



الكيمياء

2026 - 2025

للفصل الثاني الثانوي - الفصل الدراسي الأول



الكيمياء

للفصل الثاني الثانوي - الفصل الدراسي الأول 2025 - 2026

إعداد

أ. د. جابر عبد الوهاب العناني
أ. إبراهيم عليوة همام

أ. د. محمد سمير عبد المعز
د. أحمد فؤاد الشايب

أ. سميحة السيد علي

لجنة التعديل

أ. سحر علي مشهور
أ. سامح عبد العزيز

أ. صلاح جندى بشته
أ. عبد الله عبد الواحد

أ. عصام رشدي فام
د. سحر إبراهيم محسن

شارك في التعديل والتطوير



إدارة المحتوى التعليمي بشركة

مستشار مادة العلوم

د. عزيزة رجب خليفة

إشراف عام

د. أكرم حسن محمد

مساعد الوزير لشؤون المناهج التعليمية
والمشرف على الإدارة المركزية لتطوير المناهج

غير مصرح بتداول هذا الكتاب خارج وزارة التربية والتعليم والتعليم الفني

المقدمة

فى إطار تطوير التعليم لمواكبة المتغيرات العالمية والمحلية واستكمالاً للجهود الحثيثة التى تقوم بها وزارة التربية والتعليم للارتقاء بمستوى محتويات المناهج الدراسية وربطها بالمجتمع والبيئة فقد كلف معالى وزير التربية والتعليم بإعادة تقييم ومراجعة المحتوى العلمى لمادة الكيمياء للصف الثانى الثانوى.

ولقد قامت اللجنة المكلفة بإجراء التعديلات والإضافات اللازمة التى أدت إلى:

- (1) التخلص من التكرار والحشو غير المبرر واستبعاد الأجزاء التى سبق للطالب دراستها، وإعادة صياغة بعض أجزاء الكتاب بطريقة منطقية متسلسلة ومنظمة.
- (2) إضافة بعض المفاهيم والتطبيقات لمواكبة الاتجاهات العلمية الحديثة.
- (3) ربط موضوعات الدراسة بالحياة اليومية وتأثيراتها البيئية وتطبيقاتها الصناعية.
- (4) الاهتمام بالمعالجات الرياضية فى فهم بعض الموضوعات بهدف تقوية الجوانب الفكرية.
- (5) إعداد بعض الأشكال التوضيحية وتوظيفها لخدمة المفاهيم العلمية.
- (6) تحديد الأهداف المرجوة من دراسة كل باب من أبواب الكتاب وضعت فى مقدمته لثعطى مؤشراً للطالب والمعلم على مدى ما حققه.
- (7) تنوع التقييم ليتضمن قياس المستويات المختلفة للتعليم.

والكتاب فى صورته الحالية يحتوى على ثلاثة أبواب تتكامل وترابط فيما بينها وتعكس تناغماً مع محتويات كتب الكيمياء فى المناهج العالمية وتشمل على تطبيقات صناعية وبيئية مفيدة. وتتضمن اهتماماً واضحاً بتنمية قدرات الفهم والتحليل والابتكار وتمشى مع المعايير القومية التى وضعتها الوزارة لتطوير منهج الكيمياء.

نتمنى أن يكون هذا الكتاب فى صورته الجديدة مصدراً مفيداً للعلم والمعرفة فى مجال الكيمياء وأن يحقق الغاية المرجوة وأن يكون خير معين لطلابنا الذين نتمنى لهم النجاح والتوفيق.

لجنة التطوير

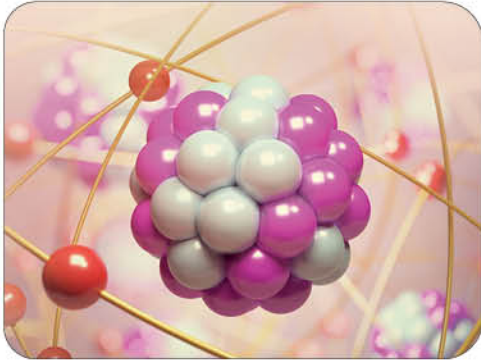
محتويات الكتاب

الفصل الدراسي الأول



الباب الأول

6 الحساب الكيميائي



الباب الثاني

22 بنية الذرة



الباب الثالث

40 الجدول الدوري وتصنيف العناصر

الباب الأول

الحساب الكيميائي



الأهداف

- فى نهاية دراسة الطالب لباب الحساب الكيميائى
ينبغى أن يكون قادرًا على أن :

- 1- يُعرف المول.
- 2- يحسب الكتل المولية لبعض المركبات.
- 3- يطبق فرض أفوجادرو فى الحساب الكيميائى
لتفاعلات الغازات.
- 4 - يحدد العامل المحدد للتفاعل.
- 5- يُميز بين الصيغة الأولية والصيغة الجزيئية.
- 6- يحسب الصيغة الجزيئية لبعض المركبات.
- 7- يحسب حجوم الغازات المتفاعلة أو الناتجة فى
تفاعل كيميائى.
- 8- يحسب التركيز المولارى لبعض المحاليل.



يُعبّر عن كمية المادة في النظام الدولي للقياس (SI) بوحدة المول، ويحتوي المول من أي مادة على عدد ثابت من الجسيمات (جزيئات أو ذرات أو أيونات) يُعرف **بعدد أفوجادرو** وهو يساوي 6.02×10^{23}

$$\text{عدد الجسيمات} = \text{عدد مولات الجسيمات} \times \text{عدد أفوجادرو}$$

مثال

احسب عدد ذرات الهيدروجين في 2 mol من الميثان CH_4

الحل

$\therefore$ 1 mol من CH_4 تحتوي على 4 mol atom من H

$\therefore$ 2 mol من CH_4 تحتوي على 8 mol atom من H

$$\text{عدد ذرات الهيدروجين} = 8 \times 6.02 \times 10^{23}$$

$$= 48.16 \times 10^{23} \text{ atom}$$

وتُعبّر **الكتلة المولية** عن الكتلة الذرية النسبية للجرامية للعناصر أو الكتلة الجزيئية للجرامية، مُقدّرة بوحدة g/mol والتي تُمثل مجموع الكتل الذرية النسبية للجرامية للعناصر المكونة للجزيء.

تطبيقات 

1 احسب الكتلة المولية من الماء H_2O تساوى مجموع الكتل الذرية النسبية للجرامية للعناصر المكونة

$$[\text{H} = 1, \text{O} = 16]$$

لجزيء منه

الحل

$$\text{الكتلة المولية من } \text{H}_2\text{O} = 16 + (2 \times 1) = 18 \text{ g/mol}$$

2 احسب الكتلة المولية من بللورات كبريتات النحاس الزرقاء المتهدّرة $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$

$$[\text{Cu} = 63.5, \text{S} = 32, \text{O} = 16, \text{H} = 1]$$

الحل

$$\begin{array}{ccccccc} \text{Cu} & \text{S} & \text{O}_4 & \cdot & 5\text{H}_2\text{O} & & \\ \downarrow & \downarrow & \downarrow & & \swarrow \searrow & & \\ 63.5 & + & 32 & + & (16 \times 4) & + & 5 [(1 \times 2) + 16] = 249.5 \text{ g/mol} \end{array}$$

ويتم إيجاد العلاقة بين كتلة المادة وعدد مولاتها وكتلتها المولية من العلاقة التالية :

$$\frac{\text{كتلة المادة (g)}}{\text{الكتلة المولية (g/mol)}} = \text{عدد المولات (mol)}$$

مثال

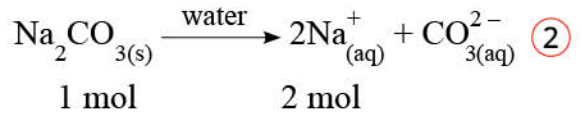
عينة من كربونات الصوديوم كتلتها 265 g بمعلومية الكتل الذرية النسبية للجرامية للعناصر المكونة لها ،
[Na = 23 , C = 12 , O = 16] احسب :

- ① عدد مولات العينة.
- ② عدد مولات أيونات الصوديوم في العينة.
- ③ عدد أيونات الصوديوم الناتجة عن ذوبان العينة في الماء.

الحل

$$\text{① الكتلة المولية من } \text{Na}_2\text{CO}_3 = (3 \times 16) + 12 + (2 \times 23) = 106 \text{ g/mol}$$

$$\text{عدد المولات} = \frac{\text{كتلة المادة}}{\text{الكتلة المولية}} = \frac{265}{106} = 2.5 \text{ mol}$$



∴ كل 1 mol من Na_2CO_3 يحتوى على 2 mol من أيونات Na^+

∴ عدد مولات أيونات Na^+ في العينة = $2.5 \times 2 = 5 \text{ mol ion}$

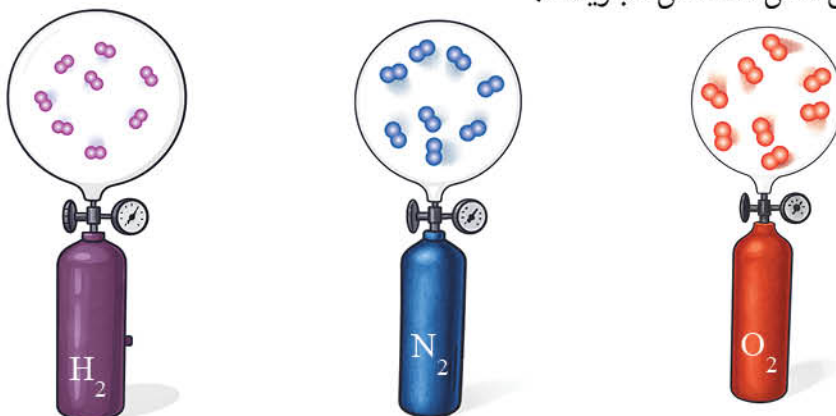
$$\text{③} \quad \therefore \text{عدد أيونات } \text{Na}^+ = \text{عدد مولات } \text{Na}^+ \times \text{عدد أفوجادرو}$$

$$\therefore \text{عدد أيونات } \text{Na}^+ = 6.02 \times 10^{23} \times 5 = 30.1 \times 10^{23} \text{ ion}$$

الحجم المولى للغازات

توصل العالم أفوجادرو إلى أن المول الواحد من أى غاز يشغل نفس الحجم فى نفس الظروف من الضغط ودرجة الحرارة وقد عُرف فيما بعد أن المول من أى غاز يشغل حجمًا قدره 22.4 L فى الظروف القياسية (STP) وهى درجة الحرارة 0°C (273 K) والضغط الجوى المعتاد 1 atm (760 mmHg) أو يشغل حجمًا قدره 24 L فى (rtp) وهى درجة حرارة الغرفة 25°C (298 K) والضغط الجوى المعتاد.

وينص فرض أفوجادرو على أن الحجوم المتساوية من الغازات المختلفة في نفس الظروف من الضغط ودرجة الحرارة تحتوي على نفس العدد من الجزيئات.



يحتوي المول من أي غاز على عدد أفوجادرو من الجزيئات

الجدول التالي يوضح العلاقة بين عدد المولات والحجم وعدد الجزيئات لبعض الغازات (at STP) و (at rtp) :

H ₂	N ₂	O ₂	الغاز
1 mol	1 mol	1 mol	عدد المولات
22.4 L	22.4 L	22.4 L	الحجم (at STP)
24 L	24 L	24 L	الحجم (at rtp)
6.02×10^{23} molecule	6.02×10^{23} molecule	6.02×10^{23} molecule	عدد الجزيئات
2 g/mol	28 g/mol	32 g/mol	الكتلة المولية

مثال

احسب الحجم الذي يشغله 1.6 g من غاز الميثان CH₄ في :

[C = 12 , H = 1]

STP (1)

rtp (2)

الحل

الكتلة المولية من CH₄ = $16 \text{ g/mol} = (4 \times 1) + 12$

عدد مولات CH₄ = $0.1 \text{ mol} = \frac{1.6}{16}$

(1) حجم الغاز (at STP) = $2.24 \text{ L} = 22.4 \times 0.1$

(2) حجم الغاز (at rtp) = $2.4 \text{ L} = 24 \times 0.1$

الحساب الكيميائي بدلالة المعادلة الرمزية الموزونة

- يُستفاد من المعادلة الرمزية الموزونة في حساب أو تحديد كل من :
- ① كتل المواد.
 - ② عدد المولات.
 - ③ عدد الجسيمات.
 - ④ حجوم الغازات.
 - ⑤ العامل المحدد للتفاعل.

تطبيق (1)



ينحل الماء المحمض كهربيًا تبعًا للمعادلة الموزونة: $2\text{H}_2\text{O}_{(l)} \longrightarrow 2\text{H}_{2(g)} + \text{O}_{2(g)}$

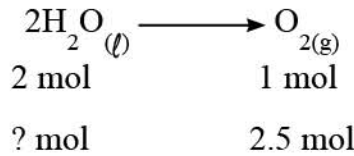
[H = 1 , O = 16]

احسب :

- ① عدد مولات الماء اللازمة لإنتاج 2.5 mol من الأكسجين.
- ② كتلة الماء اللازمة لإنتاج 2 g من الهيدروجين.
- ③ عدد جزيئات الأكسجين الناتجة من انحلال 1 mol من الماء.

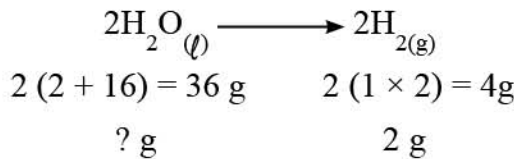
الحل

①



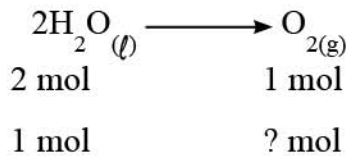
$$5 \text{ mol} = 2 \times 2.5 = \text{عدد مولات الماء}$$

②



$$18 \text{ g} = \frac{36 \times 2}{4} = \text{كتلة الماء}$$

③

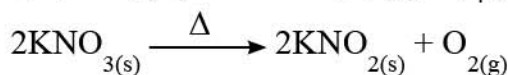


$$0.5 \text{ mol} = \frac{1 \times 1}{2} = \text{عدد مولات } \text{O}_2$$

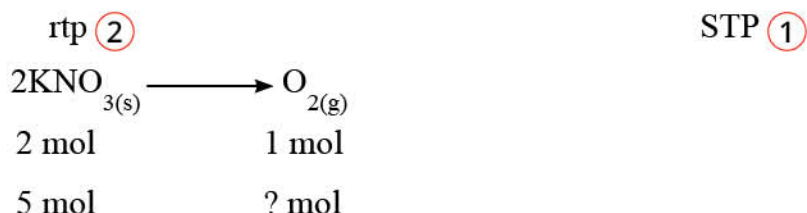
$$6.02 \times 10^{23} \times 0.5 = \text{عدد جزيئات } \text{O}_2$$

$$3.01 \times 10^{23} \text{ molecule} =$$

تتحل 5 mol من نترات البوتاسيوم بالحرارة، تبعًا للمعادلة الرمزية التالية :



احسب حجم غاز الأكسجين الناتج في :



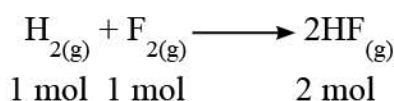
$$2.5 \text{ mol} = \frac{5}{2} = \text{عدد مولات } \text{O}_2 \text{ الناتجة}$$

$$56 \text{ L} = 22.4 \times 2.5 = (\text{at STP}) \text{O}_2 \text{ حجم غاز (1)}$$

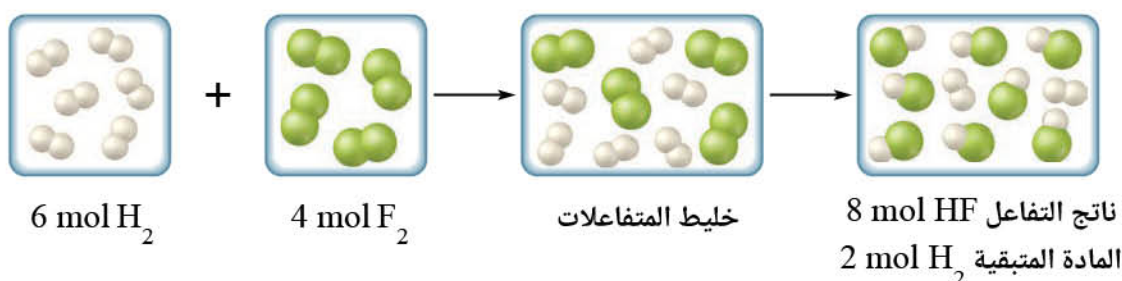
$$60 \text{ L} = 24 \times 2.5 = (\text{at rtp}) \text{O}_2 \text{ حجم غاز (2)}$$

العامل المحدد للتفاعل

يتفاعل غاز الهيدروجين مع غاز الفلور ، تبعًا للمعادلة الموزونة التالية :



ماذا يحدث عند إضافة 6 mol من غاز الهيدروجين إلى 4 mol من غاز الفلور في إناء التفاعل ، كما يتضح من الشكل التالي :



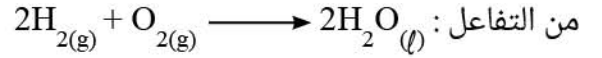
تستهلك كمية الفلور (4 mol) تمامًا في الاتحاد مع 4 mol من الهيدروجين لتكوين 8 mol من فلوريد الهيدروجين، ويتبقى 2 mol من الهيدروجين بدون تفاعل.

ويُوصف الفلور في هذا التفاعل **بالعامل المحدد للتفاعل** ، لأن كميته تُستهلك تمامًا في التفاعل الحادث، وهو الذي يحدد كمية النواتج المتكونة.

حساب العامل المحدد للتفاعل

يتم حساب العامل المحدد للتفاعل ، بتعيين النسبة بين عدد المولات الموجودة في حيز التفاعل لكل متفاعل إلى عدد مولاته في المعادلة الرمزية الموزونة المعبرة عن التفاعل الحادث ، ويكون المتفاعل الذي نسبته أقل هو العامل المحدد للتفاعل، والذي ينتهى التفاعل بإنهاء كميته، حتى مع وجود فائض من المتفاعلات الأخرى.

مثال



وضح بالحسابات الكيميائية :

① العامل المحدد للتفاعل عند خلط 14.4 L من غاز الأكسجين مع 24 L من غاز الهيدروجين (at rtp) في ظروف مناسبة للتفاعل .

