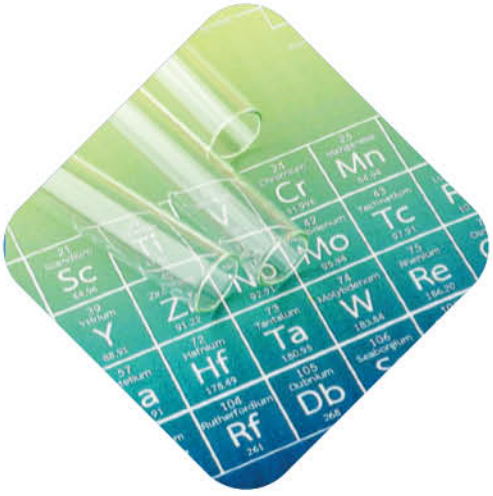
الكيمياء

للصف الثانى الثانوى - الفصل الدراسى الأول ٢٠٢٦ - ٢٠٢٧م



الكيمياء

للصف الثانى الثانوى - الفصل الدراسى الأول 2027-2026

إعداد

أ. د. محمد سمير عبد المعز
أ. د. جابر عبد الوهاب العنانى
د. أحمد فؤاد الشايب
أ. إبراهيم عليوة همام
أ. سميحة السيد على

لجنة التعديل

أ. عصام رشدى فام
أ. صلاح جندى بشته
أ. سحر على مشهور
د. سحر إبراهيم محسن
أ. عبد الله عبد الواحد
أ. سامح عبد العزيز

شارك فى التعديل والتطوير

إدارة المحتوى التعليمى بشركة GPS للطبع والنشر والتوزيع

مستشار مادة العلوم

د. عزيزة رجب خليفة

إشراف عام

د. أكرم حسن محمد

مساعد الوزير لشئون المناهج التعليمية

والمشرف على الإدارة المركزية لتطوير المناهج

غير مصرح بتداول هذا الكتاب خارج وزارة التربية والتعليم والتعليم الفنى

المقدمة

فى إطار تطوير التعليم لمواكبة المتغيرات العالمية والمحلية واستكمالًا 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 لتُعطى مؤشرًا للطالب والمعلم على مدى ما حققه.

(7) تنوع التقييم ليتضمن قياس المستويات المختلفة للتعليم.

والكتاب فى صورته الحالية يحتوى على ثلاثة أبواب تتكامل وتترابط فيما بينها وتعكس تناغمًا مع محتويات كتب الكيمياء فى المناهج العالمية وتشمل على تطبيقات صناعية وبيئية مفيدة.
وتتضمن اهتمامًا واضحًا بتنمية قدرات الفهم والتحليل والابتكار وتتمشى مع المعايير القومية التى وضعتها الوزارة لتطوير منهج الكيمياء.

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

لجنة التطوير

محتويات الكتاب

الفصل الدراسى الأول

الباب الأول

الحساب الكيميائى 6

الباب الثانى

بنية الذرة 22

الباب الثالث

الجدول الدورى وتصنيف العناصر 40

الباب الأول

الحساب الكيميائى

الأهـــداف

- 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 أڤوجادرو 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.

المـــول

يُعبر عن كمية المادة فى النظام الدولى للقياس (SI) بوحدة المول، ويحتوى المول من أى مادة على عدد ثابت من الجسيمات (جزيئات أو ذرات أو أيونات) يُعرف **بعدد أڤوجادرو** وهو يساوى 6.02×10^{23}

عدد الجسيمات = عدد مولات الجسيمات × عدد أڤوجادرو

مثـال

احسب عدد ذرات الهيدروچين فى 2 mol من الميثان CH_4

الحـل

∵ 1 mol من CH_4 تحتوى على 4 mol atom من H

∴ 2 mol من CH_4 تحتوى على 8 mol atom من H

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

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

وتُعبر **الكتلة المولية** عن الكتلة الذرية النسبية الجرامية للعناصر أو الكتلة الجزيئية الجرامية، مُقدرة بوحدة g/mol والتى تُمثل مجموع الكتل الذرية النسبية الجرامية للعناصر المكونة للجزىء.

تطبيقات

1 احسب الكتلة المولية من الماء H_2O تساوى مجموع الكتل الذرية النسبية الجرامية للعناصر المكونة لجزىء منه **[H = 1 , O = 16]**

الحـل

الكتلة المولية من $H_2O = 16 + (2 \times 1) = 18$ g/mol

2 احسب الكتلة المولية من بللورات كبريتات النحاس الزرقاء المتهدرتة $CuSO_4 \cdot 5H_2O$

[Cu = 63.5 , S = 32 , O = 16 , H = 1]

الحـل

$$\underset{\downarrow}{Cu} \quad \underset{\downarrow}{S} \quad \underset{\downarrow}{O_4} \quad \cdot \quad \underset{\swarrow \searrow}{5H_2O}$$

$$63.5 + 32 + (16 \times 4) + 5\,[(1 \times 2) + 16] = 249.5 \text{ g/mol}$$

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

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

مثال

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

احسب :

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

الحل

1. الكتلة المولية من $Na_2CO_3 = (2 \times 23) + 12 + (3 \times 16) = 106$ g/mol

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

2. $$Na_2CO_{3(s)} \xrightarrow{\text{water}} 2Na^+_{(aq)} + CO^{2-}_{3(aq)}$$
$$1 \text{ mol} \qquad 2 \text{ mol}$$

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

∴ عدد مولات أيونات Na^+ فى العينة $= 2.5 \times 2 = 5$ mol ion

3. ∵ عدد أيونات Na^+ = عدد مولات Na^+ × عدد أڤوجادرو

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

الحجم المولى للغازات

توصل العالم أڤوجادرو 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 أڤوجادرو على أن الحجوم المتساوية من الغازات المختلفة فى نفس الظروف من الضغط ودرجة الحرارة تحتوى على نفس العدد من الجزيئات.

يحتوى المول من أى غاز على عدد أڤوجادرو من الجزيئات

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

الغاز	O_2	N_2	H_2
عدد المولات	1 mol	1 mol	1 mol
الحجم (at STP)	22.4 L	22.4 L	22.4 L
الحجم (at rtp)	24 L	24 L	24 L
عدد الجزيئات	6.02×10^{23} molecule	6.02×10^{23} molecule	6.02×10^{23} molecule
الكتلة المولية	32 g/mol	28 g/mol	2 g/mol

مثـــال

احسب الحجم الذى يشغله 1.6 g من غاز الميثان CH_4 فى :

① STP ② rtp **[C = 12 , H = 1]**

الحـل

الكتلة المولية من $CH_4 = 12 + (4 \times 1) = 16$ g/mol

عدد مولات $CH_4 = \frac{1.6}{16} = 0.1$ mol

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

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

الحساب الكيميائى بدلالة المعادلة الرمزية الموزونة

يُستفاد من المعادلة الرمزية الموزونة فى 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: $2H_2O_{(\ell)} \longrightarrow 2H_{2(g)} + O_{2(g)}$

[H = 1 , O = 16]

احسب :

(1) عدد مولات الماء اللازمة لإنتاج 2.5 mol من الأكسچين.

(2) كتلة الماء اللازمة لإنتاج 2 g من الهيدروچين.

(3) عدد جزيئات الأكسچين الناتجة من انحلال 1 mol من الماء.

الحل

(1)

$$2H_2O_{(\ell)} \longrightarrow O_{2(g)}$$

2 mol 1 mol

? mol 2.5 mol

عدد مولات الماء = $2 \times 2.5 = 5$ mol

(2)

$$2H_2O_{(\ell)} \longrightarrow 2H_{2(g)}$$

$2\,(2 + 16) = 36$ g $2\,(1 \times 2) = 4$g

? g 2 g

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

(3)

$$2H_2O_{(\ell)} \longrightarrow O_{2(g)}$$

2 mol 1 mol

1 mol ? mol

عدد مولات $O_2 = \frac{1 \times 1}{2} = 0.5$ mol

عدد جزيئات $O_2 = 6.02 \times 10^{23} \times 0.5$

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

تطبيق (2)

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

$$2KNO_{3(s)} \xrightarrow{\Delta} 2KNO_{2(s)} + O_{2(g)}$$

احسب حجم غاز الأكسچين الناتج فى :

① STP

② rtp

$$2KNO_{3(s)} \longrightarrow O_{2(g)}$$

2 mol — 1 mol

5 mol — ? mol

عدد مولات O_2 الناتجة $= \frac{5}{2} = 2.5$ mol

① حجم غاز O_2 (at STP) $= 2.5 \times 22.4 = 56$ L

② حجم غاز O_2 (at rtp) $= 2.5 \times 24 = 60$ L

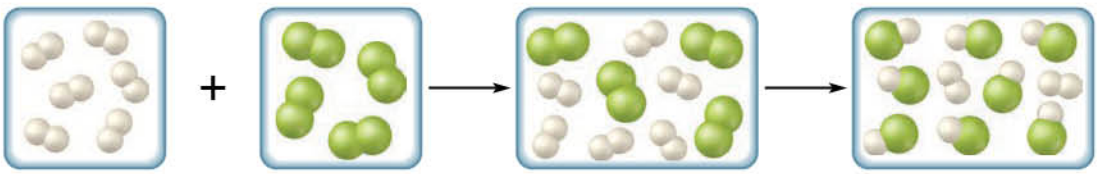
العامل المحدد للتفاعل

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

$$H_{2(g)} + F_{2(g)} \longrightarrow 2HF_{(g)}$$

1 mol 1 mol 2 mol

ماذا يحدث عند إضافة 6 mol من غاز الهيدروچين إلى 4 mol من غاز الفلور فى إناء التفاعل ، كما يتضح من الشكل التالى :



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

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

حساب العامل المحدد للتفاعل

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

مثـــال

من التفاعل : $2H_{2(g)} + O_{2(g)} \longrightarrow 2H_2O_{(\ell)}$

وضح بالحسابات الكيميائية :

(1) العامل المحدد للتفاعل عند خلط 14.4 L من غاز الأكسچين مع 24 L من غاز الهيدروچين (at rtp) فى ظروف مناسبة للتفاعل .

