتهما معًا.

ونظرًا لهذا التنافر الإضافي مقارنةً بعملية الميل الإلكتروني الأول، يكون الميل الإلكتروني الثاني سالبًا دائمًا (أي ماصًا للحرارة).

ويمكننا أن نلاحظ ذلك مع الأكسجين وهو ما سيُشرح في الشريحة التالية.

## الميل الإلكتروني الثاني (متابعة)

الميل الإلكتروني الأول للأكسجين 141 kJ/mol.

وتغيّر الإنثالبي لهذه العملية سالب (أي أنها عملية طاردة للحرارة)، لكن الميل الإلكتروني الثاني المتوقع للأكسجين هو -744 kJ/mol تقريبًا.

إذن، تغيّر الإنثالبي لهذه العملية موجب (أي أنها عملية ماصة للحرارة بشدة).

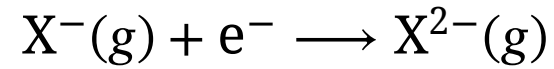
لكن أيونات  $O^{2-}$  تتكوّن باستمرار، ومثال ذلك عندما تتفاعل الفلزات مع الأكسجين.

وسيتّم تعويض هذه الطاقة حين تتقارب الأيونات المتضادة الشحنة.

وتكون طاقة التفاعلات في كثير من الأحيان معقّدة، ويشكّل الميل الإلكتروني جزءًا صغيرًا من العملية الكلية.

## مثال ٢: تحديد إشارة تغيّر الطاقة للميل الإلكتروني الثاني

توضح المعادلة



الميل الإلكتروني الثاني لأحد العناصر.

هل تؤدي هذه العملية إلى تغيّر في الطاقة موجب أم سالب؟

أ. موجب

ب. سالب

## مثال ٢ (متابعة)

### الحل

الميل الإلكتروني الثاني لعنصر هو الطاقة المنطلقة عندما يكتسب أيون شحنته  $-1$  لهذا العنصر إلكترونًا آخر.

توضّح المعادلة المذكورة في السؤال العملية المتضمّنة بشكلٍ عام.

في العديد من العناصر، تؤدي العملية المكافئة، التي تتضمّن ذرة متعادلة، إلى انطلاق طاقة.

ويكون الميل الإلكتروني الأول موجبًا.

لكن في بعض العناصر يكون سالبًا.

تبدأ عملية الميل الإلكتروني الثاني بأيون سالب،  $X^-$ .

يكون التنافر بين أي ذرة وإلكترون أقل دائمًا من التنافر بين أيون سالب وإلكترون.

## مثال ٢ (متابعة)

وهذا يرجح كفة أن كل الميول الإلكترونية الثانية تأخذ قيمة سالبة (يلزم طاقة لإضافة إلكترون إلى أيون شحنته -1). لكن، السؤال لا يسأل عن الطاقة المنطلقة (التي ستأخذ قيمة سالبة)، بل عن التغيير في الطاقة. في حالات كهذه، مصطلح «التغيير في الطاقة» يعني «تغييرًا في طاقة النظام».

وبما أنه تلزم طاقة لإضافة الإلكترون إلى أيون شحنته  $X^-$ ، إذن، يجب إضافة طاقة إلى النظام. وهذه عملية ماصة للحرارة؛ أي تتضمن تغييرًا موجبًا في طاقة النظام.

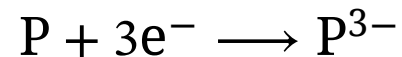
إذن الإجابة هي «موجب».

### مثال ٣: حساب التغير في الطاقة عند إضافة ثلاثة إلكترونات إلى ذرة الفوسفور

يوضح الآتي الميل الإلكتروني لإضافات متتالية من الإلكترونات في ذرة فوسفور:



انظر التفاعل:



ما التغير الكلي في الطاقة اللازم لتكوين أيون  $\text{P}^{3-}$ ؟

## مثال ٣ (متابعة)

### الحل

ثمة طرقٌ لحل هذا السؤال.

النقطة الأساسية هي أن السؤال يطلب منا إيجاد «التغيّر الكلي في الطاقة»، وهو التغيّر في طاقة النظام عند إضافة ثلاثة إلكترونات إلى ذرة فوسفور لتكوين  $P^{3-}$ .

سنُوجد تغيّر الطاقة للنظام الذي نَصِفُه، وليس للوسط المحيط.