② الكتلة المتبقية من المتفاعل الآخر بدون تفاعل.

$$[\text{H} = 1, \text{O} = 16]$$

الحل

$$\text{① عدد المولات} = \frac{\text{حجم الغاز}}{24}$$

$$\text{عدد مولات } \text{O}_2 \text{ المعطاة} = \frac{14.4}{24} = 0.6 \text{ mol}$$

$$\text{عدد مولات } \text{H}_2 \text{ المعطاة} = \frac{24}{24} = 1 \text{ mol}$$

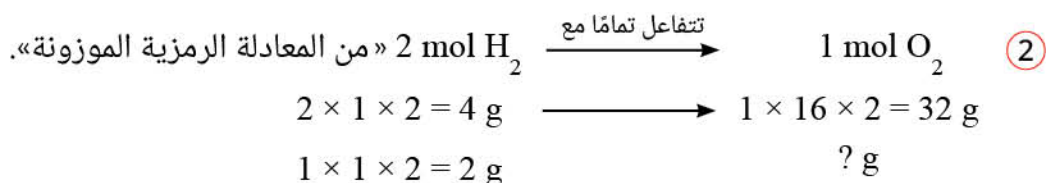
$$\text{نسبة عدد مولات كل متفاعل} = \frac{\text{عدد المولات المعطاة}}{\text{عدد المولات في المعادلة الرمزية الموزونة}}$$

$$\text{نسبة عدد مولات } \text{O}_2 = \frac{0.6}{1}$$

$$\text{نسبة عدد مولات } \text{H}_2 = \frac{1}{2} = 0.5$$

∴ نسبة عدد مولات H_2 هي الأقل.

∴ العامل المحدد للتفاعل هو الهيدروجين.



$$\text{كتلة O}_2 \text{ المتفاعلة} = \frac{32 \times 2}{4} = 16 \text{ g}$$

$$\text{كتلة O}_2 \text{ المعطاة} = 32 \times 0.6 = 19.2 \text{ g}$$

$$\text{كتلة O}_2 \text{ المتبقية بدون تفاعل} = 16 - 19.2 = 3.2 \text{ g}$$

حساب الصيغ الكيميائية

تُصنف الصيغ الكيميائية للمركبات حسب نوع المعلومات التي تُعطىها، إلى ثلاثة أنواع رئيسية ، هي :

- الصيغة الأولية.
- الصيغة الجزيئية.
- الصيغة البنائية.

الصيغة الأولية تُعبر عن أبسط نسبة عددية صحيحة بين ذرات أو أيونات العناصر المكونة للجزء، بينما

الصيغة الجزيئية تُعبر عن نوع وعدد كل من الذرات أو الأيونات التي يتكون منها الجزء،

أما **الصيغة البنائية** فتُعبر عن نوع وعدد ذرات كل عنصر في الجزء وطريقة ارتباط الذرات مع بعضها.

والجدول التالي يوضح الصيغة الأولية والصيغة الجزيئية لبعض المركبات :

الصيغة الجزيئية	الصيغة الأولية	المركب
C_2H_6	CH_3	الإيثان
H_2O_2	HO	فوق أكسيد الهيدروجين
N_2H_4	NH_2	الهيدرازين

وتستنبط **الصيغ الأولية** للمركبات المجهولة بمعلومية النسبة المئوية للعناصر المكونة للمركب على اعتبار أن

هذه النسبة تمثل كتل هذه العناصر الموجودة في كل 100 g من المركب وبلاستعانة بالنتائج التجريبية ،

يتم ذلك بحساب :

- عدد مولات ذرات كل عنصر في المركب.

- نسبة عدد مولات ذرات كل عنصر في جزء المركب بالقسمة على أصغر قيمة من عدد المولات ، ومنها يتم

تحديد الصيغة الأولية للمركب.

احسب الصيغة الأولية للمركب (X) الذي يتكون من C 85.63% ، H 14.37%

[C = 12 , H = 1]

فكرة الحل

C	H	الخطوات
$\frac{85.63}{12} = 7.136 \text{ mol}$	$\frac{14.37}{1} = 14.37 \text{ mol}$	عدد مولات ذرات كل عنصر
$\frac{7.136}{7.136} = 1$	$\frac{14.37}{7.136} = 2$	نسبة عدد مولات ذرات كل عنصر

∴ الصيغة الأولية للمركب (X) : CH_2

وتُحسب **الصيغة الجزيئية** للمركبات بمعلومية عدد وحدات الصيغة الأولية (n) والتي يتم حسابها، كالتالي :

$$\frac{\text{الكتلة المولية من المركب}}{\text{الكتلة المولية من الصيغة الأولية}} = (n) \text{ عدد وحدات الصيغة الأولية}$$

فإذا كانت الكتلة المولية للمركب (X) تساوي 28 g/mol

والكتلة المولية من الصيغة الأولية (CH_2) تساوي 14 g/mol

$$2 = \frac{28}{14} = n \text{ فإن}$$

فتكون صيغته الجزيئية : $\text{C}_2\text{H}_4 = (\text{CH}_2)_2$

مثال (1)

مركب هيدروكربوني النسبة المئوية الكتلية للكربون فيه 83.7 %

[C = 12 , H = 1]

وكتلته المولية 86 g/mol

احسب **الصيغة الجزيئية** لهذا المركب

الحل

النسبة المئوية الكتلية للهيدروجين في المركب = 100 % - 83.7 % = 16.3%

$$6.975 \text{ mol} = \frac{83.7}{12} = \text{عدد مولات ذرات C فى المركب}$$

$$16.3 \text{ mol} = \frac{16.3}{1} = \text{عدد مولات ذرات H فى المركب}$$

$$1 = \frac{6.975}{6.975} = \text{نسبة عدد مولات ذرات C فى المركب}$$

$$2.337 = \frac{16.3}{6.975} = \text{نسبة عدد مولات ذرات H فى المركب}$$

أبسط نسبة عددية صحيحة لذرات C ، H فى الصيغة الأولية (بالضرب $\times 3$) : C_3H_7

الكتلة المولية من الصيغة الأولية = $43 \text{ g/mol} = 7 + (3 \times 12)$

$$2 = \frac{86}{43} = (n) \text{ عدد وحدات الصيغة الأولية}$$

الصيغة الجزيئية للمركب : $\text{C}_6\text{H}_{14} = (\text{C}_3\text{H}_7)_2$

مثال (2)

هيدروكربون صيغته الجزيئية C_xH_y وكتلته المولية 58 g/mol ينتج عن احتراق 1 mol منه تمامًا فى وفرة من غاز الأكسجين ، كمية من غاز ثانى أكسيد الكربون كتلتها 88 g [$\text{CO}_2 = 44 \text{ g/mol}$] وكمية من بخار الماء كتلتها 45 g [$\text{H}_2\text{O} = 18 \text{ g/mol}$] **احسب قيمة كل من x ، y** [C = 12 , H = 1]

الحل

∴ ذرات كربون المركب الهيدروكربونى تتحول إلى جزيئات من غاز ثانى أكسيد الكربون CO_2 .
∴ تستخدم كتلة CO_2 لحساب كتلة C فى الهيدروكربون.

$$\frac{\text{الكتلة المولية من C}}{\text{الكتلة المولية من CO}_2} \times \text{كتلة CO}_2 = \text{كتلة الكربون فى CO}_2$$

$$24 \text{ g} = \frac{12}{44} \times 88 = \text{كتلة الكربون فى CO}_2$$

∴ ذرات هيدروجين المركب الهيدروكربونى تتحول إلى جزيئات من بخار الماء H_2O .
∴ تستخدم كتلة H_2O لحساب كتلة H فى الهيدروكربون.

$$\frac{\text{الكتلة المولية من H}_2}{\text{الكتلة المولية من H}_2\text{O}} \times \text{كتلة H}_2\text{O} = \text{كتلة الهيدروجين فى H}_2\text{O}$$

$$5 \text{ g} = \frac{2}{18} \times 45 =$$

$$2 \text{ mol} = \frac{24}{12} = \text{عدد مولات C في الهيدروكربون}$$

$$5 \text{ mol} = \frac{5}{1} = \text{عدد مولات H في الهيدروكربون}$$

$$1 = \frac{2}{2} = \text{نسبة عدد مولات ذرات C في الهيدروكربون}$$

$$2.5 = \frac{5}{2} = \text{نسبة عدد مولات ذرات H في الهيدروكربون}$$

أبسط نسبة عددية صحيحة لذرات C ، H في الصيغة الأولية للهيدروكربون (بالضرب $\times 2$) : C_2H_5

$$29 \text{ g/mol} = 5 + (2 \times 12) = \text{الكتلة المولية من الصيغة الأولية } \text{C}_2\text{H}_5$$

$$2 = \frac{58}{29} = n$$

الصيغة الجزيئية للهيدروكربون : $(\text{C}_2\text{H}_5)_2 \leftarrow \text{C}_4\text{H}_{10}$

$$10 = y , 4 = x \therefore$$

تركيز المحاليل

يُعبّر عن تركيز المحاليل بعدة طرق، منها التركيز المولاري **(المولارية)** والذي يوضح عدد مولات المذاب في اللتر من المحلول .

$$\frac{\text{عدد مولات المذاب (n mol)}}{\text{حجم المحلول (v) بالتر L}} = \text{التركيز المولاري (المولارية) (M)}$$

وتقدر المولارية بوحدة mol/L أو M

مثال

احسب التركيز المولاري للمحلول الناتج من إذابة 2 g من هيدروكسيد الصوديوم في الماء المقطر لعمل محلول حجمه 500 mL

$$[\text{Na} = 23 , \text{O} = 16 , \text{H} = 1]$$

الحل

$$40 \text{ g/mol} = 1 + 16 + 23 = \text{الكتلة المولية من NaOH}$$

$$0.05 \text{ mol} = \frac{2}{40} = \frac{\text{الكتلة}}{\text{الكتلة المولية}} = \text{عدد مولات NaOH}$$

$$\frac{\text{عدد مولات المذاب}}{\text{حجم المحلول باللتر}} = \text{التركيز المولارى}$$

$$(0.1 \text{ M}) 0.1 \text{ mol/L} = \frac{0.05}{0.5} =$$

تخفيف المحاليل

عند تخفيف محلول معلوم التركيز بالماء ، يتغير حجم المحلول في نفس الوقت الذي لا تتغير فيه كمية المذاب ، لذا ينخفض تركيز المحلول .

ويمكن حساب حجم الماء اللازم إضافته إلى حجم معين من المحلول المركز معلوم التركيز لكي يتغير تركيزه إلى مقدار معين من العلاقة التالية :

تركيز المحلول المركز $M_1 \times \text{حجمه } V_1 = \text{تركيز المحلول المخفف } M_2 \times \text{حجمه } V_2$
 «قبل التخفيف» «بعد التخفيف»

مثال

احسب حجم الماء باللتر اللازم إضافته إلى محلول تركيزه 1.5 M من كربونات الصوديوم للحصول على لتر من محلول يحتوى كل 10 mL منه على 0.53 g من المذاب .
[Na₂CO₃ = 106 g/mol]

الحل

$\therefore$ كل 10 mL (0.01 L) $\xleftarrow{\text{تحتوى على}}$ 0.53 g من المذاب
 1000 mL (1 L) $\xleftarrow{\hspace{1.5cm}}$? g من المذاب

$$53 \text{ g} = \frac{0.53 \times 1}{0.01} = \text{كتلة المذاب في لتر منه}$$

$$0.5 \text{ mol} = \frac{53}{106} = \text{عدد مولات المذاب}$$

تركيز المحلول المخفف يساوي عدد مولاته (0.5 mol) لأن حجمه (1 L)

$$\mathbf{M}_1 \times \mathbf{V}_1 = \mathbf{M}_2 \times \mathbf{V}_2$$

$$1.5 \times V_1 = 0.5 \times 1$$

$$V_1 = \frac{0.5}{1.5} = 0.33 \text{ L}$$

حجم الماء اللازم إضافته إلى المحلول المركز $0.67 \text{ L} = 0.33 - 1 =$



تقويم على الباب الأول

1 اختر الإجابة الصحيحة من بين الإجابات التالية :

(1) أى مما يلى تكون كتلته المولية هى الأصغر ؟ [H = 1 , O = 16 , C = 12 , Cl = 35.5]

Ⓐ الماء. Ⓑ ثانى أكسيد الكربون.

Ⓒ الميثان. Ⓓ كلوريد الهيدروجين.

(2) ما عدد الأيونات الموجودة فى 16 g من كبريتات النحاس اللامائية ؟

[Cu = 63.5 , S = 32 , O = 16]

Ⓐ 1.2×10^{23} Ⓑ 1.2×10^{24} Ⓒ 3.61×10^{23} Ⓓ 3.61×10^{24}

(3) ما كتلة 0.2 mol من الكربون ؟ [C = 12]

Ⓐ 2.4×10^{-3} g Ⓑ 4.8×10^{-3} g

Ⓒ 0.2 g Ⓓ 2.4 g

(4) كل مما يلى يعبر عن 0.25 mol من غاز النيتروجين (at rtp)، عدا [N = 14]

Ⓐ 0.5 mol atom Ⓑ 3.01×10^{23} atom

Ⓒ 7 g Ⓓ 5.6 L

(5) يتفاعل 264 g من السترانشيوم Sr تمامًا مع 213 g من الكلور لتكوين مركب صيغته الجزيئية

[Sr = 87.6 , Cl = 35.5]

Ⓐ SrCl Ⓑ SrCl₂ Ⓒ SrCl₃ Ⓓ Sr₂Cl

(6) من التفاعل : $2\text{NH}_{3(g)} + \text{NaClO}_{(s)} \longrightarrow \text{N}_2\text{H}_{4(g)} + \text{NaCl}_{(aq)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)}$

ما عدد مولات وكتلة N₂H₄ الناتج من تفاعل 34 g من NH₃ ؟ [N = 14 , H = 1]

Ⓐ 18 g / 1 mol Ⓑ 36 g / 2 mol

Ⓒ 64 g / 2 mol Ⓓ 32 g / 1 mol

(7) عينة من غاز الأكسجين كتلتها 8 g تحتوى على نفس عدد الذرات الموجودة فى 16 g من العنصر (X)

ما الكتلة الذرية الجرامية للعنصر (X) ؟

[O = 16]

- 4 ① 8 ② 16 ③ 32 ④

(8) ما حجم الغاز الناتج (at STP) عند تفاعل 4.6 g من الصوديوم [Na = 23] مع وفرة من الماء ،

تبعًا للمعادلة :



- 11.2 L ① 4.48 L ② 2.24 L ③ 1.12 L ④

(9) ما عدد مولات هيدروكسيد الصوديوم الموجودة فى محلول حجمه 2 L وتركيزه 5 M ؟

- 10 mol ① 7 mol ② 5 mol ③ 2.5 mol ④

(10) ما تركيز محلول كربونات الصوديوم الناتج عند إضافة 240 cm³ من الماء إلى 10 cm³ لمحلول

منه تركيزه 0.8 M ؟

- 0.064 M ① 0.04 M ② 0.032 M ③ 0.016 M ④

2 احسب كتلة كل من :

[Ca = 40] (1) 0.2 mol من الكالسيوم.

[O = 16] (2) 0.25 mol من غاز الأكسجين.

[C = 12 , O = 16] (3) 1 mol من CO₂

[Na = 23 , O = 16 , H = 1] (4) 0.5 mol من NaOH

3 احسب عدد الجزيئات الموجودة فى 4.4 g من غاز ثانى أكسيد الكربون. [C = 12 , O = 16]

4 احسب عدد الذرات الموجودة فى 4 g من غاز الهيدروجين. [H = 1]

5 احسب عدد الأيونات الناتجة من إذابة 10.6 g من كربونات الصوديوم فى الماء.

[Na = 23 , C = 12 , O = 16]

6 احسب كتلة P₄O₁₀ التى يمكن الحصول عليها من إضافة 1.33 g من P₄ إلى 5 g من O₂ فى ظروف

مناسبة للتفاعل. [P = 31 , O = 16]

7 احسب عدد مولات H_2SO_4 التي يمكن تحضيرها من 3 g من المركب Cu_2S ، إذا كانت كل ذرة كبريت فيه تتحول إلى جزيء H_2SO_4
[Cu = 63.5 , S = 32]

8 احسب كتلة NH_4Cl اللازمة لتحضير محلول مائي حجمه 100 mL، يحتوي كل 1 mL منه على 70 mg من المذاب.
[N = 14 , H = 1 , Cl = 35.5]

9 من التفاعل : $C_2H_{4(g)} + 3O_{2(g)} \longrightarrow 2CO_{2(g)} + 2H_2O_{(g)}$
ما العدد الكلي لمولات الغازات الناتجة عند خلط 1 mol من C_2H_4 مع 4 mol من O_2 في ظروف مناسبة للتفاعل ؟

10 احسب حجم محلول Na_2SO_4 تركيزه 0.3 M اللازم لتحضير محلول منه حجمه 2 L وتركيز أيونات Na^+ فيه 0.4 M

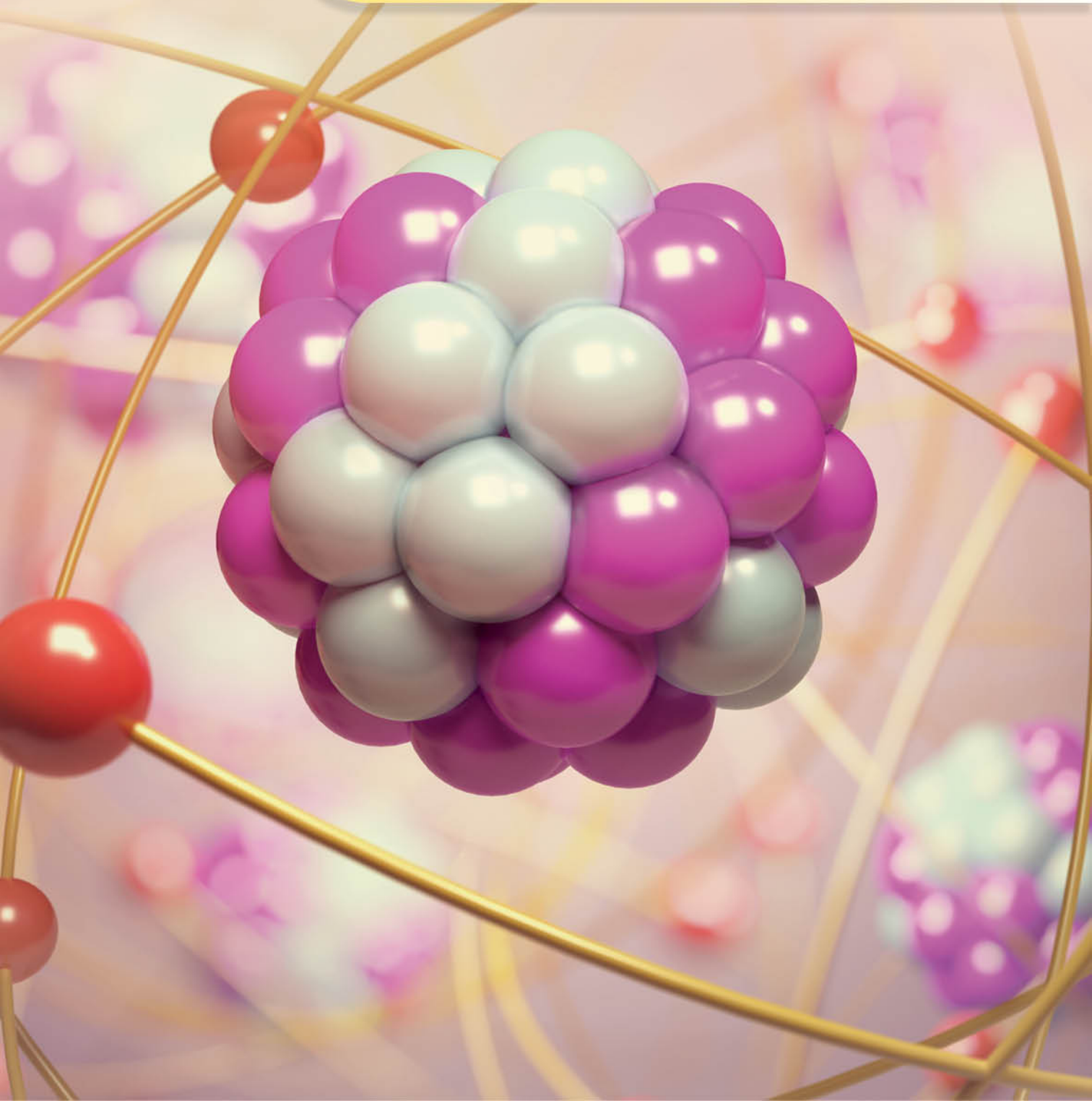
11 احسب حجم محلول $BaCl_2$ 0.5 M يحتوي على 3 mol من أيونات الكلوريد.