(2) الكتلة المتبقية من المتفاعل الآخر بدون تفاعل.

[H = 1 , O = 16]

الحـل

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

عدد مولات O_2 المعطاة = $\frac{14.4}{24}$ = 0.6 mol

عدد مولات H_2 المعطاة = $\frac{24}{24}$ = 1 mol

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

نسبة عدد مولات O_2 = $\frac{0.6}{1}$ = 0.6

نسبة عدد مولات H_2 = $\frac{1}{2}$ = 0.5

∵ نسبة عدد مولات H_2 هى الأقل.

∴ العامل المحدد للتفاعل هو الهيدروچين.

② $1\ mol\ O_2$ تتفاعل تمامًا مع $2\ mol\ H_2$ «من المعادلة الرمزية الموزونة».

$1 \times 16 \times 2 = 32\ g$ ⟵ $2 \times 1 \times 2 = 4\ g$

$?\ g$ ⟵ $1 \times 1 \times 2 = 2\ g$

كتلة O_2 المتفاعلة $= \frac{32 \times 2}{4} = 16\ g$

كتلة O_2 المعطاة $= 0.6 \times 32 = 19.2\ g$

كتلة O_2 المتبقية بدون تفاعل $= 19.2 - 16 = 3.2\ g$

حساب الصيغ الكيميائية

تُصنف الصيغ الكيميائية للمركبات حسب نوع المعلومات التى تُعطيها، **إلى ثلاثة أنواع رئيسية ، هى :**

• الصيغة الأولية. • الصيغة الجزيئية. • الصيغة البنائية.

الصيغة الأولية تُعبر عن أبسط نسبة عددية صحيحة بين ذرات أو أيونات العناصر المكونة للجزىء، بينما **الصيغة الجزيئية** تُعبر عن نوع وعدد كل من الذرات أو الأيونات التى يتكون منها الجزىء، أما **الصيغة البنائية** فتُعبر عن نوع وعدد ذرات كل عنصر فى الجزىء وطريقة ارتباط الذرات مع بعضها.

والجدول التالى يوضح الصيغة الأولية والصيغة الجزيئية لبعض المركبات :

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

وتستنبط **الصيغ الأولية** للمركبات المجهولة بمعلومية النسبة المئوية للعناصر المكونة للمركب على اعتبار أن هذه النسبة تُمثل كتل هذه العناصر الموجودة فى كل 100 g من المركب **وبالاستعانة بالنتائج التجريبية ، يتم ذلك بحساب :**

- عدد مولات ذرات كل عنصر فى المركب.
- نسبة عدد مولات ذرات كل عنصر فى جزىء المركب بالقسمة على أصغر قيمة من عدد المولات ، ومنها يتم تحديد الصيغة الأولية للمركب.

تطبيق

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

[C = 12 , H = 1]

فكرة الحل

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

∴ الصيغة الأولية للمركب (X) : CH_2

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

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

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

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

فإن : $n = \frac{28}{14} = 2$

فتكون صيغته الجزيئية : $(CH_2)_2 = C_2H_4$

مثـال (1)

مركب هيدروكربونى النسبة المئوية الكتلية للكربون فيه 83.7 %

وكتلته المولية 86 g/mol

[C = 12 , H = 1]

احسب الصيغة الجزيئية لهذا المركب

الحـل

النسبة المئوية الكتلية للهيدروجين فى المركب = 100 % – 83.7 % = 16.3%

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

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

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

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

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

الكتلة المولية من الصيغة الأولية = (3 × 12) + 7 = 43 g/mol

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

الصيغة الجزيئية للمركب : $(C_3H_7)_2 = C_6H_{14}$

مثـال (2)

هيدروكربون صيغته الجزيئية C_xH_y وكتلته المولية 58 g/mol ينتج عن احتراق 1 mol منه تمامًا فى وفرة من غاز الأكسچين ، كمية من غاز ثانى أكسيد الكربون كتلتها 88 g [CO_2 = 44 g/mol] وكمية من بخار الماء كتلتها 45 g [H_2O = 18 g/mol] احسب قيمة كل من x ، y **[C = 12 , H = 1]**

الحـل

∵ ذرات كربون المركب الهيدروكربونى تتحول إلى جزيئات من غاز ثانى أكسيد الكربون CO_2

∴ تستخدم كتلة CO_2 لحساب كتلة C فى الهيدروكربون.

كتلة الكربون فى CO_2 = كتلة CO_2 × $\frac{\text{الكتلة المولية من C}}{\text{الكتلة المولية من } CO_2}$

كتلة الكربون فى CO_2 = 88 × $\frac{12}{44}$ = 24 g

∵ ذرات هيدروچين المركب الهيدروكربونى تتحول إلى جزيئات من بخار الماء H_2O

∴ تستخدم كتلة H_2O لحساب كتلة H فى الهيدروكربون.

كتلة الهيدروچين فى H_2O = كتلة H_2O × $\frac{\text{الكتلة المولية من } H_2}{\text{الكتلة المولية من } H_2O}$

= 45 × $\frac{2}{18}$ = 5 g

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

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

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

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

أبسط نسبة عددية صحيحة لذرات C ، H فى الصيغة الأولية للهيدروكربون (بالضرب × 2) : C_2H_5

الكتلة المولية من الصيغة الأولية $C_2H_5 = (2 \times 12) + 5 = 29\ g/mol$

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

الصيغة الجزيئية للهيدروكربون : $(C_2H_5)_2 \longleftarrow C_4H_{10}$

$\therefore x = 4 ، y = 10$

تركيز المحاليل

يُعبر عن تركيز المحاليل بعدة طرق، منها التركيز المولارى **(المولارية)** والذى يوضح عدد مولات المذاب فى اللتر من المحلول .

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

وتقدر المولارية بوحدة mol/L أو M

مثـــال

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

[Na = 23 , O = 16 , H = 1]

الحـل

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

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

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

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

تخفيف المحاليل

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

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

تركيز المحلول المركز M_1 × حجمه V_1 = تركيز المحلول المخفف M_2 × حجمه V_2

«قبل التخفيف» «بعد التخفيف»

مثـــال

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 . **$[Na_2CO_3 = 106\ g/mol]$**

الحـل

∵ كل 10 mL (0.01 L) $\xleftarrow{\text{تحتوى على}}$ 0.53 g من المذاب

1000 mL (1 L) $\longleftarrow$? g من المذاب

كتلة المذاب فى لتر منه $= \dfrac{0.53 \times 1}{0.01} = 53\ g$

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

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

$$M_1 \times V_1 = M_2 \times V_2$$

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

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

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

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]**

أ الماء. ب ثانى أكسيد الكربون.

جـ الميثان. د كلوريد الهيدروچين.

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

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

أ 1.2×10^{23} ب 3.61×10^{23} جـ 1.2×10^{24} د 3.61×10^{24}

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

أ 2.4×10^{-3} g ب 4.8×10^{-3} g

جـ 0.2 g د 2.4 g

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

أ 0.5 mol atom ب 3.01×10^{23} atom

جـ 7 g د 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]

أ SrCl ب $SrCl_2$ جـ $SrCl_3$ د Sr_2Cl

(6) من التفاعل : $2NH_{3(g)} + NaClO_{(s)} \longrightarrow N_2H_{4(g)} + NaCl_{(aq)} + H_2O_{(\ell)}$

ما عدد مولات وكتلة N_2H_4 الناتج من تفاعل 34 g من NH_3 ؟ **[N = 14 , H = 1]**

أ 18 g / 1 mol ب 36 g / 2 mol

جـ 64 g / 2 mol د 32 g / 1 mol

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

ما الكتلة الذرية الجرامية للعنصر (X) ؟ **[O = 16]**

أ) 4 ب) 8 جـ) 16 د) 32

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

$$2Na_{(s)} + 2H_2O_{(\ell)} \longrightarrow 2NaOH_{(aq)} + H_{2(g)}$$

أ) 1.12 L ب) 2.24 L جـ) 4.48 L د) 11.2 L

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

أ) 2.5 mol ب) 5 mol جـ) 7 mol د) 10 mol

(10) ما تركيز محلول كربونات الصوديوم الناتج عند إضافة 240 cm^3 من الماء إلى 10 cm^3 لمحلول منه تركيزه 0.8 M ؟

أ) 0.016 M ب) 0.032 M جـ) 0.04 M د) 0.064 M

---

2 احسب كتلة كل من :

(1) 0.2 mol من الكالسيوم. **[Ca = 40]**

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

(3) 1 mol من CO_2 **[C = 12 , O = 16]**

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

---

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 الهيدروچين. **[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 P_4O_{10} التى يمكن الحصول عليها من إضافة 1.33 g من P_4 إلى 5 g من O_2 فى ظروف مناسبة للتفاعل. **[P = 31 , O = 16]**

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

---

8 **احسب كتلة** NH_4Cl اللازمة لتحضير محلول مائى حجمه 100 mL، يحتوى كل 1mL 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 الكلى لمولات الغازات الناتجة عند خلط 1 mol من C_2H_4 مع 4 mol من O_2 فى 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 يحتوى على 3 mol من أيونات الكلوريد.