إذا أُضيفت طاقة (عملية ماصة للحرارة)، تزيد طاقة النظام ( $\Delta E$  موجبة)، لكن إذا انطلقت طاقة (عملية طاردة للحرارة)، تقل طاقة النظام ( $\Delta E$  سالبة).

لدينا الميل الإلكتروني الأول والثاني والثالث للفوسفور، ويُرمز إلى الميل الإلكتروني بالرمز  $E_{ea}$ .

## مثال ٣ (متابعة)

الميل الإلكتروني هو الطاقة المنطلقة عند إضافة إلكترونات إلى ذرة أو أيون، ومن ثمّ، فإنه يأخذ إشارة مُعاكِسة لتغيُّر الطاقة. بعبارة أخرى، الميل الإلكتروني الموجب يعني انطلاق طاقة؛ أي عملية طاردة للحرارة، وهو ما يعني أن  $\Delta E$  سالبة. بالاستعانة بذلك، يمكننا تحويل كل  $E_{ea}$  إلى  $\Delta E$ ، ثم نجمع  $\Delta E$  لكل إضافة إلكترون. أو يمكننا جمع الميول الإلكترونية، ثم تحويل النتيجة إلى  $\Delta E$ . إن أيّ طريقة منهما صالحة. لحل هذه المعادلة، نستخدم الخيار الثاني.

## مثال ٣ (متابعة)

الطاقة المنطلقة عند إضافة ثلاثة إلكترونات إلى ذرة فوسفور تساوي مجموع الطاقات المنطلقة عندما تُضاف هذه الإلكترونات الثلاثة بالتتابع ( $P \rightarrow P^- \rightarrow P^{2-} \rightarrow P^{3-}$ ):

الطاقة الكلية المنطلقة تساوي:

$$72 \text{ kJ/mol} + (-468 \text{ kJ/mol}) + (-886 \text{ kJ/mol}) = -1282 \text{ kJ/mol}.$$

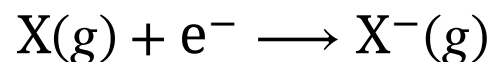
هذا يعني أن عملية إضافة ثلاثة إلكترونات إلى ذرة فوسفور هي عملية ماصة للحرارة بشكلٍ عام (أي تتطلب طاقة؛ لأن الطاقة المنطلقة سالبة).

التغيّر الكلي في الطاقة يساوي ببساطة عكس الطاقة المنطلقة أي أن التغيّر الكلي في الطاقة يساوي:

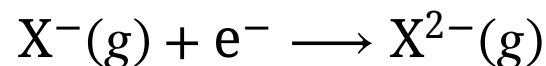
$$-(-1282 \text{ kJ/mol}) = +1282 \text{ kJ/mol}.$$

## النقاط الرئيسية

- ◀ الميل الإلكتروني لأي عنصر هو الطاقة المنطلقة عند إضافة إلكترون إلى ذرة متعادلة لهذا العنصر في الحالة الغازية، لتكوين أيون سالب بشكل منفرد (ويُسمَّى أيضًا الميل الإلكتروني الأول).
- ◀ يُشير الميل الإلكتروني الموجب إلى أن العملية تُطلق طاقة (أي إنها طاردة للحرارة)؛ ما يقلل من طاقة النظام.
- ◀ يُشير الميل الإلكتروني السالب إلى أن العملية تمتص طاقة (أي إنها ماصة للحرارة)؛ ما يزيد من طاقة النظام.
- ◀ عادةً ما يعبر عن الميل الإلكتروني بوحدة kJ/mol.
- ◀ عادةً ما يُستخدم مصطلح «الميل الإلكتروني» للإشارة إلى العملية نفسها (أي إضافة إلكترون إلى ذرة في الحالة الغازية):



- ◀ الميل الإلكتروني الثاني هو الطاقة المنطلقة من هذه العملية:



## النقاط الرئيسية (متابعة)

- ◀ في الجدول الدوري، نلاحظ بصفة عامة حدوث زيادة في الميل الإلكتروني الأول للعناصر:
  - ◀ عند التدرُّج من اليسار إلى اليمين ومن أسفل إلى أعلى.
  - ◀ بالانتقال داخل المجموعة الواحدة، من الأسفل إلى الأعلى.
  - ◀ عبر الدورة، بالانتقال من اليسار إلى اليمين.