12 عينة من مركب عضوي كتلتها 10.2 g تحتوي على كربون و هيدروجين وأكسجين تنتج عند حرقها في وفرة من غاز الأكسجين 23.1 g من CO_2 ، 4.72 g من H_2O
استنتج الصيغة الأولية للمركب حسابيًا.
[C = 12 , H = 1 , O = 16]

13 احسب حجم محلول حمض الهيدروكلوريك 2 M اللازم لتحضير 250 cm³ منه تركيزه 0.15 M

الباب الثاني

بنية الذرة



الأهداف

- فى نهاية دراسة الطالب لباب بنية الذرة ينبغى أن يكون قادرًا على أن:

- 1- يتعرف نموذج طومسون.
- 2- يتعرف نموذج رذرفورد.
- 3- يحدد أسباب قصور النموذج الذرى لـ «بور».
- 4- يفسر أهم التعديلات التى أدخلتها النظرية الذرية الحديثة على تركيب الذرة.
- 5- يشرح مفهوم السحابة الإلكترونية ومفهوم الأوربيتال.
- 6- يحدد أعداد الكم الأربعة للإلكترون فى الذرة.
- 7- يحدد العلاقة بين رقم المستوى الرئيسى والمستويات الفرعية والأوربيتالات.
- 8- يوزع إلكترونات الذرة طبقًا لكل من مبدأ البناء التصاعدي وقاعدة هوند ومبدأ الاستبعاد لباولى.
- 9- يقدر جهود العلماء فى التعرف على بنية الذرة.



تعددت محاولات العلماء للتعرف على تركيب الذرة ومن هذه المحاولات :

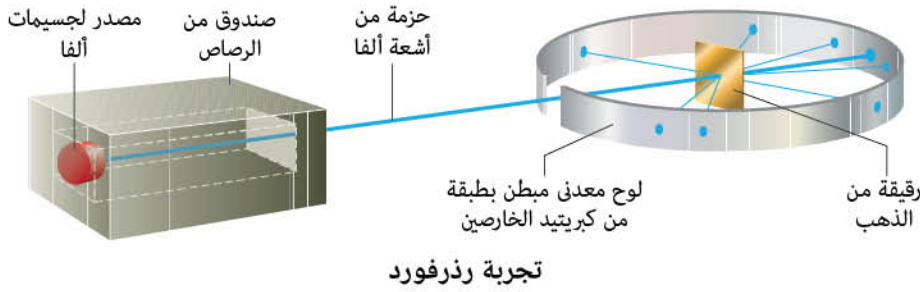
- ① نموذج ذرة طومسون.
- ② نموذج ذرة رذرفورد.
- ③ نموذج ذرة بور.
- ④ أسس النظرية الذرية الحديثة.

1 نموذج ذرة طومسون (Thomson)

استنتج طومسون (Thomson) سنة 1897 أن **الذرة** عبارة عن كرة مصمتة (غير مجوفة) متجانسة من الشحنات الموجبة مغمور بداخلها عدد من الإلكترونات السالبة يكفى لجعل الذرة متعادلة كهربياً.

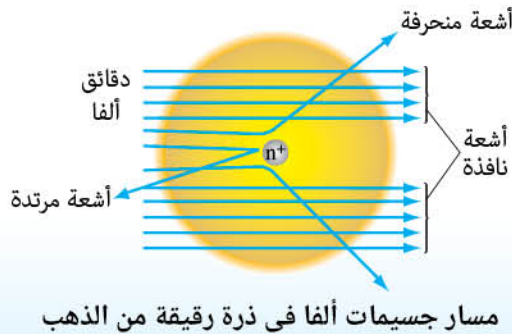
2 نموذج ذرة رذرفورد (Rutherford)

أجرى الباحثان جيجر وماريسدن بناءً على اقتراح رذرفورد (Rutherford) تجربة رذرفورد العملية الشهيرة باستخدام الجهاز المبين بالشكل التالى :



خطوات التجربة

- ① سمح رذرفورد لحزمة من جسيمات ألفا موجبة الشحنة (نواة ذرة الهيليوم ${}^4_2\text{He}$) أن تصطدم باللوح المعدني المبطن بطبقة من كبريتيد الخارصين (يُعطى وميضاً عند مكان اصطدام جسيمات ألفا) فى عدم وجود صفيحة الذهب، وتمكن من تحديد موضع وعدد جسيمات ألفا المصطدمة باللوح وذلك من شدة الومضات التى تظهر عليه.
- ② وضع رذرفورد صفيحة رقيقة جداً من الذهب بحيث تعترض مسار جسيمات ألفا قبل اصطدامها باللوح وخرج رذرفورد من مشاهداته بالاستنتاجات التالية:



المشاهدة

- 1 معظم جسيمات ألفا ظهر أثرها فى نفس المكان الأول الذى ظهرت فيه قبل وضع صفيحة الذهب.
- 2 نسبة قليلة جدًا من جسيمات ألفا لم تنفذ من صفيحة الذهب وارتدت فى عكس مسارها وظهرت بعض الومضات على الجانب الآخر من اللوح.
- 3 ظهرت بعض ومضات على جانبى الموضع الأول.

الاستنتاج

- 1 معظم الذرة فراغ وليست كرة مصمتة، كما صورها طومسون.
- 2 يوجد بالذرة جزء كثافته كبيرة ويشغل حيّزًا صغيرًا جدًا أطلق عليه نواة الذرة.
- 3 لابد أن تكون شحنة الجزء الكثيف فى الذرة والذى تتركز فيه معظم كتلتها مشابهة لشحنة جسيمات ألفا الموجبة، لذا تنافرت معه.

فروض نموذج ذرة رذرفورد

من التجربة السابقة وتجارب أخرى لغيره من العلماء تمكن رذرفورد من وضع النموذج التالى (سنة 1911):

1 الذرة :

رغم صغرها المتناهى فهى مُعقدة التركيب تشبه فى تكوينها المجموعة الشمسية فهى تتركب من نواة مركزية (مثل الشمس) تدور حولها الإلكترونات (مثل الكواكب).

2 النواة :

أصغر كثيرًا من الذرة وتوجد مسافة شاسعة بين النواة وبين مدارات الإلكترونات (أى أن الذرة ليست مصمتة) وتتركز فى النواة الشحنة الموجبة ومعظم كتلة الذرة.

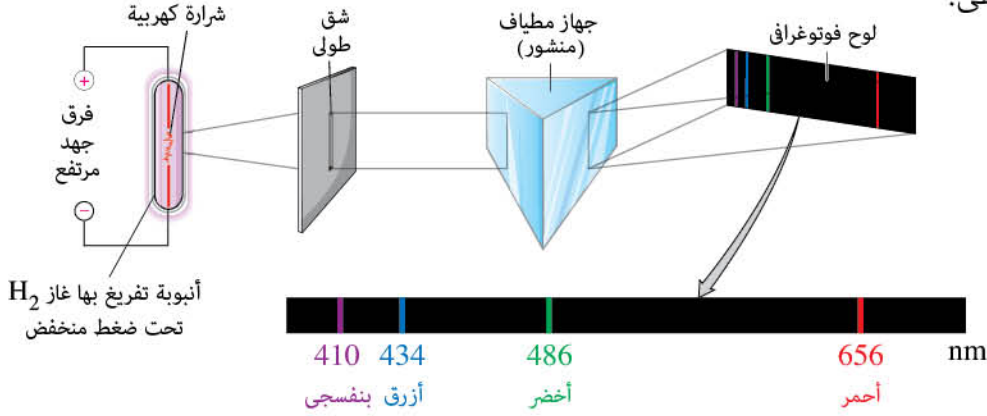
3 الإلكترونات :

- 1 كتلتها ضئيلة جدًا إذا ما قورنت بكتلة النواة.
- 2 الشحنة السالبة لجميع الإلكترونات فى الذرة تساوى الشحنة الموجبة على نواتها (أى أن الذرة متعادلة كهربيًا).
- 3 تدور حول النواة بسرعة كبيرة فى مدارات خاصة رغم قوى الجذب المتبادلة بينها وبين النواة، إلا أن قوى الجذب تتعادل مع قوى أخرى مساوية لها فى المقدار ومضادة لها فى الاتجاه وهى قوى الطرد المركزى.

إلا أن نظرية رذرفورد لم توضح النظام الذى تدور فيه الإلكترونات حول النواة.

طيف الانبعاث للذرات Atomic Emission Spectra

عند تسخين ذرات عنصر نقي في الحالة الغازية أو البخارية لدرجات حرارة مرتفعة، أو تعريضها لضغط منخفض في أنبوب التفريغ الكهربى ينبعث منها إشعاع، أطلق عليه طيف الانبعاث الخطى (الطيف الخطى) line spectrum. ويظهر هذا الطيف عند فحصه بجهاز المطياف على هيئة عدد صغير محدد من خطوط ملونة لكل منها طول موجى وتردد خاصين به تفصل بينها مساحات معتمة لذا يسمى **بالطيف الخطى**. وقد وجد بالتجربة أن الطيف الخطى لأى عنصر هو خاصية أساسية ومميزة له فلا يوجد عنصران لهما نفس الطيف الخطى.



يظهر طيف الانبعاث على هيئة خطوط ملونة تفصل بينها مساحات معتمة

3 نموذج ذرة بور (Bohr)

تعتبر دراسة الطيف الذرى وتفسيره هى المفتاح الذى حل لغز التركيب الذرى وهو ما قام به العالم الدنماركى (نيلز بور Niels Bohr) سنة 1913 واستحق عليه جائزة نوبل فى الفيزياء سنة 1922

فروض (بور)

استخدم (بور) بعض فروض (رذرفورد) عن تركيب الذرة وهى :

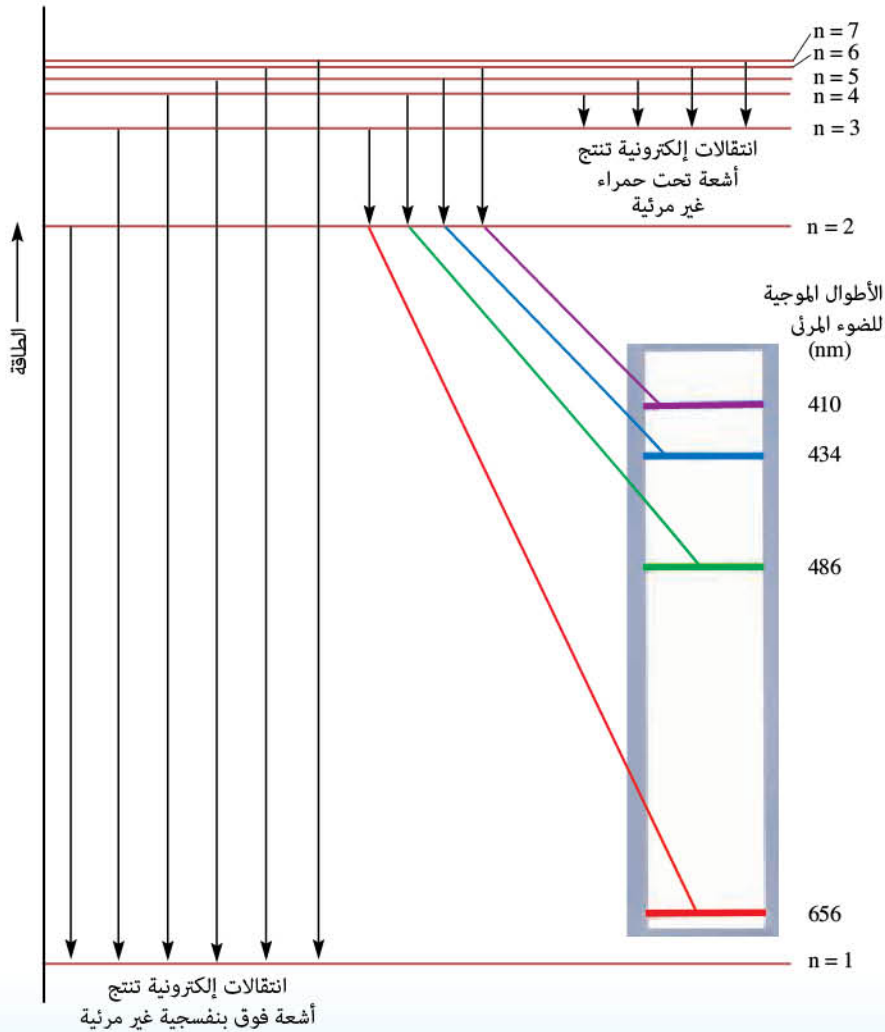
- 1 توجد فى مركز الذرة نواة موجبة الشحنة.
- 2 عدد الإلكترونات السالبة يساوى عدد الشحنات الموجبة التى تحملها النواة.
- 3 أثناء دوران الإلكترون حول النواة تنشأ قوة طاردة مركزية تتعادل مع قوة جذب النواة للإلكترون، ثم أضاف إلى فروض (رذرفورد) الفروض التالية :
- 4 تتحرك الإلكترونات حركة سريعة حول النواة دون أن تفقد أو تكتسب أى قدر من الطاقة.
- 5 تدور الإلكترونات حول النواة فى عدد من مستويات الطاقة المحددة والثابتة وتعتبر الفراغات الموجودة بين هذه المستويات منطقة مُحَرمة تمامًا لدوران الإلكترونات.
- 6 يكون للإلكترون أثناء حركته حول النواة طاقة معينة تتوقف على بُعد مستوى طاقته عن النواة، وتتزايد طاقة المستوى كلما زاد نصف قطره.

ويُعبر عن طاقة كل مستوى بعدد صحيح يُسمى **عدد الكم الرئيسى**.

7) يبقى الإلكترون في أقل مستويات الطاقة المتاحة في الحالة المستقرة، ولكن إذا اكتسب الإلكترون قدرًا معينًا من الطاقة (يُسمى **كوانتم أو كم**) عن طريق التسخين أو التفريغ الكهربى تصبح الذرة مثارة وينتقل الإلكترون (مؤقتًا) إلى مستوى طاقة أعلى يتوقف على مقدار الكم المكتسب. ويكون الإلكترون في المستوى الأعلى في وضع غير مستقر لا يلبث أن يعود إلى مستواه الأصلي ويفقد نفس الكم من الطاقة الذي كان قد اكتسبه أثناء إثارته على هيئة إشعاع من الضوء له طول موجى وتردد مُميز ينتج طيفًا خطيًا مُميزًا.

8) هناك كثير من الذرات تمتص كمات مختلفة من الطاقة في نفس الوقت الذى تشع فيه الكثير من الذرات كمات أخرى من الطاقة. ونتيجة لذلك تنتج خطوط طيفية تدل على مستويات الطاقة التى تنتقل الإلكترونات منها، وذلك يُفسر خطوط الطيف لذرة الهيدروجين.

وتظهر خطوط الطيف المرئى للهيدروجين عند عودة الإلكترون المثار من مستوى طاقة أعلى (عدا السابع) إلى مستوى الطاقة الثانى، أما عند عودة الإلكترون المثار إلى مستوى الطاقة الأول فيكون الطيف في منطقة الأشعة فوق البنفسجية، فلا يُرى بالعين المُجردة.



يتكون الطيف الخطى المرئى للهيدروجين من أربعة خطوط ملونة

ومن الملاحظات التي يجب أن تؤخذ في الاعتبار:

① **الكم (الكوانتم):** هو مقدار الطاقة المكتسبة أو المنطلقة عندما ينتقل إلكترون من مستوى طاقة إلى أى مستوى طاقة آخر.

② أوضحت حسابات بور لأنصاف أقطار مستويات الطاقة ومقدار طاقة كل مستوى أن الفرق في الطاقة بينها ليس متساويًا فهو يقل كلما بعدنا عن النواة، وعلى ذلك فالكم من الطاقة اللازم لنقل الإلكترون بين مستويات الطاقة المختلفة ليس متساويًا.

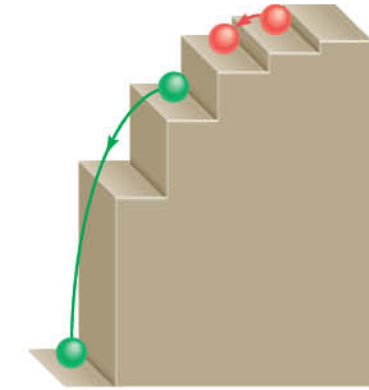
③ الإلكترون لا يستقر أبدًا في أية مسافة بين مستويات الطاقة إنما يقفز قفزات مُحددة هي أماكن مستويات الطاقة.

وقد نجح النموذج الذري وضعه (بور) إلى حد بعيد فيما يلي:

(أ) تفسير الطيف الخطي لذرة الهيدروجين تفسيرًا صحيحًا.

(ب) أدخلت نظرية (بور) فكرة الكم في تحديد طاقة

الإلكترونات في مستويات الطاقة المختلفة لأول مرة.



قفزات الإلكترون بين أى مستويين للطاقة
دون الاستقرار في الفراغ
بين مستويات الطاقة

قصور النموذج الذري لـ (بور)

رغم الجهود العظيمة التي بذلها (بور) لوضع تصور للنموذج الذري إلا أن الحسابات الكمية لنظريته لم تتوافق مع نتائج تجريبية كثيرة،

ومن أهم عيوب نظرية (بور) ما يلي:

① النموذج الذي وضعه (بور) كان ينصب أساسًا على ذرة الهيدروجين وهي أبسط نظام إلكتروني، فقد فسر بنجاح خطوط طيف الهيدروجين فقط، ولكنه فشل في تفسير طيف أى عنصر آخر حتى ذرة الهيليوم التي تحتوي على إلكترونين فقط.