---

12 عينة من مركب عضوى كتلتها 10.2 g تحتوى على كربون و هيدروچين وأكسچين تنتج عند حرقها فى وفرة من غاز الأكسچين 23.1 g من CO_2 ، 4.72 g من H_2O

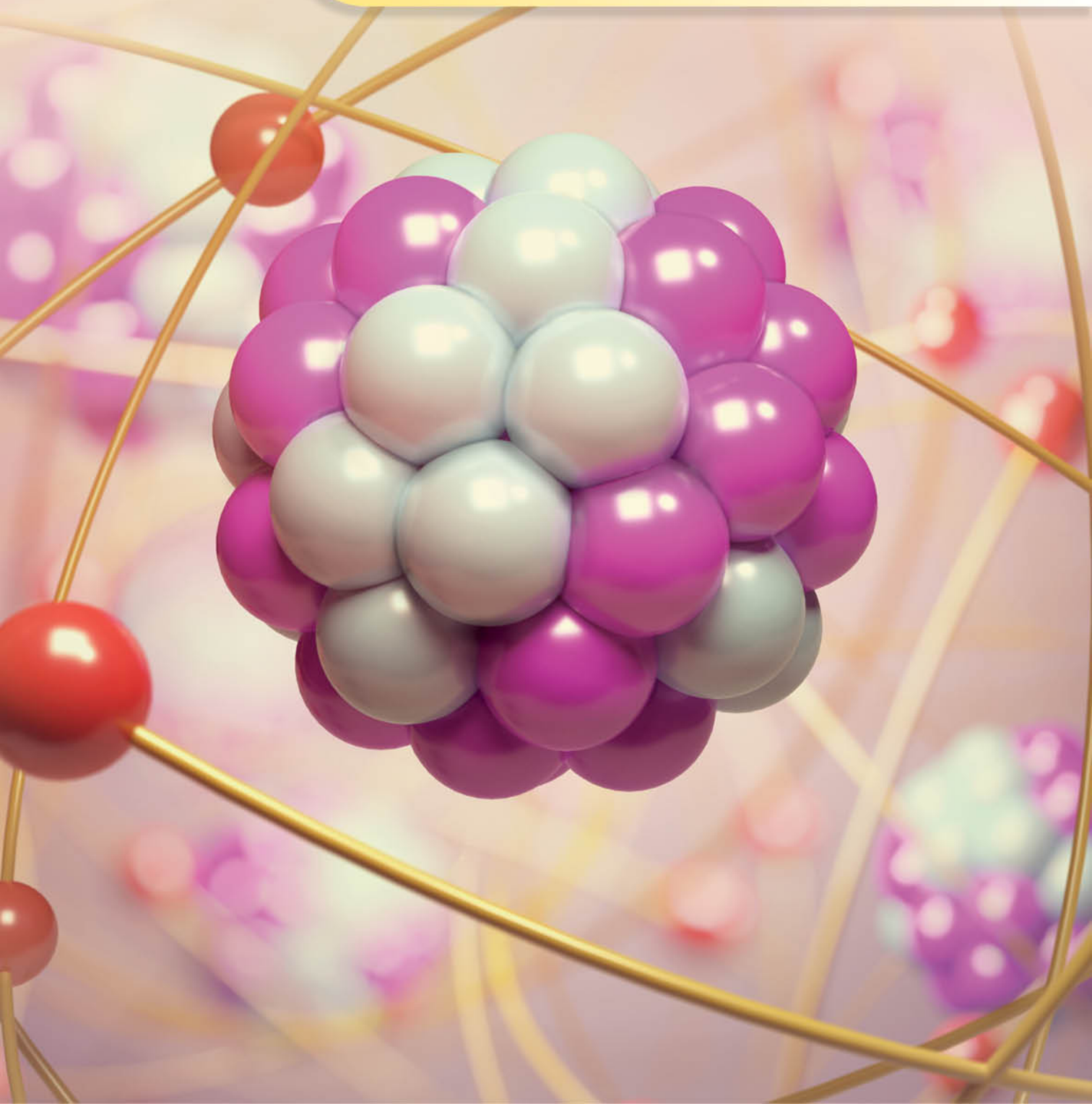
استنتج الصيغة الأولية للمركب حسابيًا. **[C = 12 , H = 1 , O = 16]**

---

13 **احسب حجم** محلول حمض الهيدروكلوريك 2 M اللازم لتحضير 250 cm^3 منه تركيزه 0.15 M

الباب الثانى

بـنـيـة الـذرة



الأهــداف

- 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 التصاعدى وقاعدة هوند ومبدأ الاستبعاد لباولى.

9- يقدر جهود العلماء فى التعرف على بنية الذرة.

تعددت محاولات العلماء للتعرف على تركيب الذرة ومن هذه المحاولات :

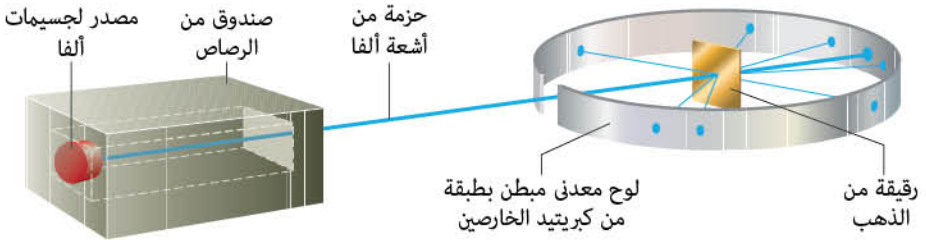
1. نموذج ذرة طومسون.
2. نموذج ذرة رذرفورد.
3. نموذج ذرة بور.
4. أسس النظرية الذرية الحديثة.

1 نموذج ذرة طومسون (Thomson)

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

2 نموذج ذرة رذرفورد (Rutherford)

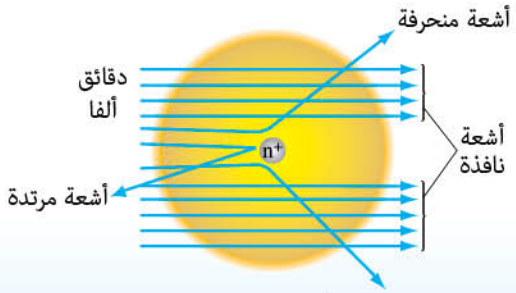
أجرى الباحثان جيجر وماريسدن بناءً على اقتراح رذرفورد (Rutherford) تجربة رذرفورد المعملية الشهيرة باستخدام الجهاز المبين بالشكل التالى :



تجربة رذرفورد

خطوات التجربة

1. سمح رذرفورد لحزمة من جسيمات ألفا موجبة الشحنة (نواة ذرة الهيليوم $_{2}^{4}He$) أن تصطدم باللوح المعدنى المبطن بطبقة من كبريتيد الخارصين (يُعطى وميضًا 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 جدًا من الذهب بحيث تعترض مسار جسيمات ألفا قبل اصطدامها باللوح وخرج رذرفورد من مشاهداته بالاستنتاجات التالية:



مسار جسيمات ألفا فى ذرة رقيقة من الذهب

المشاهدة	الاستنتاج
(1) معظم جسيمات ألفا ظهر أثرها فى نفس المكان الأول الذى ظهرت فيه قبل وضع صفيحة الذهب.	(1) معظم الذرة فراغ وليست كرة مصمتة، كما صورها طومسون.
(2) نسبة قليلة جدًا من جسيمات ألفا لم تنفذ من صفيحة الذهب وارتدت فى عكس مسارها وظهرت بعض الومضات على الجانب الآخر من اللوح.	(2) يوجد بالذرة جزء كثافته كبيرة ويشغل حيزًا صغيرًا جدًا أطلق عليه نواة الذرة.
(3) ظهرت بعض ومضات على جانبى الموضع الأول.	(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).

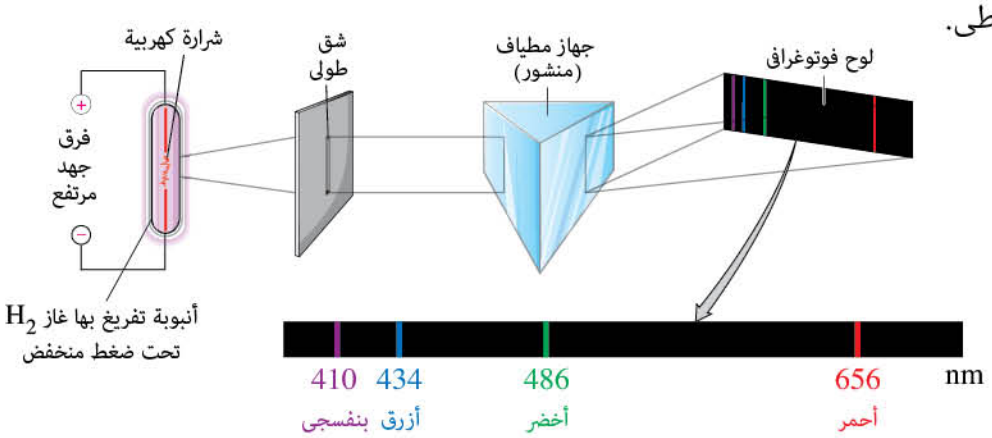
(3) تدور حول النواة بسرعة كبيرة فى مدارات خاصة رغم قوى الجذب المتبادلة بينها وبين النواة، إلا أن قوى الجذب تتعادل مع قوى أخرى مساوية لها فى المقدار ومضادة لها فى الاتجاه وهى قوى الطرد المركزى.

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

طيف الانبعاث للذرات Atomic Emission Spectra

عند تسخين ذرات عنصر نقى فى الحالة الغازية أو البخارية لدرجات حرارة مرتفعة، أو تعريضها لضغط منخفض فى 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 :