② اعتبر أن الإلكترون مجرد جسيم مادي سالب ولم يأخذ في الاعتبار أن له أيضًا خواص موجية.

③ افترض أنه يمكن تعيين كل من مكان وسرعة الإلكترون بكل دقة في نفس الوقت. والواقع أن هذا يستحيل عمليًا.

④ بينت معادلات نظرية (بور) أن **الإلكترون** عبارة عن جسيم يتحرك في نظام دائري مستوي. وهذا يعنى أن ذرة الهيدروجين مسطحة. وقد ثبت بعد ذلك أن الذرة لها الاتجاهات الفراغية الثلاثة.

كانت هذه أسبابًا كافية لإدراك قصور نظرية (بور)، مما حدا بالعلماء إلى تكملة المسيرة بفرض التوصل إلى معرفة التركيب الذري كما هو في الحقيقة.

4 أسس النظرية الذرية الحديثة

قامت النظرية الحديثة فى تركيب الذرة على تعديلات أساسية فى نموذج (بور)،
وكان أهم هذه التعديلات ما يلى:

أ) الطبيعة المزدوجة للإلكترون.

ب) مبدأ عدم التأكد لـ (هايزنبرج)

ج) النظرية الميكانيكية الموجية للذرة.

أ) الطبيعة المزدوجة للإلكترون (Dual Nature) :

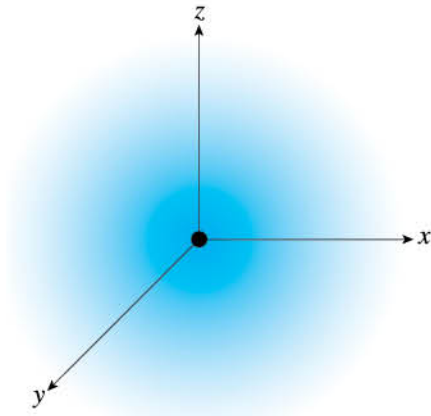
اعتبرت النظريات السابقة أن الإلكترون مجرد جسيم صغير سالب الشحنة. ولكن أثبتت التجارب أن للإلكترون طبيعة مزدوجة بمعنى أنه جسيم مادي له خواص موجية.

ب) مبدأ عدم التأكد لـ (هايزنبرج) (Uncertainty Principle of Heisenberg) :

افترضت نظرية (بور) أنه يمكن تحديد مكان الإلكترون وسرعته معًا بكل دقة فى نفس الوقت. وقد توصل (هايزنبرج) باستخدام ميكانيكا الكم إلى مبدأ مهم وهو أن تحديد مكان وسرعة الإلكترون معًا فى وقت واحد يستحيل عمليًا، وإنما يمكننا أن نقول من المحتمل بقدر كبير أو صغير وجود الإلكترون فى هذا المكان أو ذاك. أى أن التحدث بلغة الاحتمالات هو الأقرب إلى الصواب.

ج) النظرية الميكانيكية الموجية للذرة (Wave - Mechanical theory of the atom) :

تمكن العالم النمساوى (شرودنجر Schrödinger) فى عام 1926 من تأسيس النظرية الميكانيكية الموجية للذرة ومن وضع المعادلة الموجية التى يمكن تطبيقها على حركة الإلكترون فى الذرة ويمكن بحلها إيجاد مستويات الطاقة المسموح بها، ويمكن تحديد منطقة حول النواة التى يزيد فيها احتمال تواجد الإلكترونات فى كل مستوى طاقة، وبهذا تغير مفهومنا لحركة الإلكترونات حول النواة. بعد أن كنا نعرف أن الإلكترونات تسير فى مدارات محددة ثابتة والمناطق التى بين هذه المدارات تعتبر مناطق مُحَرمة على الإلكترونات.



السحابة الإلكترونية

وقد استخدم مفهوم السحابة الإلكترونية Electron cloud للتعبير عن المنطقة من الفراغ المحيطة بالنواة، والتي يحتمل وجود الإلكترون فيها من كل الاتجاهات والأبعاد ويوجد داخل السحابة الإلكترونية مناطق يزداد احتمال تواجد الإلكترون فيها، يُطلق على كل منها مصطلح **الأوربيتال orbital**

وقد أعطى الحل الرياضى للمعادلة الموجية لشروندنجر أربعة أعداد سُميت **بأعداد الكم**.

أعداد الكم Quantum Numbers

يلزم لتحديد طاقة الإلكترون فى الذرات عديدة الإلكترونات معرفة قيم أعداد الكم التى تصفه، وعددها أربعة وهى :

- أولاً** عدد الكم الرئيسى (n) : الذى يصف بُعد الإلكترون عن النواة.
- ثانياً** عدد الكم الثانوى (ℓ) : الذى يصف أشكال السحابة الإلكترونية للمستويات الفرعية.
- ثالثاً** عدد الكم المغناطيسى (m_ℓ) : الذى يصف أشكال الأوربيتالات واتجاهاتها الفراغية.
- رابعاً** عدد الكم المغزلى (m_s) : الذى يصف الحركة المغزلية للإلكترون حول محوره.

أولاً عدد الكم الرئيسى (n) (Principal Quantum Number)

عدد الكم الرئيسى سبق أن استخدمه (بور) فى تفسير طيف ذرة الهيدروجين ويرمز له بالرمز (n)، ويستخدم فى تحديد ما يلى :

- ① رتبة مستويات الطاقة الرئيسية أو الأغلفة الإلكترونية وعددها فى أثقل الذرات المعروفة وهى فى الحالة المستقرة ground state تساوى سبعة.

② عدد الإلكترونات (e^-) التى يتشبع بها مستوى طاقة معين تساوى ضعف مربع رقم الغلاف ($2n^2$) حيث (n) تساوى رقم الغلاف :

$$\begin{aligned} 2e^- &= 2(1)^2 && \text{فالغلاف الأول (K) يتشبع بعدد} \\ 8e^- &= 2(2)^2 && \text{والغلاف الثانى (L) يتشبع بعدد} \\ 18e^- &= 2(3)^2 && \text{والغلاف الثالث (M) يتشبع بعدد} \\ 32e^- &= 2(4)^2 && \text{والغلاف الرابع (N) يتشبع بعدد} \end{aligned}$$

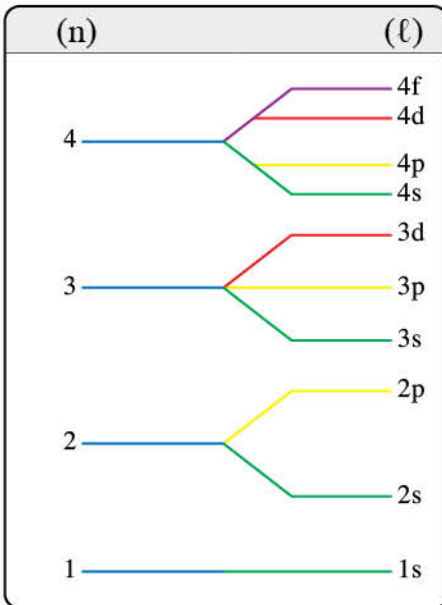
ولا ينطبق هذا القانون على مستويات الطاقة الأعلى من المستوى الرابع، لأن الذرة تصبح غير مستقرة إذا زاد عدد إلكترونات أى مستوى عن 32 إلكترون.
• عدد الكم الرئيسى دائماً عدد صحيح ويأخذ القيم 1، 2، 3..... ولا يأخذ قيمة zero أو قيمًا غير صحيحة.

ثانيًا عدد الكم الثانوى (ℓ) (Subsidiary Quantum Number)

• ينقسم كل مستوى طاقة رئيسى إلى عدد من المستويات الفرعية (تحت المستويات) لها طاقة تُحدد القيم التى يأخذها عدد يسمى **عدد الكم الثانوى**.

ويتميز بما يلى:

- يُحدد مستويات الطاقة الفرعية فى كل مستوى طاقة رئيسى.
- المستوى الرئيسى يحتوى على عدد من مستويات الطاقة الفرعية يساوى رقمه.
- تأخذ المستويات الفرعية الرموز والقيم الموضحة بالجدول التالى:



f	d	p	s	رموز المستويات الفرعية
3	2	1	0	قيم عدد الكم الثانوى (ℓ) [(0 : (n - 1))]

ويلاحظ اختلاف المستويات الفرعية لنفس المستوى الرئيسى عن بعضها فى الطاقة اختلافًا بسيطًا ويمكن ترتيبها حسب طاقتها كما يلى: $f > d > p > s$

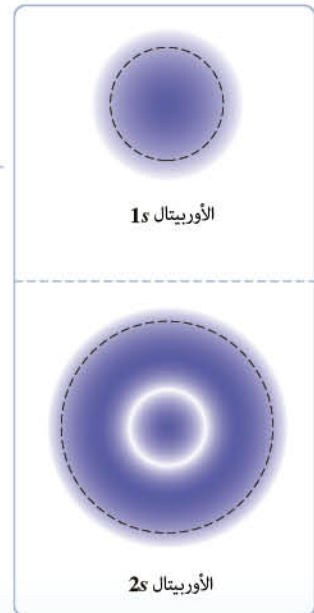
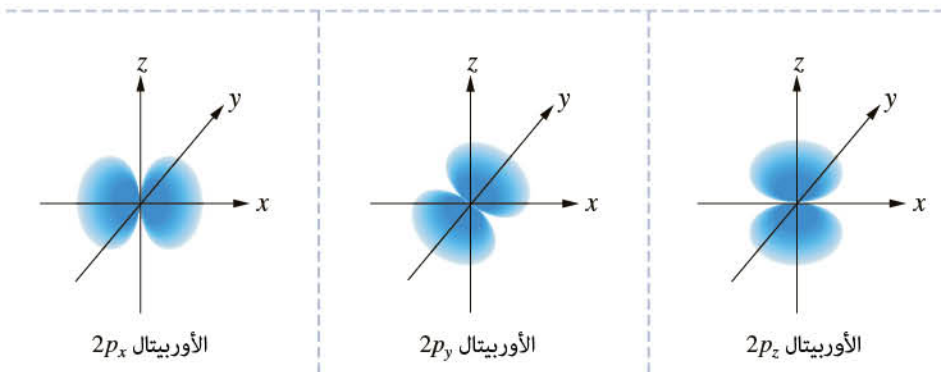
ويتميز بالآتي :

أ) يُمثل عدد الكم المغناطيسي عدد الأوربيتالات التي يحتوي عليها مستوى فرعى معين واتجاهاتها الفراغية.

(n)	(l)	(m_l)
1	0	0
2	0	0
	1	-1, 0, +1
3	0	0
	1	-1, 0, +1
	2	-2, -1, 0, +1, +2
4	0	0
	1	-1, 0, +1
	2	-2, -1, 0, +1, +2
	3	-3, -2, -1, 0, +1, +2, +3

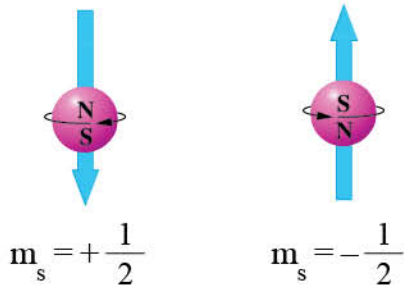
ب) يُمثل بقيم عددية صحيحة فردية تتراوح ما بين $(-l, 0, ..., +l)$

ويوضح الجدول المقابل قيم عدد الكم المغناطيسي المحتملة لذرة ($n=4$)، فالمستوى الفرعى (s) له أوربيتال واحد وشكله كروي متمائل حول النواة، أما المستوى الفرعى (p) فهو عبارة عن ثلاثة أوربيتالات تتخذ محاورها الاتجاهات الفراغية الثلاثة x, y, z لذا يرمز لها بالرموز p_x, p_y, p_z وهي متعامدة. وتأخذ الكثافة الإلكترونية لكل أوربيتال منها شكل كمثرتين متقابلتين عند الرأس dumb-bells في نقطة تنعدم عندها الكثافة الإلكترونية.



والمستوى الفرعى (d) عبارة عن خمسة أوربيتالات أما المستوى الفرعى (f) فهو عبارة عن سبعة أوربيتالات.

لا يتسع أى أوربيتال لأكثر من إلكترونين يدور كل منهما حول محوره، وذلك أثناء دورانه حول النواة (ويمكن تخيل ذلك لو تصورنا دوران الأرض حول نفسها أثناء دورانها حول الشمس). وبالرغم من أن إلكترونى الأوربيتال الواحد يحملان نفس الشحنة السالبة فقد يتبادر إلى الذهن أنهما قد يتنافران، إلا أن ما يحدث فعلاً هو أنه نتيجة لدوران الإلكترون حول محوره فى اتجاه معين، يتكون له مجال مغناطيسى يُعاكس اتجاه المجال الناشئ عن دوران الإلكترون الآخر حول محوره. ويُقال أن الإلكترون فى حالة ازدواج paired، ويرمز لذلك بالرمز $(\uparrow\downarrow)$.



الحركة المغزلية لإلكترونى الأوربيتال الواحد

ويلاحظ الآتى على عدد الكم المغزلى :

يحدد عدد الكم المغزلى (m_s) نوعية حركة الإلكترون المغزلية. فقد تتخذ الحركة اتجاه عقارب الساعة $(\uparrow)$ وتكون قيمة (m_s) له $(+\frac{1}{2})$ أو عكس عقارب الساعة $(\downarrow)$ وتكون قيمة (m_s) له $(-\frac{1}{2})$.

العلاقة بين رقم المستوى الرئيسى والمستويات الفرعية والأوربيتالات :

- ① عدد المستويات الفرعية تساوى رقم المستوى المنتمى له، فالمستوى الأول له مستوى فرعى واحد والمستوى الثانى له مستويين فرعيين .. إلخ.
- ② عدد الأوربيتالات فى المستوى الرئيسى تساوى مربع رقم n ، فالمستوى الثانى له أربعة أوربيتالات هى: $2p_x, 2p_y, 2p_z$ والمستوى الثالث له تسعة أوربيتالات هى واحد فى المستوى $3s$ وثلاثة فى المستوى الفرعى $3p$ وخمسة فى المستوى الفرعى $3d$.
- ③ عدد الأوربيتالات فى المستوى الفرعى تساوى $(2\ell + 1)$.
فالمستوى الفرعى p الذى قيمة (ℓ) له 1 يكون عدد أوربيتالاته $1 + (2 \times 1) = 3$ أوربيتال.
- ④ عدد الإلكترونات التى يمكن أن يتسع لها المستوى الرئيسى تساوى ضعف مربع رقم المستوى $2n^2$ ، فالمستوى الثانى يتسع لثمانية إلكترونات تتوزع كالتالى :

$$2s^2, 2p_x^2, 2p_y^2, 2p_z^2$$

ويمكن تلخيص أعداد الكم للإلكترونات حتى مستوى الطاقة الثالث كما فى الجدول الآتى:

عدد الكم المغناطيسى (m_ℓ)	عدد الكم الثانوى (ℓ)	عدد الكم الرئيسى (n)	مستوى الطاقة الرئيسى
• يحدد عدد أوربيتالات مستوى الطاقة الفرعى	• يحدد مستويات الطاقة الفرعية. • عدد المستويات الفرعية = رقم المستوى الرئيسى	• يحدد مستويات الطاقة الرئيسية.	
1	1s	1	K
1	2s	2	L
$2p_x$ $2p_y$ $2p_z$	2p	2	L
1	3s	3	M
$2p_x$ $2p_y$ $2p_z$	3p	3	M
1 1 1 1 1	3d	3	M

قواعد توزيع الإلكترونات

1 مبدأ باولى للاستبعاد (Pauli's Exclusion Principle)

ينص مبدأ باولى على أن لا يتفق إلكترونين فى ذرة واحدة فى نفس أعداد الكم الأربعة ويوضح الجدول التالى اتفاق إلكترونى المستوى الفرعى 3s فى قيم أعداد الكم (m_ℓ , ℓ , n) واختلافهما فى قيمتى عدد الكم المغزلى (m_s):

m_s	m_ℓ	ℓ	n	أعداد الكم الأربعة
$+\frac{1}{2}$	0	0	3	الإلكترون الأول
$-\frac{1}{2}$	0	0	3	الإلكترون الثانى

2 مبدأ البناء التصاعدي (Aufbau Principle)

رأينا أن كل مستوى طاقة يمكن أن يحتوي على عدد من مستويات الطاقة الفرعية التي تختلف عن بعضها اختلافًا طفيفًا في الطاقة، لذا يكون الترتيب الحقيقي للطاقة في الذرة هو حسب ترتيب مستويات الطاقة الفرعية.

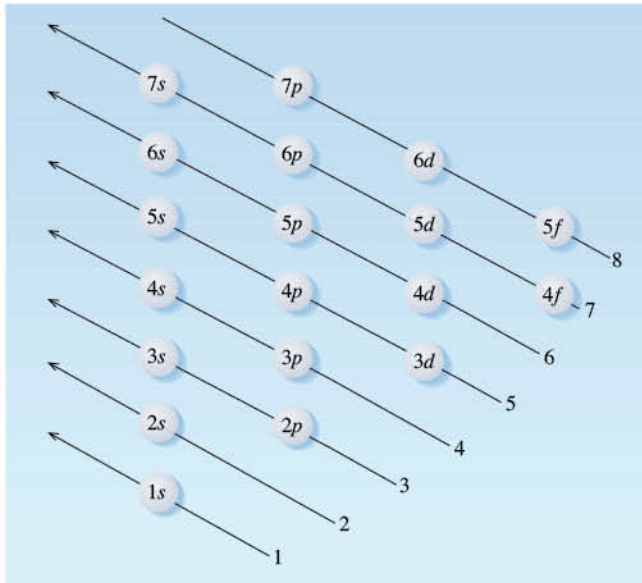
وينص مبدأ البناء التصاعدي على أنه :

لابد للإلكترونات أن تملأ المستويات الفرعية ذات الطاقة المنخفضة أولاً ، ثم المستويات الفرعية ذات الطاقة الأعلى.

ترتب المستويات الفرعية تصاعديًا كما يلي :

$$1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s < 3d < 4p < 5s < 4d < \dots\dots\dots$$

وفيما يلي طريقة لملء مستويات الطاقة الفرعية، وذلك تبعًا لاتجاه السهم.



وتنص قاعدة هوند على أنه لا يحدث ازدواج بين إلكترونين في مستوى فرعى معين إلا بعد أن تشغل أوربيتالاته فرادى أولاً.

فعند كتابة التوزيع الإلكتروني لذرة النيتروجين وعددها الذري (7) نجد أن المستوى الفرعى (2p) يحتوى على ثلاثة إلكترونات. وكما نعلم أن المستوى الفرعى (2p) يحتوى على ثلاثة أوربيتالات وهى متساوية فى الطاقة، فكيف تتوزع الإلكترونات الثلاثة بين الأوربيتالات الثلاثة تبعاً لقاعدة هوند.