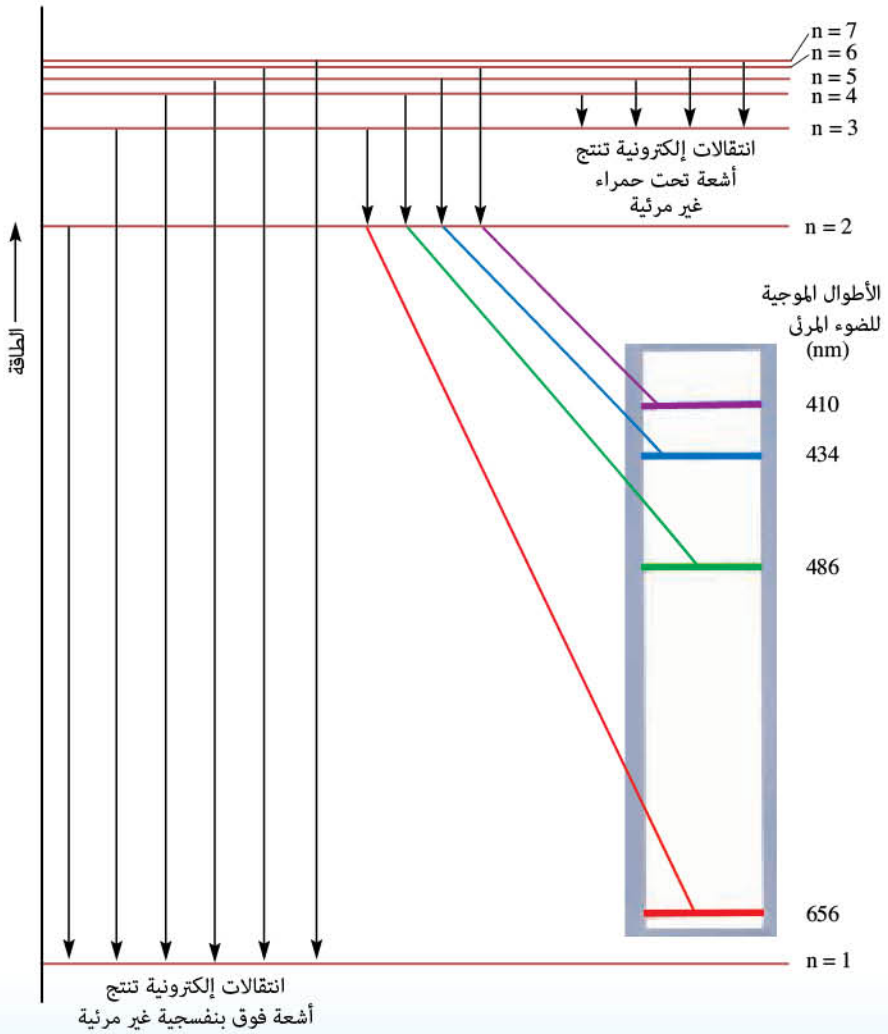
4. تتحرك الإلكترونات حركة سريعة حول النواة دون أن تفقد أو تكتسب أى قدر من الطاقة.
5. تدور الإلكترونات حول النواة فى عدد من مستويات الطاقة المحددة والثابتة وتعتبر الفراغات الموجودة بين هذه المستويات منطقة مُحرمة تمامًا لدوران الإلكترونات.
6. يكون للإلكترون أثناء حركته حول النواة طاقة معينة تتوقف على بُعد 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 فى أقل مستويات الطاقة المتاحة فى 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 فى المستوى الأعلى فى وضع غير مستقر لا يلبث أن يعود إلى مستواه الأصلى ويفقد نفس الكم من الطاقة الذى 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 فى 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 الهيدروچين.

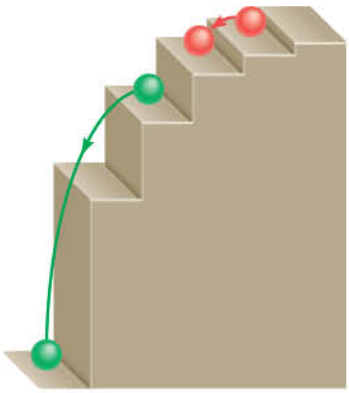
وتظهر خطوط الطيف المرئى للهيدروچين عند عودة الإلكترون المثار من مستوى طاقة أعلى (عدا السابع) إلى مستوى الطاقة الثانى، أما عند عودة الإلكترون المثار إلى مستوى الطاقة الأول فيكون الطيف فى منطقة الأشعة فوق البنفسجية، فلا يُرى بالعين المُجردة.



يتكون الطيف الخطى المرئى للهيدروچين من أربعة خطوط ملونة

ومن الملاحظات التى يجب أن تؤخذ فى 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 فى 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 فى أية مسافة بين مستويات الطاقة إنما يقفز قفزات مُحددة هى أماكن مستويات الطاقة.



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

وقد نجح النموذج الذرى الذى وضعه (بور) إلى حد بعيد فيما يلى:

(أ) تفسير الطيف الخطى لذرة الهيدروچين تفسيرًا صحيحًا.

(ب) أدخلت نظرية (بور) فكرة الكم فى تحديد طاقة الإلكترونات فى مستويات الطاقة المختلفة لأول مرة.

قصور النموذج الذرى لـ (بور)

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

ومن أهم عيوب نظرية (بور) ما يلى:

1. النموذج الذى وضعه (بور) كان ينصب أساسًا على ذرة الهيدروچين وهى أبسط نظام إلكترونى، فقد فسر بنجاح خطوط طيف الهيدروچين فقط، ولكنه فشل فى تفسير طيف أى عنصر آخر حتى ذرة الهيليوم التى تحتوى على إلكترونين فقط.
2. اعتبر أن الإلكترون مجرد جسيم مادى سالب ولم يأخذ فى الاعتبار أن له أيضًا خواص موجية.
3. افترض أنه يمكن تعيين كل من مكان وسرعة الإلكترون بكل دقة فى نفس الوقت. والواقع أن هذا يستحيل عمليًا .
4. بينت معادلات نظرية (بور) أن الإلكترون عبارة عن جسيم يتحرك فى نظام دائرى مستوى. وهذا يعنى أن ذرة الهيدروچين 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 بغرض التوصل إلى معرفة التركيب الذرى كما هو فى 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)

(جـ) 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 مادى له خواص موجية.

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

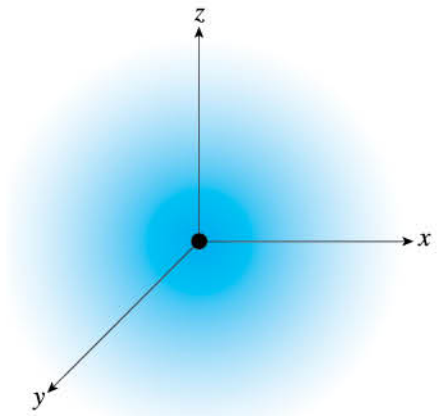
افترضت نظرية (بور) أنه يمكن تحديد مكان الإلكترون وسرعته معًا بكل دقة فى نفس الوقت. وقد توصل (هايزنبرج) باستخدام ميكانيكا الكم إلى مبدأ مهم وهو أن تحديد مكان وسرعة الإلكترون معًا فى وقت واحد يستحيل عمليًا، وإنما يمكننا أن نقول من المحتمل بقدر كبير أو صغير وجود الإلكترون فى هذا المكان أو ذاك. أى أن التحدث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

جـ 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 مُحرمة على الإلكترونات.

وقد استخدم مفهوم السحابة الإلكترونية Electron cloud للتعبير عن المنطقة من الفراغ المحيطة بالنواة، والتى 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



السحابة الإلكترونية

وقد أعطى الحل الرياضى للمعادلة الموجية لشرودنجر 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** :

أولًا **عدد الكم الرئيسى (n)** : الذى يصف بُعد الإلكترون عن النواة.

ثانيًا **عدد الكم الثانوى (ℓ)** : الذى يصف أشكال السحابة الإلكترونية للمستويات الفرعية.

ثالثًا **عدد الكم المغناطيسى (m_ℓ)** : الذى يصف أشكال الأوربيتالات واتجاهاتها الفراغية.

رابعًا **عدد الكم المغزلى (m_s)** : الذى يصف الحركة المغزلية للإلكترون حول محوره.

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

عدد الكم الرئيسى سبق أن استخدمه (بور) فى تفسير طيف ذرة الهيدروچين 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 :

فالغلاف الأول (K) يتشبع بعدد $2e^- = 2\,(1)^2$

والغلاف الثانى (L) يتشبع بعدد $8e^- = 2\,(2)^2$

والغلاف الثالث (M) يتشبع بعدد $18e^- = 2\,(3)^2$

والغلاف الرابع (N) يتشبع بعدد $32e^- = 2\,(4)^2$

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 دائمًا 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:

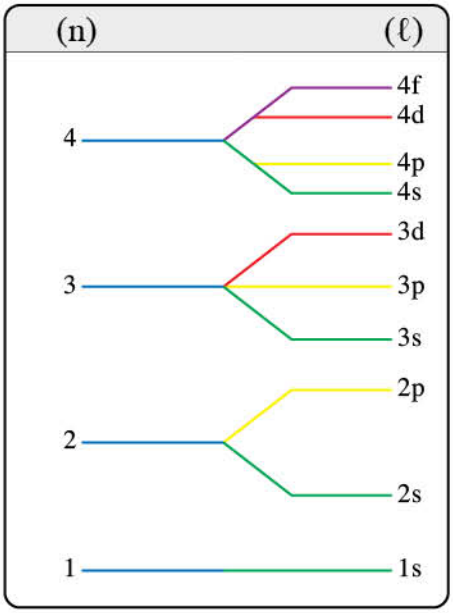
أ يُحدد مستويات الطاقة الفرعية فى كل مستوى طاقة رئيسى.

ب المستوى الرئيسى يحتوى على عدد من مستويات الطاقة الفرعية يساوى رقمه.

جـ تأخذ المستويات الفرعية الرموز والقيم الموضحة بالجدول التالى:

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

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



ثالث عدد الكم المغناطيسى (m_ℓ) (Magnetic Quantum Number)

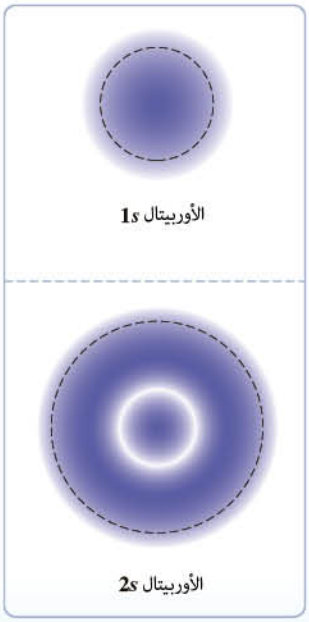
ويتميز بالآتِى :

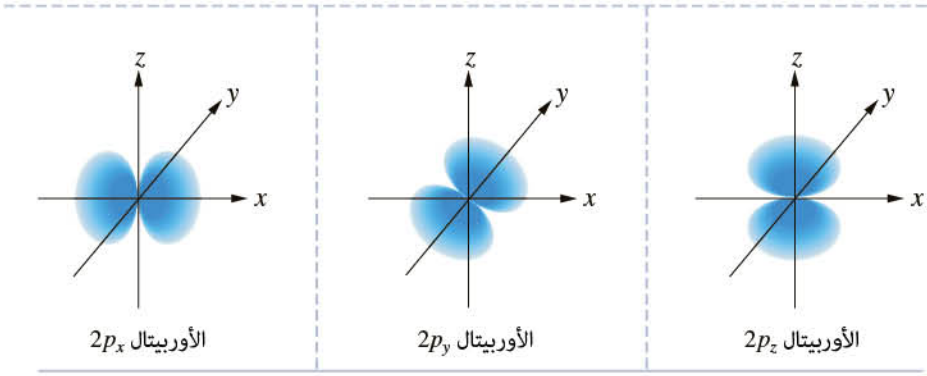
أ يُمثل عدد الكم المغناطيسى عدد الأوربيتالات التى يحتوى عليها مستوى فرعى معين واتجاهاتها الفراغية.