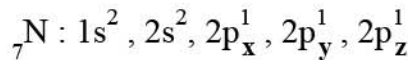
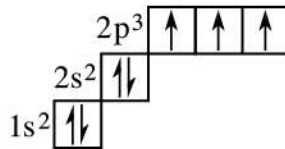
نجد أن كل إلكترون يشغل أوربيتالاً مستقلاً، لأن ذلك أفضل له من جهة الطاقة . لأنه عند ازدواج إلكترونين فى أوربيتال واحد، وبالرغم من أن غزلهما معاكس إلا أن هناك قوى تنافر بينهما تعمل على تقليل استقرار الذرة (زيادة طاقتها). ويلاحظ أن الحركة المغزلية المفردة تكون فى اتجاه واحد وهذا الوضع يعطى الذرة أكبر قدر ممكن من الاستقرار.

أما فى ذرة الأكسجين: فنجد أن المستوى الفرعى (2p) به أربعة إلكترونات تتوزع ثلاثة منها أولاً على الثلاثة أوربيتالات (2p) وذلك حسب قاعدة هوند، أما الإلكترون الرابع فأمامه احتمالان :

• إما أن يدخل أحد الأوربيتالات الثلاثة السابقة ويزدوج مع أى إلكترون موجود فيها وهناك سيعانى من التنافر مع الإلكترون الموجود أصلاً.

وإما أن يصعد إلى المستوى الفرعى التالى وهو (3s) ذو الطاقة الأعلى من (2p)، إلا أنه لا يزال الأفضل من جهة الطاقة لأى إلكترونين لهما غزل متضاد أن يزدوجا فى نفس الأوربيتال عن أن ينتقل أحدهما إلى المستوى الفرعى التالى الأعلى فى الطاقة.

ويوضح المثال الآتى التوزيع الإلكتروني لذرة النيتروجين ${}^7\text{N}$ حسب قاعدة هوند :





تقويم على الباب الثانى

1 اختر الإجابة الصحيحة من بين الإجابات التالية :

- (1) مبدأ عدم التأكد توصل إليه
 (أ) شرودنجر. (ب) رذرفورد. (ج) هايزنبرج. (د) بور.

- (2) الأحرف s.p.d.f ترمز إلى
 (أ) مستويات الطاقة الأساسية. (ب) مستويات الطاقة الفرعية.

- (ج) عدد الأوربيتالات التى يحتوى عليها المستوى الفرعى.
 (د) عدد الإلكترونات المفردة فى المستوى الفرعى الواحد.

- (3) عدد الكم الذى يُحدد نوعية حركة الإلكترون هو
 (أ) عدد الكم الرئيسى. (ب) عدد الكم الثانوى.
 (ج) عدد الكم المغناطيسى. (د) عدد الكم المغزلى.

- (4) أى مما يلى يُمثل التركيب الإلكتروني للنيتروجين، طبقاً لقاعدة هوند ؟
 (أ) 2, 5 (ب) $1s^2, 2s^2, 2p^3$
 (ج) $1s^2, 2s^2, 2p_x^1, 2p_y^1, 2p_z^1$ (د) $1s^2, 2s^1, 2p^4$

- (5) إذا امتص الإلكترون كمًا من الطاقة ، فإنه
 (أ) ينتقل إلى جميع مستويات الطاقة الأعلى.
 (ب) ينتقل إلى مستوى الطاقة الأعلى الذى يتناسب مع كم الطاقة الممتص .
 (ج) ينتقل إلى أى مستوى طاقة أقل.
 (د) ينتقل إلى مستوى الطاقة الأقل الذى يتناسب مع كم الطاقة الممتص .

- (6) يوضح عدد الكم المغناطيسى (m_l)

- (أ) رقم المستوى الأساسى فى الذرة.
 (ب) عدد المستويات الفرعية.
 (ج) شكل الأوربيتالات واتجاهاتها الفرعية.
 (د) عدد الإلكترونات فى الأوربيتالات.

- (7) عدد أوربيتالات المستوى الفرعى (3d) تساوى

- (أ) 5 (ب) 4 (ج) 6 (د) 7

(8) عدد أوربيتالات مستوى الطاقة الرئيسى (n) يساوى

- ① $2n^2$ ② $3n^2$ ③ n^2 ④ $(n-1)$

(9) أقصى عدد من الإلكترونات يُمكن أن يشغل مستوى طاقة عدد كمه الرئيسى (n) هو

- ① $2n$ ② n^2 ③ $2n^2$ ④ $(2n)^2$

(10) ترتب المجموعة الآتية من مستويات الطاقة الفرعية، حسب الزيادة فى طاقتها كالتالى

① $3s < 3p < 4d < 4s$ ② $3s < 4p < 3d < 4f$

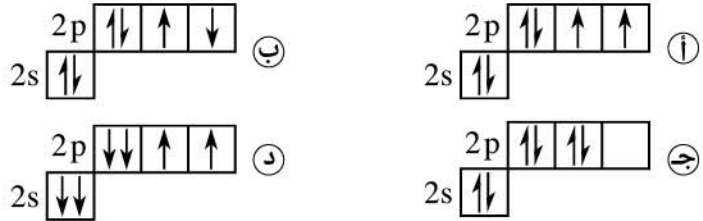
③ $3s < 3p < 4s < 3d$ ④ $3s < 4p < 3d < 4f$

(11) أوربيتالات مستوى الطاقة الفرعى الواحد تكون

① مختلفة فى الطاقة. ② متساوية فى الطاقة.

③ مختلفة فى الشكل. ④ أ، ج معًا.

(12) أى هذه المخططات تبين التوزيع الإلكتروني الصحيح فى المستوى الأخير لذرة الأكسجين



2 اكتب ما يُفسر الاستنتاجات التالية من خلال مشاهدات تجربة رذرفورد :

(1) معظم الذرة فراغ وليست كرة مصمتة.

(2) يوجد بالذرة جزء كثافته كبيرة ويشغل حيزًا صغيرًا جدًا (نواة الذرة).

(3) لابد أن تكون شحنة الجزء الكثيف فى الذرة والذى تتركز فيه معظم كتلتها مشابهًا لشحنة جسيمات ألفا الموجبة.

3 اكتب احتمالات أعداد الكم الأربعة للإلكترون الأخير فى ذرات العناصر الآتية :

(1) البورون ${}_5B$ (2) الفلور ${}_9F$ (3) الصوديوم ${}_{11}Na$

4 وضح تصور طومسون لبنية الذرة.

5 ما قيم (l) الممكنة عندما يكون (n = 3) ؟

6 ما المقصود بكل من :

- (1) السحابة الإلكترونية.
(2) الطبيعة المزدوجة للإلكترون.
(3) مبدأ البناء التصاعدي.
(4) قاعدة هوند.
(5) مبدأ عدم التأكد لهايزنبرج.
(6) قاعدة باولي للاستبعاد.

7 اكتب التوزيع الإلكتروني للذرات الآتية تبعاً لمبدأ البناء التصاعدي:

$^{26}_{26}\text{Fe}$ (3)	$^{30}_{30}\text{Zn}$ (2)	$^{35}_{35}\text{Br}$ (1)
$^{11}_{11}\text{Na}$ (6)	$^{20}_{20}\text{Ca}$ (5)	$^{10}_{10}\text{Ne}$ (4)

8 علل لما يأتي :

- (1) الطيف الخطي لأي عنصر هو خاصية أساسية ومميزة له.
(2) الذرة متعادلة كهربياً.
(3) تفضل الإلكترونات أن تشغل الأوربيتالات مستقلة قبل أن تزدوج في المستوى الفرعي الواحد.
(4) يتشعب مستوى الطاقة الفرعي (p) بستة إلكترونات، بينما يتشعب مستوى الطاقة الفرعي (d) بعشرة إلكترونات.

9 أيًا من أعداد الكم الآتية لأحد الإلكترونات تتضمن خطأ ؟ مع تعليل إجابتك :

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

$$n = 4, \ell = 3, m_{\ell} = -2, m_s = +\frac{1}{2} \quad (2)$$

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

10 اكتب قيم (l) ، (m_l) المحتملة لإلكترون عدد كمي الرئيسي (n = 2) .

الباب الثالث

الجدول الدوري وتصنيف العناصر



الأهداف

- فى نهاية دراسة الطالب لباب الجدول الدورى وتصنيف العناصر ينبغى أن يكون قادراً على أن:

- 1- يصف الجدول الدورى .
- 2- يستنتج نوع العنصر وخواصه من خلال موقعه فى الجدول الدورى.
- 3- يُفسر سبب نقص نصف قطر الذرة كلما اتجهنا من اليسار إلى اليمين فى الدورة.
- 4- يحدد اسم وموقع فئات الجدول الدورى.
- 5- يستنتج العلاقة بين التركيب الإلكتروني فى المجموعة ورقم المجموعة.
- 6- يعرف نصف قطر الذرة - طاقة التأين - الميل الإلكتروني والسالبية الكهربية.
- 7- يقارن بين الميل الإلكتروني والسالبية الكهربية.
- 8- يحدد موقع كل من الفلزات واللافلزات فى الجدول الدورى.
- 9- يستنتج العلاقة بين نصف القطر وكل من جهد التأين والميل الإلكتروني فى الفلزات واللافلزات.
- 10- يُفسر العلاقة بين العدد الذرى وكل من الصفة القاعدية والحامضية
- 11- يحسب عدد تأكسد الذرة فى مركب.
- 12- يتعرف تفاعلات الأكسدة والاختزال.
- 13- يُعبر عن تفاعلات الأكسدة والاختزال بطريقة نصفى التفاعل.



الجدول الدوري الحديث

مع تطور التقدم المعرفي لبنية الذرة تم اكتشاف المستويات الحقيقية للطاقة في الذرة وتُسمى المستويات الفرعية (تحت مستويات الطاقة) وبالتوصل إلى مبدأ البناء التصاعدي رُتبت العناصر بحيث يُزيد كل عنصر عن العنصر الذي يسبقه بإلكترون واحد.

المبدأ الأساسي الذي رُتبت عليه العناصر في الجدول الدوري الحديث هو :

① ترتيب العناصر ترتيبًا تصاعديًا حسب أعدادها الذرية.

② ترتيب العناصر تبعًا لمبدأ البناء التصاعدي.

وباسترجاع ترتيب المستويات الفرعية تبعًا للزيادة في الطاقة نجدها تتفق مع ترتيب العناصر في الجدول الدوري الحديث كما يلي:

ترتيب المستويات الفرعية

1s

2s < 2p

3s < 3p

4s < 3d < 4p

5s < 4d < 5p

6s < 4f < 5d < 6p

7s < 5f < 6d < 7p

فئات العناصر في الجدول الدوري الحديث

عناصر الفئة s										عناصر الفئة p															
1A		2A												3A		4A		5A		6A		7A		0	
1	1s																	2p						1s	
2	2s																	3p							
3	3s																	4p							
4	4s																	5p							
5	5s																	6p							
6	6s	La																7p							
7	7s	Ac																							
				عناصر الفئة d																					

يُقسم الجدول إلى أربع مناطق رئيسية أو فئات Blocks

1 عناصر الفئة (s) - Block (s) :

تشغل المنطقة اليسرى من الجدول الدورى وتحتوى على العناصر التى تقع إلكتروناتها الخارجية فى المستوى الفرعى (s) وهى عناصر المجموعة (1A) وتركيبها الإلكتروني (ns^1) والمجموعة (2A) وتركيبها الإلكتروني (ns^2) ، حيث (n) هو رقم مستوى الطاقة الأخير ورقم الدورة فى نفس الوقت.

2 عناصر الفئة (p) - Block (p) :

تشغل المنطقة اليمنى من الجدول الدورى، وتحتوى على العناصر التى تقع إلكتروناتها الخارجية فى المستوى الفرعى (p) وهى عناصر المجموعات (3A) ، (4A) ، (5A) ، (6A) ، (7A) والمجموعة الصفيرية (الغازات النبيلة) وتركيب عناصر الفئة (p) هو (np^1) فى المجموعة (3A) ، (np^2) فى المجموعة (4A) ثم يتتابع امتلاء المستوى الفرعى (p) حتى يتشبع فى المجموعة الصفيرية ويصبح (np^6).

3 عناصر الفئة (d) - Block (d) :

تشغل المنطقة الوسطى من الجدول الدورى ، وتحتوى على العناصر التى يتتابع فيها امتلاء المستوى الفرعى (d) بالإلكترونات ، وحيث أنه يتسع لعشرة إلكترونات، لذا نجدها تتكون من عشرة أعمدة رأسية، سبعة منها تخص المجموعات (B) وثلاثة أعمدة تخص عناصر المجموعة الثامنة.

4 عناصر الفئة (f) - Block (f) :

تُفصل أسفل الجدول الدورى حتى لا يصبح طويلاً جداً، وهو ما يؤكد إمكانية فصل عناصر الجدول الدورى إلى فئات، ويتتابع فيها امتلاء المستوى الفرعى (f) الذى يستوعب 14 إلكترونًا وتتكون من سلسلتين هما سلسلة اللانثانيدات وسلسلة الأكتينيدات :

(1) سلسلة اللانثانيدات Lanthanides

يتتابع فيها امتلاء المستوى الفرعى (4f) ، لذا تتكون من أربعة عشر عنصرًا ، ويلاحظ أن مستوى التكافؤ الخارجى لجميع هذه العناصر هو ($6s^2$) .

(2) سلسلة الأكتينيدات Actinides

يتتابع فيها امتلاء المستوى الفرعى (5f) ، وهى تتكون من أربعة عشر عنصرًا ، وجميعها عناصر مشعة وأنويتها غير مستقرة.

مما سبق يتبين أنه يمكن تمييز عناصر الجدول الدوري الحديث إلى أربعة أنواع، هي:

1 العناصر النبيلة Nobel elements

هي عناصر الصف الرأسى الأخير من الفئة (p) (المجموعة الصفرية (18)) وتركيبها الإلكتروني (np^6) ما عدا الهيليوم $1s^2$ ، وهي تتميز بامتلاء جميع مستويات الطاقة الفرعية للدورة بالإلكترونات، لذا فهي عناصر مستقرة تمامًا وتكون مركبات بغاية الصعوبة.

2 العناصر الممثلة The representative elements

هي عناصر الفئة (s) وعناصر الفئة (p) ما عدا عناصر المجموعة الصفرية، وتتميز العناصر الممثلة بامتلاء جميع مستويات الطاقة بالإلكترونات ما عدا مستوى الطاقة الأخير، وتميل إلى الوصول إلى التركيب (ns^2, np^6) لمستوياتها الخارجية وذلك بفقد أو اكتساب إلكترونات أو بالمشاركة.

3 العناصر الانتقالية الرئيسية The main transition elements

هي عناصر الفئة (d)، التي يتتابع فيها امتلاء المستوى الفرعى (d).

4 العناصر الانتقالية الداخلية The inner transition elements

هي عناصر الفئة (f) التي يتتابع فيها امتلاء المستوى الفرعى (f).

عناصر الجدول الدوري الحديث

عناصر الفئة s										عناصر الفئة d										عناصر الفئة p																																																																																																																																																																																									
1	هيدروجين H 1	2	هيليوم He 2	3	ليثيوم Li 3	4	بيريلايوم Be 4	5	بورون B 5	6	كربون C 6	7	نيتروجين N 7	8	أكسجين O 8	9	فلور F 9	10	نيترون Ne 10	11	صوديوم Na 11	12	ماغنسيوم Mg 12	13	ألومنيوم Al 13	14	سيليكون Si 14	15	فوسفور P 15	16	كبريت S 16	17	كلور Cl 17	18	أرجون Ar 18	19	بوتاسيوم K 19	20	كلسيوم Ca 20	21	سكانديوم Sc 21	22	تيتانيوم Ti 22	23	فاناديوم V 23	24	كروم Cr 24	25	منجنيز Mn 25	26	حديد Fe 26	27	كوبالت Co 27	28	نكل Ni 28	29	نحاس Cu 29	30	زنك Zn 30	31	جاليوم Ga 31	32	جرمانيوم Ge 32	33	آرسين As 33	34	سيلينيوم Se 34	35	بروم Br 35	36	كريبتون Kr 36	37	روبيديوم Rb 37	38	سترونشيوم Sr 38	39	يترسيوم Y 39	40	زركونيوم Zr 40	41	نيوبوم Nb 41	42	موليبدينوم Mo 42	43	تكنيتيوم Tc 43	44	روثينيوم Ru 44	45	ريثينيوم Rh 45	46	پالاديوم Pd 46	47	فضة Ag 47	48	كاديوم Cd 48	49	إنديوم In 49	50	قصدير Sn 50	51	أنتيمون Sb 51	52	تيلوريوم Te 52	53	يود I 53	54	زينون Xe 54	55	سيزيوم Cs 55	56	باريوم Ba 56	57	لانثانيوم La 57	58	أكتينيوم Ac 80	59	براسيميوم Pr 59	60	نيوديميوم Nd 60	61	پروميثيوم Pm 61	62	سماريوم Sm 62	63	اليوروبيوم Eu 63	64	جادولينيوم Gd 64	65	تيربيوم Tb 65	66	ديسبروميوم Dy 66	67	هولميوم Ho 67	68	إربيوم Er 68	69	تولميوم Tm 69	70	يtterbium Yb 70	71	لوثرشيوم Lu 71	72	فرانسيوم Fr 87	73	أكتينيوم Ac 87	74	تالانيوم Ta 74	75	رينيوم Re 75	76	أوزونيوم Os 76	77	ايريديوم Ir 77	78	پلاتين Pt 78	79	ذهب Au 79	80	زئبق Hg 80	81	تاليوم Tl 81	82	رصاص Pb 82	83	بيسموت Bi 83	84	بولونيوم Po 84	85	أستاتين At 85	86	رادون Rn 86	87	فرانسيوم Fr 87	88	رايونيوم Ra 88	89	أكتينيوم Ac 89	90	تورانيوم Th 90	91	پرواكتينيوم Pa 91	92	يورانيوم U 92	93	نپتونيوم Np 93	94	پلوطنيوم Pu 94	95	أميريكيوم Am 95	96	كيريوم Cm 96	97	بركلينيوم Bk 97	98	كالفورنيوم Cf 98	99	إينشتاينيوم Es 99	100	فيرميوم Fm 100	101	منديليفيوم Md 101	102	نوبليوم No 102	103	لورنشيوم Lr 103