ب يمثل بقيم عددية صحيحة فردية تتراوح ما بين ($+\ell$,...,0,.....,$-\ell$)

ويوضح الجدول المقابل قيم عدد الكم المغناطيسى المحتملة لذرة (n=4)، فالمستوى الفرعى (s) له أوربيتال واحد وشكله كروى متماثل 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 وهى متعامدة. وتأخذ الكثافة الإلكترونية لكل أوربيتال منها شكل كمثرتين متقابلتين عند الرأس dumb-bells فى نقطة تنعدم عندها الكثافة الإلكترونية.

(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





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

رابعًا عدد الكم المغزلى (m_s) (Spin Quantum Number)

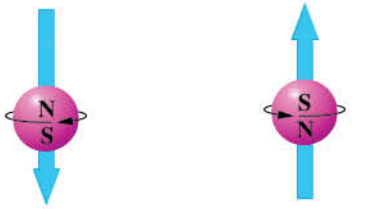
لا يتسع أى أوربيتال لأكثر من إلكترونين يدور كل منهما حول محوره، وذلك أثناء دورانه حول النواة (ويمكن تخيل ذلك لو تصورنا دوران الأرض حول نفسها أثناء دورانها حول الشمس).

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 (↑↓) .

ويُلاحظ الآتى على عدد الكم المغزلى :

يحدد عدد الكم المغزلى (m_s) نوعية حركة الإلكترون المغزلية.

فقد تتخذ الحركة اتجاه عقارب الساعة (↑) وتكون قيمة (m_s) له ($+\frac{1}{2}$) أو عكس عقارب الساعة (↓) وتكون قيمة (m_s) له ($-\frac{1}{2}$)



الحركة المغزلية لإلكترونى الأوربيتال الواحد

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^2 ، فالمستوى الثانى له أربعة أوربيتالات هى: $2s$, $2p_x$, $2p_y$, $2p_z$ 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 $(2 \times 1) + 1 = 3$ أوربيتال.

4. عدد الإلكترونات التى يمكن أن يتسع لها المستوى الرئيسى تساوى ضعف مربع رقم المستوى $2n^2$ ، فالمستوى الثانى يتسع لثمانية إلكترونات تتوزع كالآتى :

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

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

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

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) :

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

2 مبدأ البناء التصاعدى (Aufbau Principle)

رأينا أن كل مستوى طاقة يمكن أن يحتوى على عدد من مستويات الطاقة الفرعية التى تختلف عن بعضها اختلافًا طفيفًا فى الطاقة، لذا يكون الترتيب الحقيقى للطاقة فى الذرة هو حسب ترتيب مستويات الطاقة الفرعية.

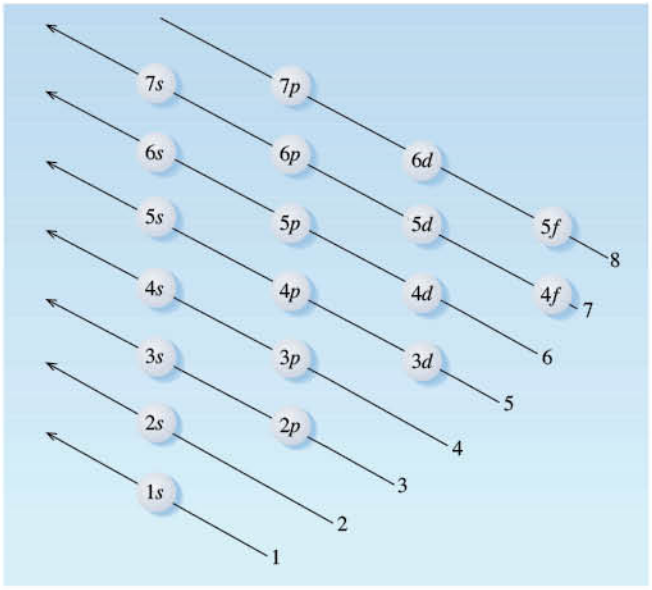
وينص مبدأ البناء التصاعدى على أنه :

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

تترتب المستويات الفرعية تصاعديًا كما يلى :

$1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s < 3d < 4p < 5s < 4d < .....$

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



تمثل الأرقام من 1 : 8 مجموع $(n + \ell)$ لكل مستوى طاقة فرعى

طاقة 4s

$(n + \ell) = 4s$

$(n + \ell) = 4 + 0 = 4$

طاقة 3d

$(n + \ell) = 3 + 2 = 5$

طاقة 3d > طاقة 4s

عند تساوى قيمة $(n + \ell)$ لمستويين فرعيين يكون المستوى الأقل فى قيمة n له طاقة أقل

طاقة 3p > طاقة 4s

تطبيق

بيِّن التوزيع الإلكترونى للذرات الآتية حسب مبدأ البناء التصاعدى : $_{30}Zn$ ، $_{20}Ca$ ، $_{11}Na$

الحل

$_{11}Na: 1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^1$

$_{20}Ca: 1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^2$

$_{30}Zn: 1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^2, 3d^{10}$

3 قاعدة هوند (Hund's Rule)

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

فعند كتابة التوزيع الإلكترونى لذرة النيتروچين وعددها الذرى (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 تبعًا لقاعدة هوند.

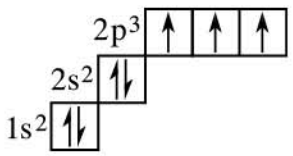
نجد أن كل إلكترون يشغل أوربيتالاً مستقلاً، لأن ذلك أفضل له من جهة الطاقة . لأنه عند ازدواج إلكترونين فى أوربيتال واحد، وبالرغم من أن غزلهما معاكس إلا أن هناك قوى تنافر بينهما تعمل على تقليل استقرار الذرة (زيادة طاقتها). ويُلاحظ أن الحركة المغزلية المفردة تكون فى اتجاه واحد وهذا الوضع يعطى الذرة أكبر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

أما فى ذرة الأكسچين: 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 الإلكترونى لذرة النيتروچين $_7N$ حسب قاعدة هوند :



$$_7N : 1s^2 , 2s^2, 2p^1_x , 2p^1_y , 2p^1_z$$

تقويم على الباب الثانى

1 اختر الإجابة الصحيحة من بين الإجابات التالية :

(1) مبدأ عدم التأكد توصل إليه .....

(أ) شرودنجر. (ب) رذرفورد. (جـ) هايزنبرج. (د) بور.

(2) الأحرف s.p.d.f ترمز إلى .....

(أ) مستويات الطاقة الأساسية. (ب) مستويات الطاقة الفرعية.

(جـ) 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.

(جـ) عدد الكم المغناطيسى. (د) عدد الكم المغزلى.

(4) أى مما يلى يُمثل التركيب الإلكترونى للنيتروچين، طبقًا لقاعدة هوند ؟

(أ) $2 , 5$ (ب) $1s^2 , 2s^2 , 2p^3$

(جـ) $1s^2 , 2s^2 , 2p_x^1 , 2p_y^1 , 2p_z^1$ (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 .

(جـ) 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.

(جـ) شكل الأوربيتالات واتجاهاتها الفرعية.

(د) عدد الإلكترونات فى الأوربيتالات.

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

(أ) 5 (ب) 4 (جـ) 6 (د) 7

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

أ $2n^2$ ب $3n^2$ ج n^2 د $(n-1)$

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

أ $2n$ ب n^2 ج $2n^2$ د $(2n)^2$

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

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

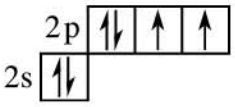
ج $3s < 3p < 3d < 4s$ د $3s < 3p < 4s < 3d$

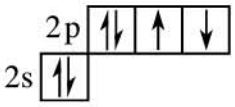
(11) أوربيتالات مستوى الطاقة الفرعى الواحد تكون .....

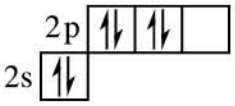
أ مختلفة فى الطاقة. ب متساوية فى الطاقة.

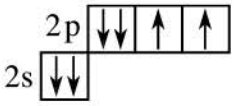
ج مختلفة فى الشكل. د أ ، ج معًا.

(12) أى هذه المخططات تبين التوزيع الإلكترونى الصحيح فى المستوى الأخير لذرة الأكسچين .....

أ


ب


ج


د


---

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 التصاعدى. **(4)** قاعدة هوند.

(5) مبدأ عد م التأكد لهايزنبرج. **(6)** قاعدة باولى للاستبعاد.

---

7 **اكتب التوزيع الإلكترونى للذرات الآتية تبعًا لمبدأ البناء التصاعدى:**

(1) $_{35}Br$ **(2)** $_{30}Zn$ **(3)** $_{26}Fe$

(4) $_{10}Ne$ **(5)** $_{20}Ca$ **(6)** $_{11}Na$

---

8 **علل لما يأتى :**

(1) الطيف الخطى لأى عنصر هو خاصية أساسية ومميزة له.

(2) الذرة متعادلة كهربيًا.

(3) تفضل الإلكترونات أن تشغل الأوربيتالات مستقلة قبل أن تزدوج فى المستوى الفرعى الواحد.

(4) يتشبع مستوى الطاقة الفرعى (p) بستة إلكترونات، بينما يتشبع مستوى الطاقة الفرعى (d) بعشرة إلكترونات.

---

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

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

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

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

---

10 **اكتب قيم (ℓ) ، (m_{ℓ}) المحتملة** لإلكترون عدد كمه الرئيسى $(n = 2)$.

الباب الثالث

الجـدول الـدورى وتصنيـف العناصـر

الأهـــداف

- فى نهاية دراسة الطالب لباب الجدول الدورى وتصنيف العناصر ينبغى أن يكون قادرًا 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 الإلكترونى فى المجموعة ورقم المجموعة.

6- يعرف نصف قطر الذرة - طاقة التأين - الميل الإلكترونى والسالبية الكهربية.

7- يقارن بين الميل الإلكترونى والسالبية الكهربية.

8- يحدد موقع كل من الفلزات واللافلزات فى الجدول الدورى.

9- يستنتج العلاقة بين نصف القطر وكل من جهد التأين والميل الإلكترونى 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 الدورى الحديث

مع تطور التقدم المعرفى لبنية الذرة تم اكتشاف المستويات الحقيقية للطاقة فى الذرة وتُسمى المستويات الفرعية (تحت مستويات الطاقة) وبالتوصل إلى مبدأ البناء التصاعدى رتبت العناصر بحيث يُزيد كل عنصر عن العنصر الذى يسبقه بإلكترون واحد.

المبدأ الأساسى الذى رتبت عليه العناصر فى الجدول الدورى الحديث هو :

(1) ترتيب العناصر ترتيبًا تصاعديًا حسب أعدادها الذرية.

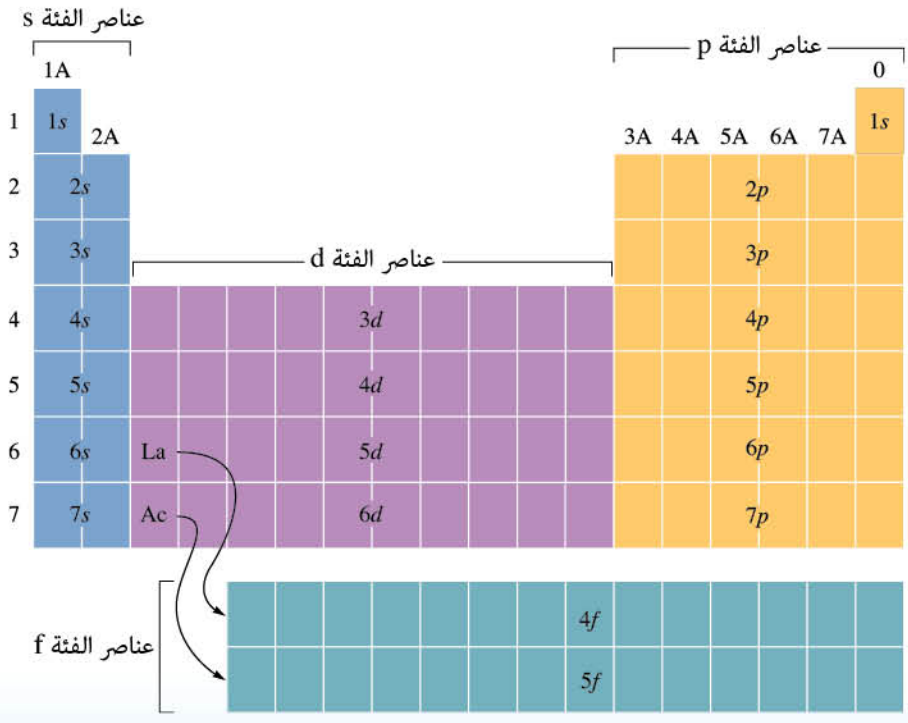
(2) ترتيب العناصر تبعًا لمبدأ البناء التصاعدى.

وباسترجاع ترتيب المستويات الفرعية تبعًا للزيادة فى الطاقة نجدها تتفق مع ترتيب العناصر فى الجدول الدورى الحديث كما يلى:

ترتيب المستويات الفرعية

1s	2s < 2p	3s < 3p	4s < 3d < 4p
5s < 4d < 5p	6s < 4f < 5d < 6p	7s < 5f < 6d < 7p	

فئات العناصر فى الجدول الدورى الحديث



فئات الجدول الدورى الحديث

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 الإلكترونى (ns^1) والمجموعة (2A) وتركيبها الإلكترونى (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 الصفرية (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 الصفرية 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 جدًا، 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 الدورى الحديث إلى أربعة أنواع، هى:

1 العناصر النبيلة Nobel elements

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

2 العناصر الممثلة The representative elements

هى 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.

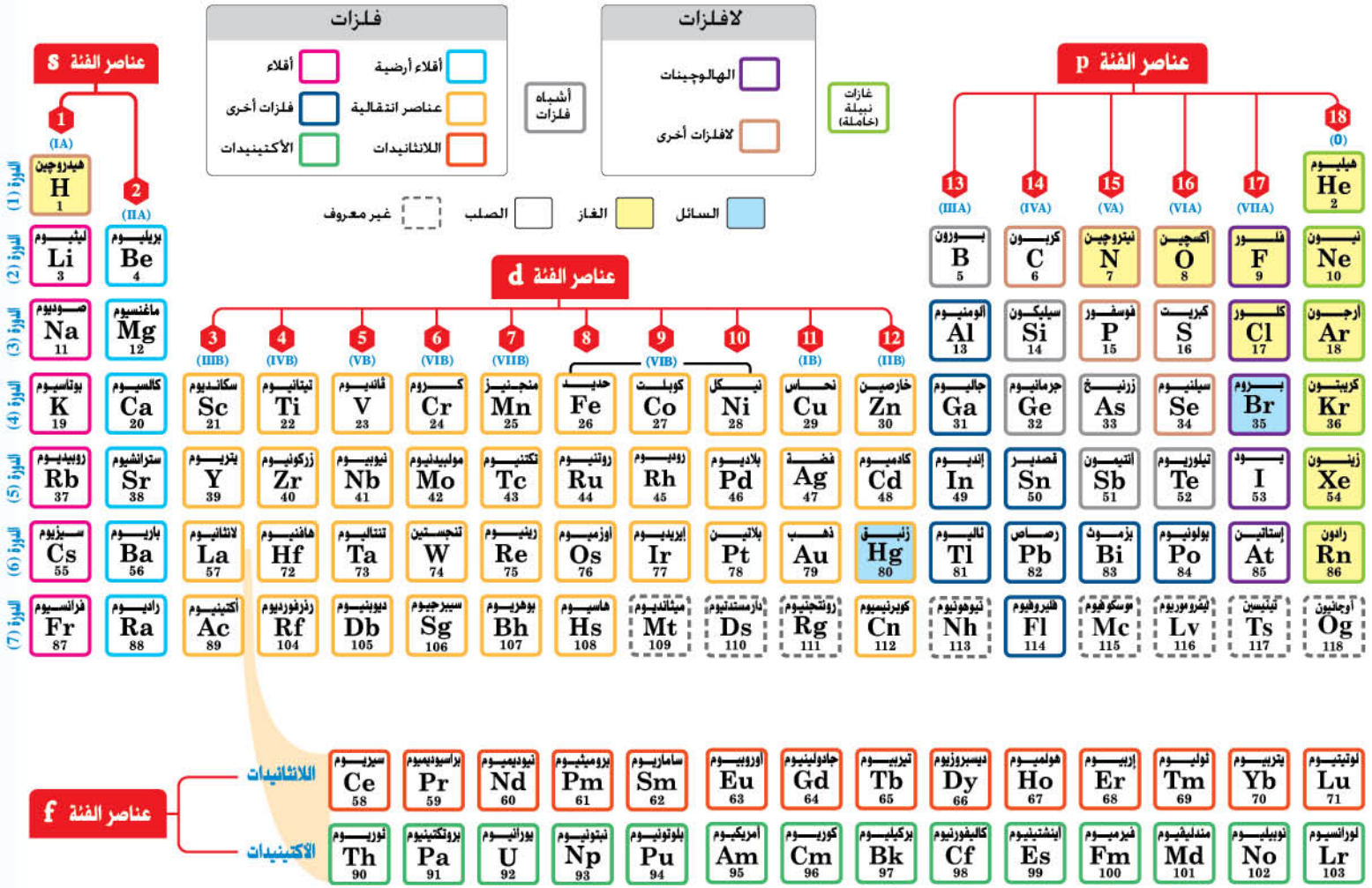
3 العناصر الانتقالية الرئيسية The main transition elements

هى عناصر الفئة (d) ، التى يتتابع فيها امتلاء المستوى الفرعى (d).

4 العناصر الانتقالية الداخلية The inner transition elements

هى عناصر الفئة (f) التى يتتابع فيها امتلاء المستوى الفرعى (f).

عناصر الجدول الدورى الحديث



وصف الجدول الدورى

- يتكون الجدول الدورى من 18 مجموعة رأسية وسبع دورات أفقية.
- رتبت فيه العناصر ترتيبًا تصاعديًا 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 الإلكترونى لمستوى الطاقة الأخير ، فيما عدا عدد الكم الرئيسى (n).