عناصر الفئة s

1

هيدروجين

2

هيليوم

عناصر الفئة d

3

ليثيوم

4

بيريلايوم

5

بورون

6

كربون

7

نيتروجين

8

أكسجين

9

فلور

10

نيترون

11

صوديوم

12

ماغنسيوم

13

ألومنيوم

14

سيليكون

15

فوسفور

16

كبريت

17

كلور

18

أرجون

19

بوتاسيوم

20

كلسيوم

21

سكانديوم

22

تيتانيوم

23

فاناديوم

24

كروم

25

منجنيز

26

حديد

27

كوبالت

28

نكل

29

نحاس

30

زنك

31

جاليوم

32

جرمانيوم

33

آرسين

34

سيلينيوم

35

بروم

36

كريبتون

37

روبيديوم

38

سترونشيوم

39

يترسيوم

40

زركونيوم

41

نيوبوم

42

موليبدينوم

43

تكنيتيوم

44

روثينيوم

45

ريثينيوم

46

پالاديوم

47

فضة

48

كاديوم

49

إنديوم

50

قصدير

51

أنتيمون

52

تيلوريوم

53

يود

54

زينون

55

سيزيوم

56

باريوم

57

لانثانيوم

58

أكتينيوم

59

براسيميوم

60

نيوديميوم

61

پروميثيوم

62

سماريوم

63

اليوروبيوم

64

جادولينيوم

65

تيربيوم

66

ديسبروميوم

67

هولميوم

68

إربيوم

69

تولميوم

70

يtterbium

71

لوثرشيوم

72

فرانسيوم

73

أكتينيوم

74

تالانيوم

75

رينيوم

76

أوزونيوم

77

ايريديوم

78

پلاتين

79

ذهب

80

زئبق

81

تاليوم

82

رصاص

83

بيسموت

84

بولونيوم

85

أستاتين

86

رادون

87

فرانسيوم

88

رايونيوم

89

أكتينيوم

90

تورانيوم

91

پرواكتينيوم

92

يورانيوم

93

نپتونيوم

94

پلوطنيوم

95

أميريكيوم

96

كيريوم

97

بركلينيوم

98

كالفورنيوم

99

إينشتاينيوم

100

فيرميوم

101

منديليفيوم

102

نوبليوم

103

لورنشيوم

عناصر الفئة p

13

هيليوم

14

كربون

15

نيتروجين

16

أكسجين

17

فلور

18

أرجون

19

بوتاسيوم

20

كلسيوم

21

سكانديوم

22

تيتانيوم

23

فاناديوم

24

كروم

25

منجنيز

26

حديد

27

كوبالت

28

نكل

29

نحاس

30

زنك

31

جاليوم

32

جرمانيوم

33

آرسين

34

سيلينيوم

35

بروم

36

كريبتون

37

روبيديوم

38

سترونشيوم

39

يترسيوم

40

زركونيوم

41

نيوبوم

42

موليبدينوم

43

تكنيتيوم

44

روثينيوم

45

ريثينيوم

46

پالاديوم

47

فضة

48

كاديوم

49

إنديوم

50

قصدير

51

أنتيمون

52

تيلوريوم

53

يود

54

زينون

55

سيزيوم

56

باريوم

57

لانثانيوم

58

أكتينيوم

59

براسيميوم

60

نيوديميوم

61

پروميثيوم

62

سماريوم

63

اليوروبيوم

64

جادولينيوم

65

تيربيوم

66

ديسبروميوم

67

هولميوم

68

إربيوم

69

تولميوم

70

يtterbium

71

لوثرشيوم

72

فرانسيوم

73

أكتينيوم

74

تالانيوم

75

رينيوم

76

أوزونيوم

77

ايريديوم

78

پلاتين

79

ذهب

80

زئبق

81

تاليوم

82

رصاص

83

بيسموت

84

بولونيوم

85

أستاتين

86

رادون

87

فرانسيوم

88

رايونيوم

89

أكتينيوم

90

تورانيوم

91

پرواكتينيوم

92

يورانيوم

93

نپتونيوم

94

پلوطنيوم

95

أميريكيوم

96

كيريوم

97

بركلينيوم

98

كالفورنيوم

99

إينشتاينيوم

100

فيرميوم

101

منديليفيوم

102

نوبليوم

103

لورنشيوم

عناصر الفئة f

57

لانثانيوم

58

أكتينيوم

59

براسيميوم

60

نيوديميوم

61

پروميثيوم

62

سماريوم

63

اليوروبيوم

64

جادولينيوم

65

تيربيوم

66

ديسبروميوم

67

هولميوم

68

إربيوم

69

تولميوم

70

يtterbium

71

لوثرشيوم

72

فرانسيوم

73

أكتينيوم

74

تالانيوم

75

رينيوم

76

أوزونيوم

77

ايريديوم

78

پلاتين

79

ذهب

80

زئبق

81

تاليوم

82

رصاص

83

بيسموت

84

بولونيوم

85

أستاتين

86

رادون

87

فرانسيوم

88

رايونيوم

89

أكتينيوم

90

تورانيوم

91

پرواكتينيوم

92

يورانيوم

93

نپتونيوم

94

پلوطنيوم

95

أميريكيوم

96

كيريوم

97

بركلينيوم

98

كالفورنيوم

99

إينشتاينيوم

100

فيرميوم

101

منديليفيوم

102

نوبليوم

103

لورنشيوم

عناصر الفئة f

57

لانثانيوم

58

أكتينيوم

59

براسيميوم

60

نيوديميوم

61

پروميثيوم

62

سماريوم

63

اليوروبيوم

64

جادولينيوم

65

تيربيوم

66

ديسبروميوم

67

هولميوم

68

إربيوم

69

تولميوم

70

يtterbium

71

لوثرشيوم

72

فرانسيوم

73

أكتينيوم

74

تالانيوم

75

رينيوم

76

أوزونيوم

77

ايريديوم

78

پلاتين

79

ذهب

80

زئبق

81

تاليوم

82

رصاص

83

بيسموت

84

بولونيوم

85

أستاتين

86

رادون

87

فرانسيوم

88

رايونيوم

89

أكتينيوم

90

تورانيوم

91

پرواكتينيوم

92

يورانيوم

93

نپتونيوم

94

پلوطنيوم

95

أميريكيوم

96

كيريوم

97

بركلينيوم

98

كالفورنيوم

99

إينشتاينيوم

100

فيرميوم

101

منديليفيوم

102

نوبليوم

103

لورنشيوم

عناصر الفئة f

57

لانثانيوم

58

أكتينيوم

59

براسيميوم

60

نيوديميوم

61

پروميثيوم

62

سماريوم

63

اليوروبيوم

64

جادولينيوم

65

تيربيوم

66

ديسبروميوم

67

هولميوم

68

إربيوم

69

تولميوم

70

يtterbium

71

لوثرشيوم

72

فرانسيوم

73

أكتينيوم

74

تالانيوم

75

رينيوم

76

أوزونيوم

77

ايريديوم

78

پلاتين

79

ذهب

80

زئبق

81

تاليوم

82

رصاص

83

بيسموت

84

بولونيوم

85

أستاتين

86

رادون

87

فرانسيوم

88

رايونيوم

89

أكتينيوم

90

تورانيوم

91

پرواكتينيوم

92

يورانيوم

93

نپتونيوم

94

پلوطنيوم

95

أميريكيوم

96

كيريوم

97

بركلينيوم

98

كالفورنيوم

99

إينشتاينيوم

100

فيرميوم

101

منديليفيوم

102

نوبليوم

103

لورنشيوم

عناصر الفئة f

57

لانثانيوم

58

أكتينيوم

59

براسيميوم

60

نيوديميوم

61

پروميثيوم

62

سماريوم

63

اليوروبيوم

64

جادولينيوم

65

تيربيوم

66

ديسبروميوم

67

هولميوم

68

إربيوم

69

تولميوم

70

يtterbium

71

لوثرشيوم

72

فرانسيوم

73

أكتينيوم

74

تالانيوم

75

رينيوم

76

أوزونيوم

77

ايريديوم

78

پلاتين

79

ذهب

80

زئبق

81

تاليوم

82

رصاص

83

بيسموت

84

بولونيوم

85

أستاتين

86

رادون

87

فرانسيوم

88

رايونيوم

89

أكتينيوم

90

تورانيوم

91

پرواكتينيوم

92

يورانيوم

93

نپتونيوم

94

پلوطنيوم

95

أميريكيوم

96

كيريوم

97

بركلينيوم

98

كالفورنيوم

99

إينشتاينيوم

100

فيرميوم

101

منديليفيوم

102

نوبليوم

103

لورنشيوم

عناصر الفئة f

57

لانثانيوم

58

أكتينيوم

59

براسيميوم

60

نيوديميوم

61

پروميثيوم

62

سماريوم

63

اليوروبيوم

64

جادولينيوم

65

تيربيوم

66

ديسبروميوم

67

هولميوم

68

إربيوم

69

تولميوم

70

يtterbium

71

لوثرشيوم

72

فرانسيوم

73

أكتينيوم

74

تالانيوم

75

رينيوم

76

أوزونيوم

77

ايريديوم

78

پلاتين

79

ذهب

80

زئبق

81

تاليوم

82

رصاص

83

بيسموت

84

بولونيوم

85

أستاتين

86

رادون

87

فرانسيوم

88

رايونيوم

89

أكتينيوم

90

تورانيوم

91

پرواكتينيوم

92

يورانيوم

93

نپتونيوم

94

پلوطنيوم

95

أميريكيوم

96

كيريوم

97

بركلينيوم

98

كالفورنيوم

99

إينشتاينيوم

100

فيرميوم

101

منديليفيوم

102

نوبليوم

103

لورنشيوم

عناصر الفئة f

57

لانثانيوم

58

أكتينيوم

59

براسيميوم

60

نيوديميوم

61

پروميثيوم

62

سماريوم

63

اليوروبيوم

64

جادولينيوم

65

تيربيوم

66

ديسبروميوم

67

هولميوم

68

إربيوم

69

تولميوم

70

يtterbium

71

لوثرشيوم

72

فرانسيوم

73

أكتينيوم

74

تالانيوم

75

رينيوم

76

أوزونيوم

77

ايريديوم

78

پلاتين

79

ذهب

80

زئبق

81

تاليوم

82

رصاص

83

بيسموت

84

بولونيوم

85

أستاتين

86

رادون

87

فرانسيوم

88

رايونيوم

89

أكتينيوم

90

تورانيوم

91

پرواكتينيوم

92

يورانيوم

93

نپتونيوم

94

پلوطنيوم

95

أميريكيوم

96

كيريوم

97

بركلينيوم

98

كالفورنيوم

99

إينشتاينيوم

100

فيرميوم

101

منديليفيوم

102

نوبليوم

103

لورنشيوم

عناصر الفئة f

57

لانثانيوم

58

أكتينيوم

59

براسيميوم

60

نيوديميوم

61

پروميثيوم

62

سماريوم

63

اليوروبيوم

64

جادولينيوم

65

تيربيوم

66

ديسبروميوم

67

هولميوم

68

إربيوم

69

تولميوم

70

يtterbium

71

لوثرشيوم

72

فرانسيوم

73

أكتينيوم

74

تالانيوم

75

رينيوم

76

أوزونيوم

77

ايريديوم

78

پلاتين

79

ذهب

80

زئبق

81

تاليوم

82

رصاص

83

بيسموت

84

بولونيوم

85

أستاتين

86

رادون

87

فرانسيوم

88

رايونيوم

89

أكتينيوم

90

تورانيوم

91

پرواكتينيوم

92

يورانيوم

93

نپتونيوم

94

پلوطنيوم

95

أميريكيوم

96

كيريوم

97

بركلينيوم

98

كالفورنيوم

99

إينشتاينيوم

100

فيرميوم

101

منديليفيوم

102

نوبليوم

103

لورنشيوم

عناصر الفئة f

57

لانثانيوم

58

أكتينيوم

59

براسيميوم

60

نيوديميوم

61

پروميثيوم

62

سماريوم

63

اليوروبيوم

64

جادولينيوم

65

تيربيوم

66

ديسبروميوم

67

هولميوم

68

إربيوم

69

تولميوم

70

يtterbium

71

لوثرشيوم

72

فرانسيوم

73

أكتينيوم

74

وصف الجدول الدورى

- يتكون الجدول الدورى من 18 مجموعة رأسية وسبع دورات أفقية.
- رتب في العناصر ترتيباً تصاعدياً حسب الزيادة فى العدد الذرى.
- يزيد كل عنصر عن العنصر الذى يسبقه فى نفس الدورة بإلكترون واحد.
- تبدأ كل دورة بملء مستوى طاقة جديد بإلكترون واحد ويتتابع ملء المستويات الفرعية التى فى نفس الدورة حتى نصل إلى العنصر الأخير وهو الغاز الخامل.
- فى المجموعات الرأسية، عناصر المجموعة الواحدة تتشابه فى التركيب الإلكتروني لمستوى الطاقة الأخير، فيما عدا عدد الكم الرئيسى (n).

ويوضح الجدول التالى التوزيع الإلكتروني لبعض العناصر مرتبة طبقاً للأعداد الذرية حتى عنصر
الخارصين ${}_{30}\text{Zn}$:

التوزيع الإلكتروني للعناصر الأولى فى الجدول الدورى								
		1	2	3	4	5	6	7
z	العنصر	s	s p	s p d	s p d f	s p d f	s p d f	s
1	H	1						
2	He	2						
3	Li	2	1					
4	Be	2	2					
5	B	2	2	1				
6	C	2	2	2				
7	N	2	2	3				
8	O	2	2	4				
9	F	2	2	5				
10	Ne	2	2	6				
11	Na	2	2	6	1			
12	Mg	2	2	6	2			
13	Al	2	2	6	2	1		
14	Si	2	2	6	2	2		
15	P	2	2	6	2	3		
16	S	2	2	6	2	4		
17	Cl	2	2	6	2	5		
18	Ar	2	2	6	2	6		
19	K	2	2	6	2	6	1	
20	Ca	2	2	6	2	6	2	
21	Sc	2	2	6	2	6	1	2
22	Ti	2	2	6	2	6	2	2
23	V	2	2	6	2	6	3	2
24	Cr	2	2	6	2	6	5	1
25	Mn	2	2	6	2	6	5	2
26	Fe	2	2	6	2	6	6	2
27	Co	2	2	6	2	6	7	2
28	Ni	2	2	6	2	6	8	2
29	Cu	2	2	6	2	6	10	1
30	Zn	2	2	6	2	6	10	2

تدرج الخواص فى الجدول الدورى

بعد دراستنا لترتيب العناصر فى الجدول الدورى الحديث ومعرفة التركيب الإلكتروني للعنصر فى الجدول الحديث ومعرفة العلاقة بين التركيب الإلكتروني للعنصر وموضعه فى الجدول، سنستعرض فيما يلى تدرج الخواص الفيزيائية والكيميائية فى الدورات الأفقية وفى المجموعات الرأسية وعلاقة هذه الخواص بالتركيب الإلكتروني للعناصر.

وسنركز اهتمامنا فى هذه الدراسة على تدرج الخواص فى العناصر الممثلة وهى عناصر الفئتين (s) ، (p) وسنترك دراسة تدرج خواص العناصر الانتقالية لتبحث فى مجال آخر .

1 نصف قطر الذرة Atomic Radius :

أظهرت النظرية الموجية أنه لا يمكن تحديد موقع الإلكترون حول النواة بالضبط، لذا يكون من الخطأ أن نعرف نصف قطر الذرة بأنه المسافة من النواة إلى أبعد إلكترون، وبدلاً من ذلك يُعرف نصف قطر الذرة بأنه :

1A	2A	3A	4A	5A	6A	7A
H 37						
Li 152	Be 113	B 88	C 77	N 70	O 66	F 64
Na 186	Mg 160	Al 143	Si 117	P 110	S 104	Cl 99
K 227	Ca 197	Ga 122	Ge 122	As 121	Se 117	Br 114
Rb 247	Sr 215	In 163	Sn 140	Sb 141	Te 143	I 133
Cs 265	Ba 217	Tl 170	Pb 175	Bi 155	Po 167	At 140

نصف قطر الذرة

◀ نصف المسافة بين مركزي ذرتين متماثلتين فى جزئ ثنائى الذرة (نصف القطر التساهمى).

ويُقدر بوحدة البيكومتر (pm)

وهو يُعادل 10^{-12} m

أما فى البلورات الأيونية التى تتكون من أيونات موجبة (كاتيونات) وأيونات سالبة (أنيونات) مثل بلورة كلوريد الصوديوم،

ويوصف قطر كل منهما ، بنصف القطر

الأيونى . ويعتمد نصف القطر الأيونى على

عدد الإلكترونات المفقودة أو المكتسبة.

ويوضح الشكل المقابل تدرج أنصاف

الأقطار التساهمية للعناصر الممثلة فى

الجدول الدورى :

تدرج نصف القطر الذرى بوحدة البيكومتر (pm)

ولو استعرضنا أنصاف الأقطار فى الشكل السابق نلاحظ ما يلى :

• فى الدورات (الأفقية) :

قيم أنصاف أقطار الذرات تقل كلما اتجهنا ناحية اليمين من المجموعة (1A) إلى المجموعة (7A) ويرجع ذلك لزيادة شحنة النواة الفعالة (effective nuclear charge (Z - effect) تدريجيًا، والتي تُعرف بأنها شحنة النواة الفعلية التى يتأثر بها إلكترون ما فى ذرة ما وتكون الشحنة الفعالة دائمًا أقل من شحنة النواة (عدد البروتونات) نتيجة لقيام الإلكترونات الداخلية بالمدارات المكتملة core electrons بحجب جزء من تلك الشحنة عن الإلكترون موضع الدراسة، فيزداد جذب إلكترونات التكافؤ، مما يؤدي إلى تقلص نصف قطر الذرة. أى أن أكبر الذرات حجمًا فى الدورة الواحدة هى ذرات عناصر المجموعة (1A)، وأصغرها حجمًا هى ذرات عناصر المجموعة 7A (الهالوجينات).

• فى المجموعات (الرأسية) :

يزداد نصف القطر الذرى بزيادة العدد الذرى كلما اتجهنا رأسياً إلى أسفل فى نفس المجموعة.

ويرجع ذلك إلى ما يلى :

- زيادة عدد مستويات الطاقة فى الذرة.
- مستويات الطاقة الممتلئة تعمل على حجب تأثير النواة على الإلكترونات الخارجية.
- زيادة التنافر بين الإلكترونات وبعضها.

تطبيق

تفسير التغير فى أنصاف أقطار الأيونات عن أنصاف أقطار ذرات عناصر الصوديوم والكلور والحديد، المبينة فى الجدول الآتى :

الذرة أو الأيون	Na	Na ⁺	Fe	Fe ²⁺	Fe ³⁺	Cl	Cl ⁻
نصف القطر (pm)	186	102	126	78	64.5	99	181
عدد البروتونات	11	11	26	26	26	17	17
عدد الإلكترونات	11	10	26	24	23	17	18

فى حالة الفلزات مثل الصوديوم يقل نصف قطر الأيون الموجب عن نصف قطر الذرة وذلك لزيادة شحنة النواة الفعالة فى حالة الأيون ، وكلما زادت شحنة الأيون كما فى الحديد +2 ، الحديد +3 يقل نصف قطر الأيون الموجب عن نصف قطر الذرة ، وذلك لزيادة عدد البروتونات عن عدد الإلكترونات . وفى حالة اللافلزات مثل الكلور فيزداد نصف قطر الأيون السالب عن نصف قطر الذرة وذلك لزيادة عدد الإلكترونات عن عدد البروتونات (هل تعرف لعبة شد الحبل؟).