ويوضح الجدول التالى التوزيع الإلكترونى لبعض العناصر مرتبة طبقًا للأعداد الذرية حتى عنصر الخارصين $_{30}Zn$:

التوزيع الإلكترونى 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 الإلكترونى للعنصر فى الجدول الحديث ومعرفة العلاقة بين التركيب الإلكترونى للعنصر وموضعه فى الجدول، سنستعرض فيما يلى تدرج الخواص الفيزيائية والكيميائية فى الدورات الأفقية وفى المجموعات الرأسية وعلاقة هذه الخواص بالتركيب الإلكترونى 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 نُعرف نصف قطر الذرة بأنه المسافة من النواة إلى أبعد إلكترون، وبدلاً من ذلك **يُعرف نصف قطر الذرة بأنه :**

نصف قطر الذرة

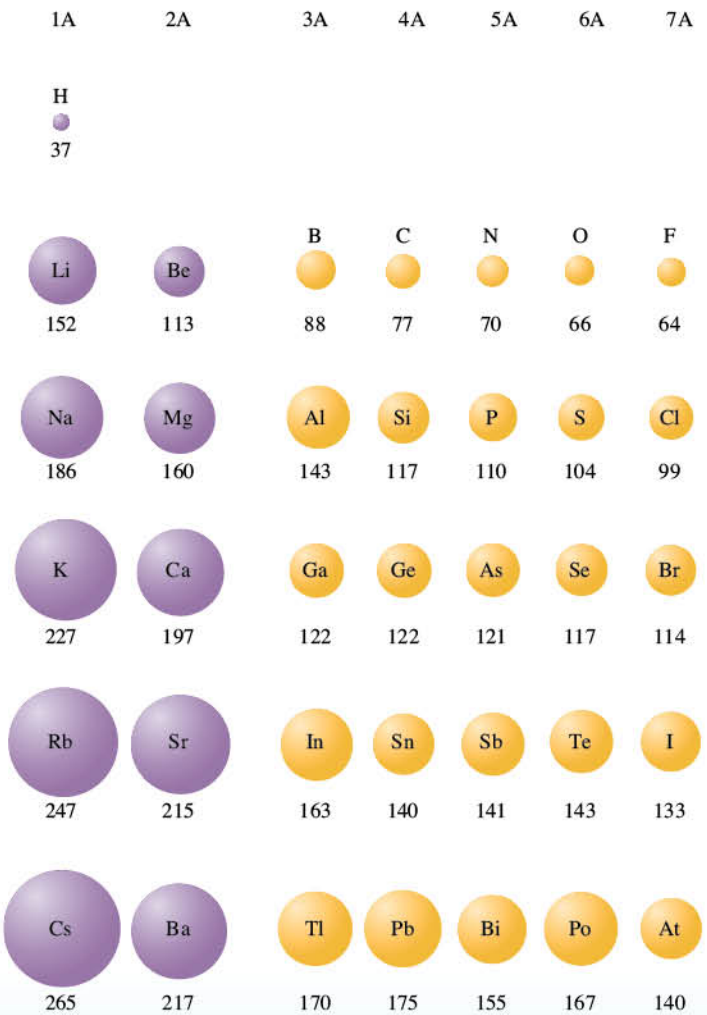
نصف المسافة بين مركزى ذرتين متماثلتين فى جزىء ثنائى الذرة (نصف القطر التساهمى).

ويُقدر بوحدة البيكومتر (pm)

وهو يُعادل 10^{-12} m

أما فى البللورات الأيونية التى تتكون من أيونات موجبة (كاتيونات) وأيونات سالبة (أنيونات) مثل بللورة 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، والتى 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 يؤدى 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 (الهالوچينات).

• فى المجموعات (الرأسية) :

يزداد نصف القطر الذرى بزيادة العدد الذرى كلما اتجهنا رأسيًا 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 في 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 يلى :**

جهد التأين

- مقدار الطاقة اللازمة لإزالة أو فصل مول إلكترون من مول من الذرات المفردة وهى فى الحالة الغازية.

وحيث أنه من الممكن إزالة إلكترون أو اثنين أو ثلاثة من الذرة فهناك جهد التأين الأول والثانى والثالث ... إلخ .

جهد التأين الأول : تكون نتيجته تكوين أيون يحمل شحنة موجبة واحدة.

$$M_{(g)} \longrightarrow M^{+}_{(g)} + e^{-}$$

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

$$M^{+}_{(g)} \longrightarrow M^{2+}_{(g)} + e^{-}$$

ويتدرج جهد التأين الأول فى الجدول الدورى على النحو الآتى :

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

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

- فى المجموعات : يقل جهد التأين رأسيًا فى المجموعة الواحدة بزيادة العدد الذرى وذلك لأنه بزيادة عدد الأغلفة الإلكترونية يزداد نصف قطر الذرة، وبالتالى تقل قوة جذب النواة لإلكترونات التكافؤ فتقل الطاقة اللازمة لإزالتها.

- يُلاحظ أن :

• جهد التأين الأول للغازات النبيلة فى المجموعة الصفرية مرتفع جدًا وذلك لاستقرار نظامها الإلكترونى ، 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 $_{12}Mg$:

$$Mg_{(g)} \longrightarrow Mg^{+}_{(g)} + e^{-}, \quad \Delta H = +737 \quad kJ/mol$$

$$Mg^{+}_{(g)} \longrightarrow Mg^{2+}_{(g)} + e^{-}, \quad \Delta H = +1450 \quad kJ/mol$$

$$Mg^{2+}_{(g)} \longrightarrow Mg^{3+}_{(g)} + e^{-}, \quad \Delta H = +7730 \quad kJ/mol$$

3 الميل الإلكترونى 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 الإلكترونى.

الميل الإلكترونى

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

$$Br_{(g)} + e^{-} \longrightarrow Br^{-}_{(g)} \quad \Delta H = -325 \text{ kJ/mol}$$

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

1A							0
H −72.6	2A	3A	4A	5A	6A	7A	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 الإلكترونى لعناصر الفئتين s ، p

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

(2) أعلى قيم الطاقة المنطلقة للميل الإلكترونى تكون لعناصر مجموعة الهالوچينات (7A) ،
لأن التركيب الإلكترونى لأنيوناتها هو نفس التركيب الإلكترونى لأقرب غاز نبيل إليها.

(3) قيم الميل الإلكترونى الموجبة لعنصرى البريليوم والماغنسيوم تدل على امتصاص طاقة عند اكتسابها للإلكترونات، لأن الإلكترون المضاف، يحتل المستوى الفرعى (p) الأعلى فى الطاقة من المستوى الفرعى (s) المكتمل .

(4) الامتلاء النصفى للمستوى الفرعى (2p) فى ذرة النيتروچين يمنحها استقرارًا، وعند اكتساب إلكترون يقل هذا الاستقرار نتيجة ازدواج هذا الإلكترون مع أحد إلكترونات (2p)، ولهذا تكون قيمة الميل الإلكترونى للنيتروچين موجبة.

(5) قيم الميل الإلكترونى للغازات النبيلة موجبة وذلك بسبب استقرار التركيب الإلكترونى لها.

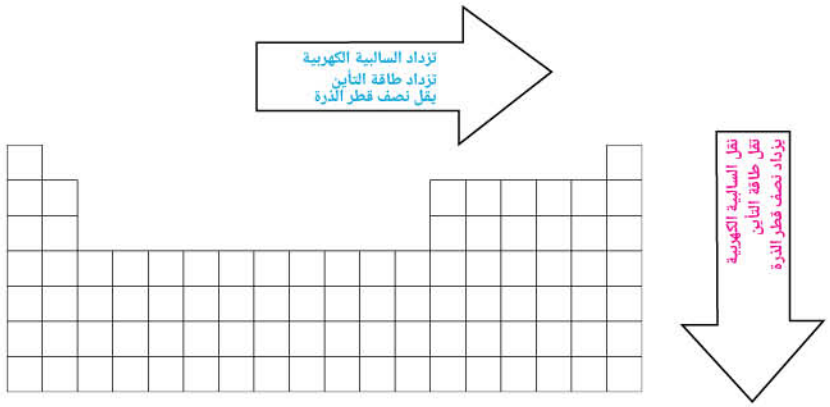
4 السالبية الكهربية Electronegativity

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

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

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

ويلخص 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 الإلكترونى للعناصر **يمكننا أن نُميز بين الفلزات واللافلزات كما يلى:**

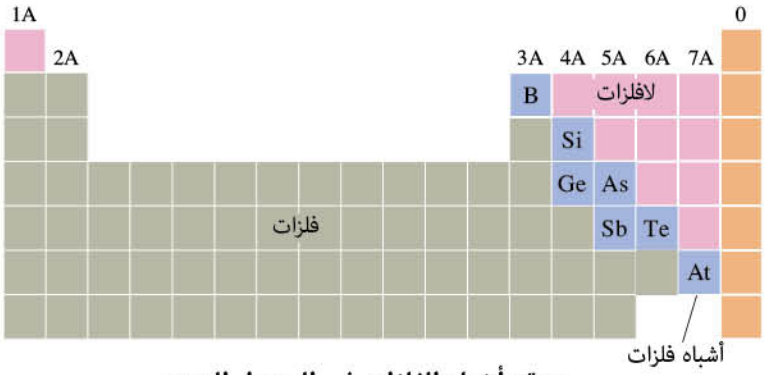
الفلزات Metals :

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 قطر ذراتها، مما يؤدى إلى صغر جهد تأينها.

اللافلزات Nonmetals :

1. مجموعة العناصر التى يمتلئ غلاف تكافؤها بأكثر من نصف سعته بالإلكترونات غالبًا.
2. تكتسب عددًا قليلاً 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. يؤدى 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 الكهربية 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



موقع أشباه الفلزات فى الجدول الدورى

وبمراجعة الشكل السابق يتضح فيه أن جميع الفلزات تقع يسار أشباه الفلزات ، أما اللا فلزات فتقع على يمين أشباه الفلزات. وبمراجعة جهد التأين والميل الإلكترونى لعناصر الجدول الدورى، نجد أن الخاصية الفلزية واللافلزية تتدرج كما يلى :

- فى الدورات الأفقية :

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

- فى 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 فى الماء تُعطى أحماضًا ، مثل :

$$CO_{2(g)} + H_2O_{(\ell)} \longrightarrow H_2CO_{3(aq)}$$ (حمض الكربونيك)

$$SO_{3(g)} + H_2O_{(\ell)} \longrightarrow H_2SO_{4(aq)}$$ (حمض الكبريتيك)

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

$$CO_{2(g)} + 2NaOH_{(aq)} \longrightarrow Na_2CO_{3(aq)} + H_2O_{(\ell)}$$

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

$$Na_2O_{(s)} + H_2O_{(\ell)} \longrightarrow 2NaOH_{(aq)}$$

$$K_2O_{(s)} + H_2O_{(\ell)} \longrightarrow 2KOH_{(aq)}$$

وتتفاعل الأكاسيد القاعدية مع الأحماض مُنتجة ملحًا وماء.