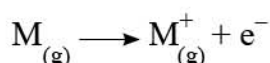
2 جهد التأين (طاقة التأين) - Ionization Potential - (Ionization Energy)

عندما تكتسب الذرة مقدارًا من الطاقة فإن الإلكترونات تُثار وتنتقل إلى مستويات طاقة أعلى أما إذا كانت كمية الطاقة كبيرة نسبيًا فإنها تطرد أضعف الإلكترونات ارتباطًا بنواة الذرة وتصبح الذرة أيونًا موجبًا ، ويعرف جهد التأين كما يلي :

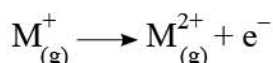
جهد التأين

◀ مقدار الطاقة اللازمة لإزالة أو فصل مول إلكترون من مول من الذرات المفردة وهي في الحالة الغازية.

وحيث أنه من الممكن إزالة إلكترون أو اثنين أو ثلاثة من الذرة فهناك جهد التأين الأول والثاني والثالث ... إلخ .
جهد التأين الأول : تكون نتيجته تكوين أيون يحمل شحنة موجبة واحدة.



جهد التأين الثاني : تكون نتيجته تكوين أيون يحمل شحنتين موجبتين.



ويتدرج جهد التأين الأول في الجدول الدوري على النحو الآتي :

H 1312							He 2372
Li 520	Be 899	B 801	C 1086	N 1402	O 1314	F 1681	Ne 2081
Na 496	Mg 738	Al 578	Si 786	P 1012	S 1000	Cl 1251	Ar 1521
K 419	Ca 599	Ga 579	Ge 762	As 947	Se 941	Br 1140	Kr 1351
Rb 403	Sr 550	In 558	Sn 709	Sb 834	Te 869	I 1008	Xe 1170
Cs 377	Ba 503	Tl 589	Pb 715	Bi 703	Po 812	At 890	Rn 1037

تدرج جهود التأين بوحدة kJ/mol

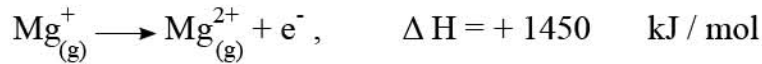
- **في الدورات :** تزداد قيم جهد التأين كلما اتجهنا ناحية اليمين بسبب زيادة شحنة النواة الفعالة وكذلك نقص نصف قطر الذرة ، مما يؤدي إلى زيادة قوة جذب النواة للإلكترونات التكافؤ فتحتاج إلى طاقة كبيرة لفصلها عن الذرة. أي أن جهد التأين يتناسب عكسيًا مع نصف قطر الذرة.

- **في المجموعات :** يقل جهد التأين رأسياً في المجموعة الواحدة بزيادة العدد الذري وذلك لأنه بزيادة عدد الأغلفة الإلكترونية يزداد نصف قطر الذرة، وبالتالي تقل قوة جذب النواة للإلكترونات التكافؤ فتقل الطاقة اللازمة لإزالتها.

- **يُلاحظ أن :**

- **جهد التأين الأول للغازات النبيلة** في المجموعة الصفرية مرتفع جدًا وذلك لاستقرار نظامها الإلكتروني ، إذ يصعب إزاحة إلكترون من مستوى طاقة مكتمل.

- **يزداد جهد التأين الثانى عن جهد التأين الأول** لزيادة شحنة النواة الفعالة ويزداد جهد التأين الثالث لعناصر المجموعة 2A زيادة كبيرة جدًا إذ يتسبب ذلك فى كسر مستوى طاقة مكتمل بالإلكترونات ويُبين ذلك جهود تأين الماغنسيوم ^{12}Mg :



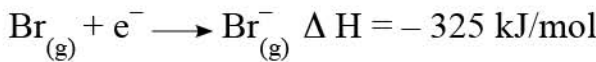
3 الميل الإلكتروني Electron Affinity

تعرفنا أن فقدان مول من الذرات الغازية لمول من الإلكترونات يكون مصحوبًا بامتصاص كمية من الطاقة، يُعرف **بجهد التأين**.

أما عند إكتساب مول من الذرات الغازية لمول من الإلكترونات، فقد تنطلق أو تمتص كمية من الطاقة، تُعرف **بالميل الإلكتروني**.

الميل الإلكتروني

◀ مقدار التغير الحادث فى الطاقة عندما يكتسب المول من الذرات المفردة الغازية مول من الإلكترونات.



ويتضح من قيم الميل الإلكتروني الموضحة بالجدول التالى، ما يلى :

1A							0
H -72.6							He 0
Li -59.6	Be >0	B -26.7	C -122	N +7	O -141	F -328	Ne +29
Na -52.9	Mg >0	Al -42.5	Si -134	P -72.0	S -200	Cl -349	Ar +35
K -48.4	Ca -2.4	Ga -28.9	Ge -119	As -78.2	Se -195	Br -325	Kr +39
Rb -46.9	Sr -5.0	In -28.9	Sn -107	Sb -103	Te -190	I -295	Xe +41
Cs -45.5	Ba -14	Tl -19.2	Pb -35.2	Bi -91.3	Po -183.3	At -270	Rn +41

قيم الميل الإلكتروني لعناصر الفئتين s ، p

① عدم الانتظام فى تدرج قيم الميل الإلكتروني فى الدورات والمجموعات، عكس ما هو حادث فى تدرج قيم نصف القطر وجهد التأين.

- ② أعلى قيم الطاقة المنطلقة للميل الإلكتروني تكون لعناصر مجموعة الهالوجينات (7A) ،
لأن التركيب الإلكتروني لأنيوناتها هو نفس التركيب الإلكتروني لأقرب غاز نبيل إليها.
- ③ قيم الميل الإلكتروني الموجبة لعنصرى البريليوم والمغنسيوم تدل على امتصاص طاقة عند اكتسابها للإلكترونات،
لأن الإلكترون المضاف، يحتل المستوى الفرعى (p) الأعلى فى الطاقة من المستوى الفرعى (s) الممتلئ .
- ④ الامتلاء النصفى للمستوى الفرعى (2p) فى ذرة النيتروجين يمنحها استقرارًا، وعند اكتساب إلكترون يقل هذا الاستقرار نتيجة ازدواج هذا الإلكترون مع أحد إلكترونات (2p)، ولهذا تكون قيمة الميل الإلكتروني للنيتروجين موجبة.
- ⑤ قيم الميل الإلكتروني للغازات النبيلة موجبة وذلك بسبب استقرار التركيب الإلكتروني لها.

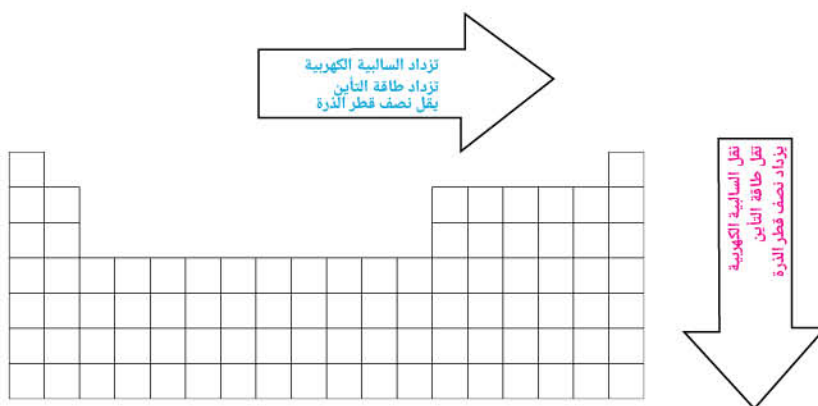
4 السالبية الكهربائية Electronegativity

تُعرف السالبية الكهربائية للذرة بأنها **(قدرة الذرة على جذب إلكترونات الرابطة الكيميائية)** ويُعبر عن السالبية الكهربائية للعناصر بقيم تدل زيادتها على زيادة قدرتها النسبية على جذب إلكترونات الرابطة ويجب ألا نخلط بين السالبية الكهربائية والميل الإلكتروني حيث أن الميل الإلكتروني طاقة تُشير إلى الذرة فى حالتها المفردة ، بينما تُشير السالبية الكهربائية إلى الذرة المرتبطة مع غيرها.

وتزداد السالبية الكهربائية فى الدورات بزيادة العدد الذرى ونقص نصف قطر الذرة ، أما فى المجموعات **فتقل** السالبية الكهربائية بزيادة العدد الذرى

ويعتبر الفلور أعلى العناصر المعروفة فى السالبية الكهربائية ، ويُلاحظ أن الفرق فى السالبية الكهربائية للعناصر له دور أساسى فى تحديد نوع الترابط بينها،
كما ستوضح فيما بعد (الباب الرابع) .

ويخلص الشكل التالى تدرج الخواص السابقة فى الجدول الدورى لـ :



5 الخاصية الفلزية واللافلزية Metallic and nonmetallic property

العالم برزيليوس هو أول من قسم العناصر إلى قسمين رئيسيين هما : الفلزات واللافلزات فى أوائل القرن التاسع عشر، وكان ذلك بالطبع قبل معرفته لأية معلومات عن بنية الذرة، ورغم قدم هذا التقسيم إلا أنه مازال يُستخدم حتى يومنا هذا بالرغم من عدم وجود حدود فاصلة بين خواص الفلزات واللافلزات، وبتطور مفهومنا للتركيب الإلكتروني للعناصر يمكننا أن نُميز بين الفلزات واللافلزات كما يلي:

الفلزات Metals :

- 1 مجموعة العناصر التى يمتلئ غلاف تكافؤها بأقل من نصف سعته بالإلكترونات غالبًا.
- 2 تفقد إلكترونات غلاف التكافؤ لتصل إلى تركيب الغاز الخامل الذى هو غاية التفاعل الكيميائى ، وتصبح أيونات موجبة لذا توصف الفلزات بأنها عناصر كهروموجبة.
- 3 يُعزى توصيلها للكهرباء إلى سهولة انتقال إلكترونات تكافؤها القليلة من مكان ما فى الفلز إلى مكان آخر.
- 4 تتميز الفلزات بكبر نصف قطرها، مما يؤدي إلى صغر جهد تأينها.

اللافلزات Nonmetals :

- 1 مجموعة العناصر التى يمتلئ غلاف تكافؤها بأكثر من نصف سعته بالإلكترونات غالبًا.
- 2 تكتسب عددًا قليلًا من الإلكترونات لتصل إلى تركيب الغاز الخامل وتصبح أيونات سالبة، لذا توصف اللافلزات بأنها عناصر كهروسالبة.
- 3 يعزى عدم توصيلها للكهرباء إلى شدة ارتباط إلكترونات تكافؤها بالنواة، لذا يصعب انتقال هذه الإلكترونات، وتكون اللافلزات عازلة للكهرباء.
- 4 يؤدي صغر أنصاف أقطار اللافلزات إلى كبر قيمة جهد تأينها.

وهناك مجموعة ثالثة من العناصر تسمى **أشباه الفلزات Metalloids** وتتميز بأن لها مظهر الفلزات ومعظم خواص اللافلزات وأن سالبيتها الكهربائية متوسطة بين الفلزات واللافلزات، وتوصيلها الكهربى أقل من الفلزات ولكنه أكبر كثيرًا من اللافلزات وتستخدم أشباه الفلزات فى صناعة أجزاء من الأجهزة الإلكترونية كالترانزستورات - بصفتها أشباه موصلات Semiconductors

1A 2A 3A 4A 5A 6A 7A 0

B لافلزات

Si Ge As Sb Te At

فلزات

أشباه فلزات

موقع أشباه الفلزات في الجدول الدوري

وبمراجعة الشكل السابق يتضح فيه أن جميع الفلزات تقع يسار أشباه الفلزات ، أما اللافلزات فتقع على يمين أشباه الفلزات. وبمراجعة جهد التأين والميل الإلكتروني لعناصر الجدول الدوري، نجد أن الخاصية الفلزية واللافلزية تتدرج كما يلي :

- في الدورات الأفقية :

كلما اتجهنا من اليسار إلى اليمين نجد أن المجموعة الأولى تحتوى على أقوى الفلزات، ثم تبدأ الخاصية الفلزية تقل بالتدرج بزيادة العدد الذرى حتى نصل إلى أشباه الفلزات، ثم تبدأ الخاصية اللافلزية تزداد إلى أن تنتهى بالمجموعة (7A) التى تحتوى على أقوى اللافلزات.

- في المجموعات الرأسية :

نجد أن الخاصية الفلزية تزداد بزيادة العدد الذرى كلما اتجهنا إلى أسفل فى المجموعات.

نستنتج من ذلك أن أقوى الفلزات تقع فى أسفل يسار الجدول الدورى ، فالسيزيوم يعتبر أقوى العناصر من ناحية الخاصية الفلزية. وتقع أقوى اللافلزات فى أعلى يمين الجدول الدورى فالفلور يعتبر أقوى العناصر من ناحية الخاصية اللافلزية.

6 الخواص الحامضية والقاعدية Acidic and basic properties

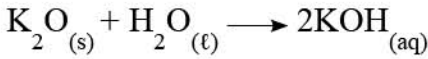
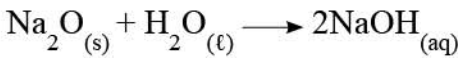
من المعروف أن أكاسيد اللافلزات عند ذوبانها في الماء تُعطي أحماضًا ، مثل :



لذا تُسمى أكاسيد اللافلزات عادةً بالأكاسيد الحامضية ، وتتفاعل هذه الأكاسيد الحامضية مع القلويات منتجة ملحًا وماء.



أما أكاسيد الفلزات فتسمى عادةً أكاسيد قاعدية ، وبعض الأكاسيد القاعدية يكون قابلاً للذوبان في الماء، والبعض الآخر لا يذوب في الماء. وتُسمى الأكاسيد القاعدية القابلة للذوبان في الماء أيضًا بالأكاسيد القلوية لأنها تكون قلويات ، مثل :

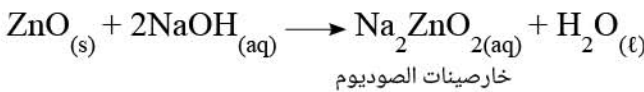
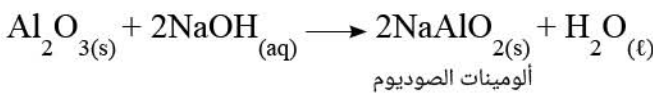


وتتفاعل الأكاسيد القاعدية مع الأحماض مُنتجة ملحًا وماء.



وهناك نوعان آخران من الأكاسيد، هما :

- **الأكاسيد المترددة Amphoteric oxides** مثل أكسيد الألومنيوم Al_2O_3 وأكسيد الخارصين ZnO ، وأكسيد الأنثيمون Sb_2O_3 (III) وأكسيد القصدير SnO ، وهذه الأكاسيد تتفاعل تارة كأكاسيد قاعدية وتارة أخرى كأكاسيد حامضية.



- **الأكاسيد المتعادلة Neutral oxides** مثل أول أكسيد الكربون CO ، وأكسيد النيتريك NO وأكسيد النيتروز N_2O وهي أكاسيد لا تتفاعل مع الأحماض أو القلويات ولا تذوب بسهولة في الماء.

الخواص الحامضية والقاعدية فى الجدول الدورى

أ فى الدورات الأفقية

كلما زاد العدد الذرى للعنصر تقل الصفة القاعدية للأكسيد، بينما تزداد الصفة الحامضية

ب فى المجموعات الرأسية

لو أخذنا عناصر المجموعة الأولى كمثال نجد أن الخاصية القاعدية تزداد رأسياً كلما زاد العدد الذرى (أى كلما اتجهنا لأسفل). وعند تتبع الخاصية الحامضية فى المركبات الهيدروجينية لعناصر المجموعة 7A نجد أنه بزيادة نصف قطر ذرة العنصر يقل جذب ذرة الهيدروجين فيسهل تأينها أى تزداد الصفة الحامضية.

7 أعداد التأكسد Oxidation Numbers

استخدم قديماً قبل التعرف على طبيعة الروابط الكيميائية مفهوم **التكافؤ** للتعبير عن قدرة الذرة على الارتباط بعدد معين من الذرات الأخرى أما الآن فيستخدم مفهوم **عدد التأكسد** كبديل أفضل للتكافؤ. يُعرف عدد التأكسد بأنه :

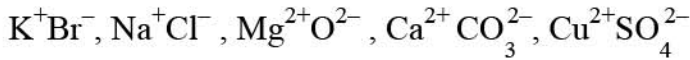
عدد التأكسد

◀ عدد يمثل الشحنة الكهربائية (الموجبة أو السالبة) التى تبدو على الأيون أو الذرة فى المركب سواء كان مركباً أيونياً أو تساهمياً.

ولمعرفة عدد التأكسد لذرة فى مركب ما ، يتبع ما يلى :

أولاً : فى المركبات الأيونية :

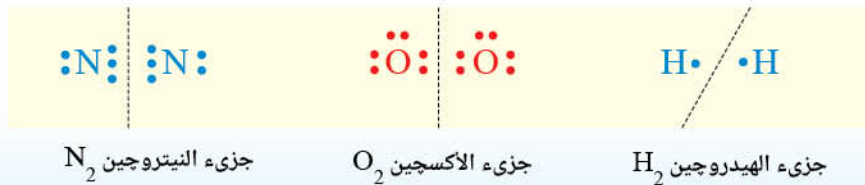
يكون عدد تأكسد الأيون أو المجموعة الذرية فى المركب الأيونى مساوياً لمقدار شحنتها وبنفس الإشارة، مثل :



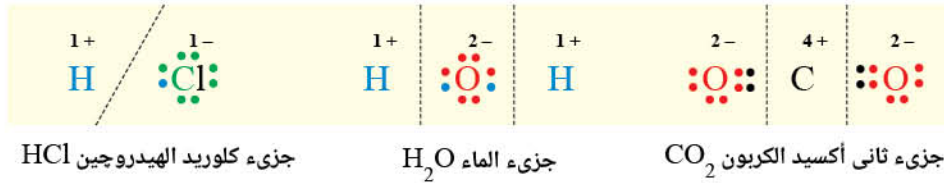
ثانياً : فى المركبات التساهمية :

رغم أن جزيء المركب التساهمى لا يتكون من أيونات موجبة وسالبة، إلا أن ذراته تحمل شحنات توضح الإزاحة الإلكترونية الحادثة فى الرابطة فالذرة الأكثر سالبية كهربية تحمل شحنة سالبة والذرة الأقل سالبية كهربية تحمل شحنة موجبة، وهناك حالتان :

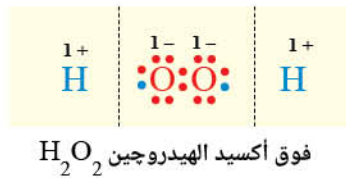
- فى الجزيئات متماثلة الذرات مثل Cl_2 ، O_3 ، P_4 ، S_8 تكون الإزاحة الإلكترونية فى الروابط بين الذرات متساوية لأن ذرات أى جزيء لعنصر واحد متساوية فى السالبية الكهربائية وبالتالي يكون عدد تأكسد أى ذرة فى هذا الجزيء يساوى (0).



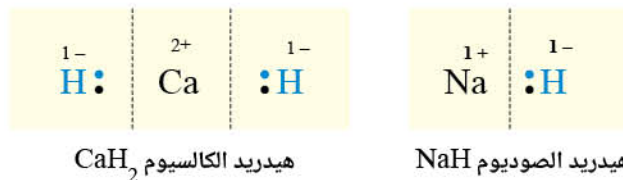
- عندما يتكون الجزيء من ذرتين مختلفتين فى السالبية الكهربية تحسب الإلكترونات المشتركة مع الذرة الأكثر سالبية كهربية مع ملاحظة أن عدد تأكسد الأكسجين فى معظم مركباته هو (-2) وعدد تأكسد الهيدروجين فى معظم مركباته (+1).



وبالرغم أن عدد تأكسد الأكسجين فى معظم مركباته (-2) إلا أنه فى مركبات فوق الأكسيد مثل فوق أكسيد الهيدروجين (ماء الأكسجين) H₂O₂ وفوق أكسيد الصوديوم Na₂O₂ يكون عدد تأكسد الأكسجين (-1) وفى سوپر أكسيد البوتاسيوم (KO₂) يكون عدد تأكسد الأكسجين (- $\frac{1}{2}$) وفى ثانى فلوريد الأكسجين (OF₂) يكون عدد تأكسد الأكسجين (+2).



كذلك يكون عدد تأكسد الهيدروجين فى معظم مركباته (+1) ، فيما عدا بعض الحالات مثل حالة هيدريدات الفلزات النشيطة مثل هيدريد الصوديوم NaH وهيدريد الكالسيوم CaH₂ وهى مركبات أيونية تحتوى على أيون الهيدروجين السالب، فإذا صهر هيدريد الصوديوم مثلاً وحلل كهربياً يتصاعد الهيدروجين عند المصعد - ويكون عدد تأكسد الهيدروجين فى الهيدريدات (-1)



ويراعى عند حساب أعداد التأكسد ما يلى :

- ① مجموع أعداد التأكسد للعناصر المختلفة فى الجزيء المتعادل zero (0).
- ② عدد التأكسد يخص ذرة واحدة أو أيوناً واحداً فقط فى الجزيء.
- ③ بعض المركبات مثل NH₄⁺NO₂⁻ يكون لذرتى النيتروجين فيها عددي تأكسد مختلفين.
- ④ عدد تأكسد عناصر المجموعة (1A) فى مركباتها دائماً (+1) وعناصر المجموعة الثانية (2A) (+2) وعناصر المجموعة الثالثة (3A) (+3) عدد تأكسد الفلور دائماً (-1) ، لذا نبدأ بكتابة أعداد تأكسدها أولاً ، ثم نكمل حساب أعداد تأكسد بقية العناصر.

المركب	أكسيد الصوديوم Na_2O	فوق أكسيد الصوديوم Na_2O_2	سوبر أكسيد البوتاسيوم KO_2	هيدريد الكالسيوم CaH_2	هيدريد الألومنيوم AlH_3
مجموع الشحنات	2+ 2-	2+ 2-	1+ 1-	2+ 2-	3+ 3-
الذرات	Na_2 O	Na_2 O_2	K O_2	Ca H_2	Al H_3
عدد التأكسد	+1 -2	+1 -1	+1 $-\frac{1}{2}$	+2 -1	+3 -1

5) أعلى حالة تأكسد لأي عنصر ممثل لا تتعدى رقم مجموعته، تبعًا للترقيم 1A ، 2A ، ،

6) عدد التأكسد للمجموعات الذرية = الشحنة التي تحملها المجموعة ، مثل :

NO_3^-	CO_3^{2-}	SO_4^{2-}	NH_4^+
مجموعة	مجموعة	مجموعة	مجموعة
نترات (-1)	كربونات (-2)	كبريتات (-2)	أمونيوم (+1)

ويستفاد من أعداد التأكسد في معرفة نوع التغير الحادث للعنصر أثناء التفاعل الكيميائي، في تفاعلات الأكسدة والاختزال.

الأكسدة

عملية فقد إلكترونات ينتج عنها زيادة في الشحنة الموجبة

الاختزال

عملية اكتساب إلكترونات ينتج عنها نقص في الشحنة الموجبة

ويوصف المتفاعل الذي يفقد الإلكترونات **بالعامل المختزل** ، والمتفاعل الذي يكتسب هذه الإلكترونات **بالعامل المؤكسد**.

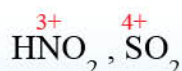
وعندما يكون عدد تأكسد الذرة المركزية في المركب أكبر ما يمكن، فإنه يقوم بدور **العامل المؤكسد** فقط.



أما عندما يكون عدد تأكسد الذرة المركزية في المركب، أقل ما يمكن فإنه يقوم بدور **العامل المختزل** فقط.



وفي الحالات التي تكون فيها حالة تأكسد الذرة المركزية في المركب متوسطة، فإنه يمكن القيام بدور **العامل المؤكسد أو العامل المختزل حسب التفاعل**



فى تفاعلات الأكسدة والاختزال يتساوى عدد الإلكترونات التى يفقدها العامل المختزل عند أكسدته مع عدد الإلكترونات التى يكتسبها العامل المؤكسد عند اختزاله ، ويمكن التحقق من عمليات الأكسدة والاختزال فى التفاعلات الكيميائية بتتبع التغير فى أعداد التأكسد الحادثة فيها.



فى تفاعل الأكسدة والاختزال : $2\text{NaI}_{(\text{aq})} + \text{Cl}_{2(\text{g})} \longrightarrow 2\text{NaCl}_{(\text{aq})} + \text{I}_{2(\text{s})}$ يكون كل من NaI ، NaCl فى صورة أيونات ، لذا يمكن كتابة المعادلة فى صورة أخرى تعرف **بالمعادلة الأيونية الكلية** ، كالتالى :



ويوصف أيون Na^+ فى هذا التفاعل **بالأيون المتفرج** لعدم اشتراكه بشكل فعلى فى التفاعل الحادث (عدم حدوث تغير لعدد تأكسده فى طرفى المعادلة) وعند حذف الأيون المتفرج من المعادلة الأيونية الكلية، تصبح لدينا **المعادلة الأيونية النهائية** وهى التى تحتوى على الذرات أو الأيونات أو الجزيئات التى حدث لها تغير فى أعداد تأكسدها .



ويلاحظ فى هذا التفاعل أن :

- أيونات اليوديد السالبة قد تحولت إلى جزيء يود متعادل ،
أى حدث زيادة فى عدد التأكسد من (-1) : (0)
- جزيئات الكلور المتعادلة قد تحولت إلى أيونات الكلوريد السالبة،
أى حدث نقص فى عدد التأكسد من (0) : (-1)
- وتمثل الزيادة فى أعداد التأكسد عملية أكسدة ، والنقص فيها عملية اختزال ويمكن فصل المعادلة الأيونية النهائية السابقة إلى معادلتين تمثل كل منهما تفاعل الأكسدة والاختزال الحادتين ، كالتالى:



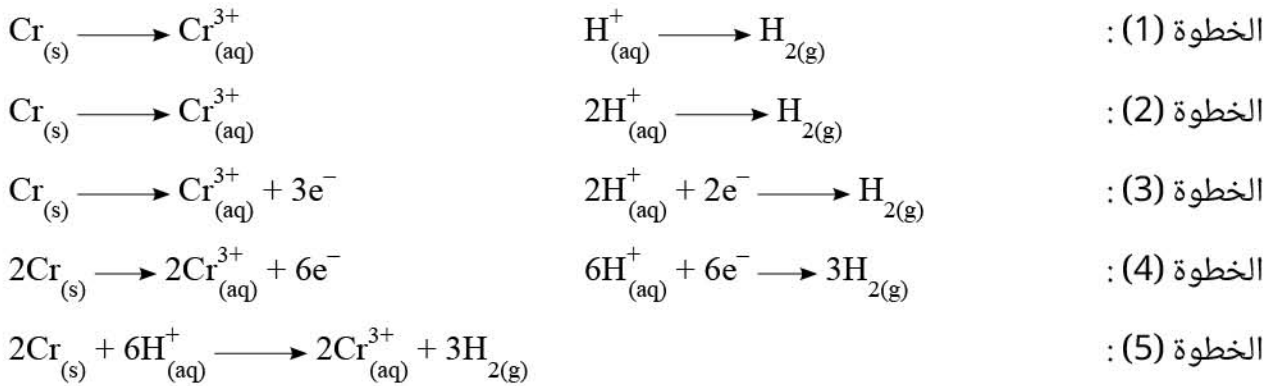
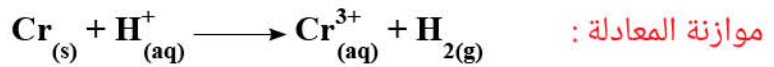
ولتحقيق قانون حفظ الشحنات ، يضاف إلى نصفى التفاعلين، الإلكترونات المفقودة والمكتسبة ، كالتالى :



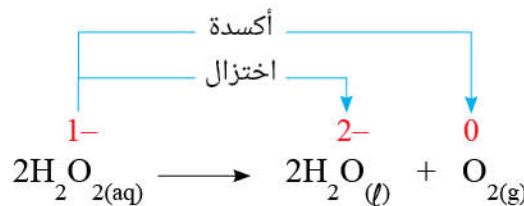
موازنة المعادلات الأيونية لتفاعلات الأكسدة والاختزال :

• تتم عملية الموازنة باتباع الخطوات التالية:

- الخطوة (1): فصل تفاعلي الأكسدة والاختزال.
- الخطوة (2): موازنة الذرات والأيونات في طرفي كل معادلة.
- الخطوة (3): تحقيق قانون حفظ الشحنة بإضافة الإلكترونات المفقودة والمكتسبة.
- الخطوة (4): مساواة أعداد الإلكترونات المفقودة والمكتسبة في معادلتى الأكسدة والاختزال.
- الخطوة (5): جمع معادلتى الأكسدة والاختزال.

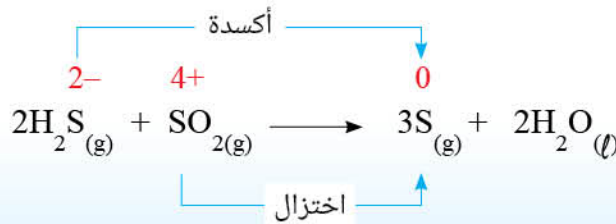


- هناك نوعًا من تفاعلات الأكسدة والاختزال ، تحدث فيه عملية أكسدة وعملية اختزال لأيون واحد في أحد المتفاعلات وتعرف مثل هذه التفاعلات **بتفاعلات عدم التناسب** . (Disproportionation Reactions)



- وهناك نوعًا آخر يعرف **بتفاعلات التناسب المشترك** . (Comproportionation Reactions)

يحدث لمركبين أو أيونين يتضمنان عنصر مشترك في حالتي تأكسد مختلفين لتكوين ناتج له حالة تأكسد وسطية.





تقويم على الباب الثالث

1 اختر الإجابة الصحيحة من بين الإجابات التالية :

- (1) ما عدد أنواع العناصر الموجودة فى الدورة السادسة من الجدول الدورى الحديث؟
 3 ا
 4 ب
 5 ج
 6 د

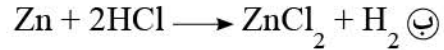
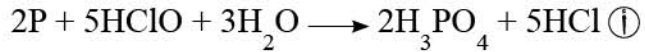
(2) تتميز اللافلزات بأن

- ا جهد تأينها كبير.
 ب عناصرها كهروموجبة.
 ج سالبيتها صغيرة .
 د نصف قطر ذراتها كبير.

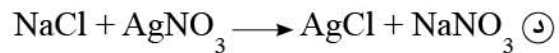
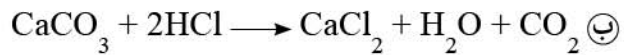
(3) تزداد السالبية الكهربية فى الدورات الأفقية

- ا بازدياد نصف قطر الذرة.
 ب بنقص العدد الذرى.
 ج بنقص نصف القطر.
 د (أ ، ب) معًا.

(4) التفاعلات الآتية تمثل تفاعلات أكسدة واختزال، عدا



(5) أى التفاعلات الآتية تمثل تفاعل أكسدة واختزال ؟



2 اختر من العمود (ب) التوزيع الإلكتروني لمستوى الطاقة الأخير للعناصر فى العمود (أ) ، ثم حدد نوع العنصر من العمود (ج) :

(ج) نوع العنصر	(ب) توزيع الإلكترونات فى مستوى الطاقة الخارجى	(أ) العنصر
I - من الأكتينيدات.	① $7s^1$	(1) رادون $^{86}_{86}\text{Rn}$
II - انتقالى من الدورة الخامسة.	② $4f^{14}, 5d^6, 6s^2$	(2) سيزيوم $^{55}_{55}\text{Cs}$
III - نبيل.	③ $6s^2, 5d^{10}, 6p^6$	(3) بروم $^{35}_{35}\text{Br}$
IV - انتقالى رئيسى من الدورة السادسة.	④ $3d^3, 4s^2$	(4) فانديوم $^{23}_{23}\text{V}$
V - من اللانثانيدات.	⑤ $4f^7, 5d^1, 6s^2$	(5) أوزميوم $^{76}_{76}\text{Os}$
VI - ممثل من الفئة (s).	⑥ $4s^2, 3d^{10}, 4p^5$	(6) جادولينيوم $^{64}_{64}\text{Gd}$
VII - انتقالى من الدورة الرابعة.	⑦ $4d^5, 5s^1$	
VIII - ممثل من الفئة (p).	⑧ $6s^1$	

3 ما المقصود بكل من :

- | | |
|-------------------------|----------------------------------|
| (1) العدد الذرى. | (2) الاختزال. |
| (3) العناصر الممثلة. | (4) العناصر النبيلة. |
| (5) العناصر الانتقالية. | (6) العناصر الانتقالية الداخلية. |
| (7) نصف قطر الذرة. | (8) جهد التأين. |
| (9) الميل الإلكتروني. | (10) السالبية الكهربائية. |
| (11) الفلزات. | (12) اللافلزات. |
| (13) أشباه الفلزات. | (14) الأكسيد الحامضى. |
| (15) الأكسيد القاعدى. | (16) الأكسيد المتردد. |
| (17) الأكسيد المتعادل. | (18) عدد التأكسد. |
| (19) الأكسدة. | (20) العامل المختزل. |

4 اكتب نبذة مختصرة عن تدرج الخواص الآتية فى الجدول الدورى :

- (1) نصف قطر الذرة.
- (2) جهد التأين.
- (3) السالبية الكهربائية.
- (4) الخاصية الفلزية واللافلزية.

5 ما الفرق بين كل من :

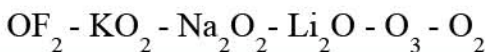
- (1) جهد التأين الأول و جهد التأين الثانى .
- (2) الميل للإلكترونى و السالبية الكهربائية.
- (3) الفلزات و اللافلزات
- (4) الأكسيد الحمضى و الأكسيد القاعدى و الأكسيد المتردد.
- (5) التأكسد و الاختزال.

6 ما المفهوم العلمى لما يأتى :

- (1) نصف المسافة بين مركزى ذرتين متماثلتين فى جزيء ثنائى الذرة.
- (2) مقدار الطاقة اللازمة لإزالة أقل الإلكترونات ارتباطاً بمول من الذرات المفردة وهى فى الحالة الغازية.
- (3) مقدار الطاقة المنطلقة أو الممتصة عندما تكتسب مول من الذرات المفردة الغازية مولاً من الإلكترونات.
- (4) قدرة الذرة على جذب إلكترونات الرابطة الكيميائية.
- (5) مجموعة العناصر التى يمتلئ غلاف تكافؤها بأقل من نصف سعة الإلكترونات غالباً.
- (6) مجموعة العناصر التى يمتلئ غلاف تكافؤها بأكثر من نصف سعة الإلكترونات غالباً.
- (7) العدد الذى يُمثل الشحنة الكهربائية التى تبدو على الذرة فى المركب.
- (8) عملية فقد إلكترونات ينتج عنها زيادة فى الشحنة الموجبة.
- (9) عملية اكتساب إلكترونات ينتج عنها نقص فى الشحنة الموجبة.

7 احسب أعداد التأكسد للعناصر الآتية :

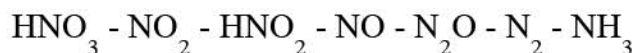
(1) الأكسجين فى :



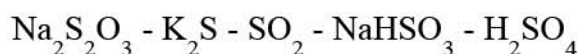
(2) الكلور فى :



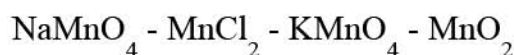
(3) النيتروچين في :



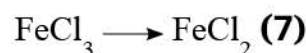
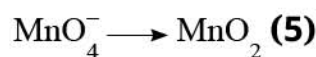
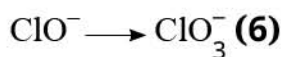
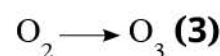
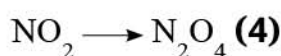
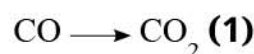
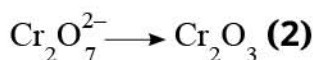
(4) الكبريت في :



(5) المنجنيز في :



8 وضح عمليات الأكسدة أو الاختزال إن وجدت في كل مما يلي :



9 يمثل الشكل التالي الدورات الأربعة الأولى من الجدول الدوري الحديث :

[illegible]

(1) رتب العناصر التالية تبعًا للنقص في نصف القطر B ، A ، G ، E

(2) رتب العناصر التالية تبعاً للزيادة في جهد التأين F, X, D

(3) ما الفئة التي ينتمى إليها كل من العناصر Y, H, G, I, X ؟

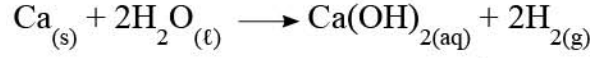
10 وضح بالمعادلات الرمزية الموزونة أن :

(1) أكسيد الصوديوم من الأكاسيد القاعدية.

(2) ثالث أكسيد الكبريت من الأكاسيد الحامضية.

(3) أكسيد الخارصين من الأكاسيد المترددة.

11 يُعبر عن تفاعل الكالسيوم مع الماء بالمعادلة الرمزية التالية :



(1) عبر عن التفاعل الحادث بمعادلة أيونية.

(2) استنتج معادلتى نصفى تفاعلى الأكسدة والاختزال الموزونتين.

12 وضح الأكسدة والاختزال والعامل المؤكسد والعامل المختزل فى التفاعلات التالية :



13 استخدم أعداد التأكسد فى موازنة المعادلات التالية :