$$Na_2O_{(s)} + 2HCl_{(aq)} \longrightarrow 2NaCl_{(aq)} + H_2O_{(\ell)}$$

$$MgO_{(s)} + H_2SO_{4(aq)} \longrightarrow MgSO_{4(aq)} + H_2O_{(\ell)}$$

وهناك نوعان آخران من الأكاسيد، هما :

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

$$Al_2O_{3(s)} + 6HCl_{(aq)} \longrightarrow 2AlCl_{3(aq)} + 3H_2O_{(\ell)}$$

$$Al_2O_{3(s)} + 2NaOH_{(aq)} \longrightarrow \underset{\text{ألومينات الصوديوم}}{2NaAlO_{2(s)}} + H_2O_{(\ell)}$$

$$ZnO_{(s)} + H_2SO_{4(aq)} \longrightarrow ZnSO_{4(aq)} + H_2O_{(\ell)}$$

$$ZnO_{(s)} + 2NaOH_{(aq)} \longrightarrow \underset{\text{خارصينات الصوديوم}}{Na_2ZnO_{2(aq)}} + H_2O_{(\ell)}$$

- الأكاسيد المتعادلة Neutral oxides مثل أول أكسيد الكربون CO ، وأكسيد النيتريك NO وأكسيد النيتروز N_2O وهى أكاسيد لا تتفاعل مع الأحماض أو القلويات ولا تذوب بسهولة فى 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 رأسيًا كلما زاد العدد الذرى (أى كلما اتجهنا لأسفل). وعند تتبع الخاصية الحامضية فى المركبات الهيدروچينية لعناصر المجموعة 7A نجد أنه بزيادة نصف قطر ذرة العنصر يقل جذب ذرة الهيدروچين فيسهل تأينها أى تزداد الصفة الحامضية.

7 أعداد التاكسد Oxidation Numbers

استخدم قديمًا 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 الكهربية (الموجبة أو السالبة) التى تبدو على الأيون أو الذرة فى المركب سواء كان مركبًا أيونيًا أو تساهميًا.

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

أولاً : فى المركبات الأيونية :

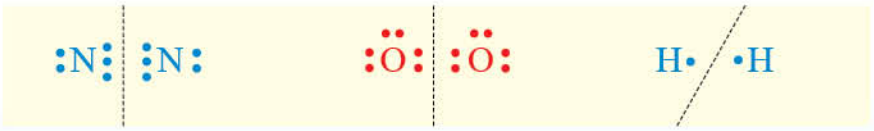
يكون عدد تأكسد الأيون أو المجموعة الذرية فى المركب الأيونى مساويًا لمقدار شحنتها وبنفس الإشارة، مثل :

K^+Br^-, Na^+Cl^- , $Mg^{2+}O^{2-}$, $Ca^{2+}CO_3^{2-}$, $Cu^{2+}SO_4^{2-}$

ثانيًا : فى المركبات التساهمية :

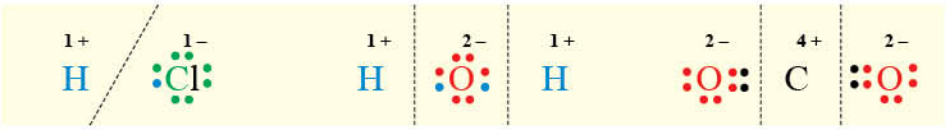
رغم أن جزىء المركب التساهمى لا يتكون من أيونات موجبة وسالبة، إلا أن ذراته تحمل شحنات توضح الإزاحة الإلكترونية الحادثة فى الرابطة فالذرة الأكثر سالبية كهربية تحمل شحنة سالبة والذرة الأقل سالبية كهربية تحمل شحنة موجبة، وهناك حالتان :

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



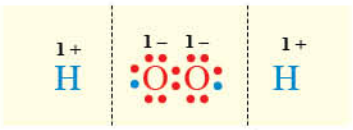
جزىء النيتروچين N_2 جزىء الأكسچين O_2 جزىء الهيدروچين H_2

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



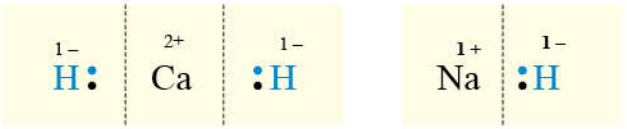
جزىء كلوريد الهيدروچين HCl　　جزىء الماء H_2O　　جزىء ثانى أكسيد الكربون CO_2

وبالرغم أن عدد تأكسد الأكسچين فى معظم مركباته (2–) إلا أنه فى مركبات فوق الأكسيد مثل فوق أكسيد الهيدروچين (ماء الأكسچين) H_2O_2 وفوق أكسيد الصوديوم Na_2O_2 يكون عدد تأكسد الأكسچين (1–) وفى سوبر أكسيد البوتاسيوم (KO_2) يكون عدد تأكسد الأكسچين ($-\frac{1}{2}$) وفى ثانى فلوريد الأكسچين (OF_2) يكون عدد تأكسد الأكسچين (2+) .



فوق أكسيد الهيدروچين H_2O_2

كذلك يكون عدد تأكسد الهيدروچين فى معظم مركباته (1+) ، فيما عدا بعض الحالات مثل حالة هيدريدات الفلزات النشيطة مثل هيدريد الصوديوم NaH وهيدريد الكالسيوم CaH_2 وهى مركبات أيونية تحتوى على أيون الهيدروچين السالب، فإذا صهر هيدريد الصوديوم مثلاً وحلل كهربيًا يتصاعد الهيدروچين عند المصعد - ويكون عدد تأكسد الهيدروچين فى الهيدريدات (1–)



هيدريد الكالسيوم CaH_2　　هيدريد الصوديوم NaH

ويراعى عند حساب أعداد التأكسد ما يلى :

1. مجموع أعداد التأكسد للعناصر المختلفة فى الجزىء المتعادل zero (0).
2. عدد التأكسد يخص ذرة واحدة أو أيونًا واحدًا فقط فى الجزىء.
3. بعض المركبات مثل $NH_4^+NO_2^-$ يكون لذرتى النيتروچين فيها عددى تأكسد مختلفين.
4. عدد تأكسد عناصر المجموعة (1A) فى مركباتها دائمًا (1+) وعناصر المجموعة الثانية (2A) (2+) وعناصر المجموعة الثالثة (3A) (3+) عدد تأكسد الفلور دائمًا (1–) ، لذا نبدأ بكتابة أعداد تأكسدها أولاً ، ثم نكمل حساب أعداد تأكسد بقية العناصر.

المركب	Na_2O أكسيد الصوديوم	Na_2O_2 فوق أكسيد الصوديوم	KO_2 سوبر أكسيد البوتاسيوم	CaH_2 هيدريد الكالسيوم	AlH_3 هيدريد الألومنيوم
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 لأى عنصر ممثل لا تتعدى رقم مجموعته، تبعًا للترقيم 1A ، 2A ، .....

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

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

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

الأكسدة

- عملية فقد إلكترونات ينتج عنها زيادة فى الشحنة الموجبة

الاختزال

- عملية اكتساب إلكترونات ينتج عنها نقص فى الشحنة الموجبة

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

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

$$\overset{6+}{K_2Cr_2O_7} \quad , \quad \overset{5+}{HNO_3} \quad , \quad \overset{6+}{H_2SO_4}$$

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

$$\overset{3-}{NH_3} \quad , \quad \overset{4-}{CH_4} \quad , \quad \overset{0}{H_2}$$

وفى الحالات التى تكون فيها حالة تأكسد الذرة المركزية فى المركب متوسطة، فإنه يمكن القيام بدور العامل المؤكسد أو العامل المختزل حسب التفاعل

$$\overset{3+}{HNO_2} \quad , \quad \overset{4+}{SO_2}$$

تفاعلات الأكسدة والاختزال

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.

تطبيق

فى تفاعل الأكسدة والاختزال : $2NaI_{(aq)} + Cl_{2(g)} \longrightarrow 2NaCl_{(aq)} + I_{2\,(s)}$

يكون كل من NaI ، NaCl فى صورة أيونات ، لذا يمكن كتابة المعادلة فى صورة أخرى تعرف بالمعادلة الأيونية الكلية ، كالتالى :

$$2Na^{+}_{(aq)} + 2I^{-}_{(aq)} + Cl_{2(g)} \longrightarrow 2Na^{+}_{(aq)} + 2Cl^{-}_{(aq)} + I_{2(s)}$$

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 .

$$2I^{-}_{(aq)} + Cl_{2(g)} \longrightarrow 2Cl^{-}_{(aq)} + I_{2(s)}$$

ويلاحظ فى هذا التفاعل أن :

- أيونات اليوديد السالبة قد تحولت إلى جزىء 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 الحادثين ، كالتالى:

$$2I^{-}_{(aq)} \longrightarrow I_{2(s)} \quad ، \quad Cl_{2(g)} \longrightarrow 2Cl^{-}_{(aq)}$$

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

- معادلة نصف تفاعل الأكسدة : $2I^{-}_{(aq)} \longrightarrow I_{2(s)} + 2e^{-}$
- معادلة نصف تفاعل الاختزال : $Cl_{2(g)} + 2e^{-} \longrightarrow 2Cl^{-}_{(aq)}$

موازنة المعادلات الأيونية لتفاعلات الأكسدة والاختزال :

• **تتم عملية الموازنة باتباع الخطوات التالية:**

الخطوة (1) : فصل تفاعلى الأكسدة والاختزال.

الخطوة (2) : موازنة الذرات والأيونات فى طرفى كل معادلة.

الخطوة (3) : تحقيق قانون حفظ الشحنة بإضافة الإلكترونات المفقودة والمكتسبة.

الخطوة (4) : مساواة أعداد الإلكترونات المفقودة والمكتسبة فى معادلتى الأكسدة والاختزال

الخطوة (5) : جمع معادلتى الأكسدة والاختزال.

تطبيق

موازنة المعادلة : $Cr_{(s)} + H^+_{(aq)} \longrightarrow Cr^{3+}_{(aq)} + H_{2(g)}$

الخطوة (1) : $Cr_{(s)} \longrightarrow Cr^{3+}_{(aq)}$ $\quad$ $H^+_{(aq)} \longrightarrow H_{2(g)}$

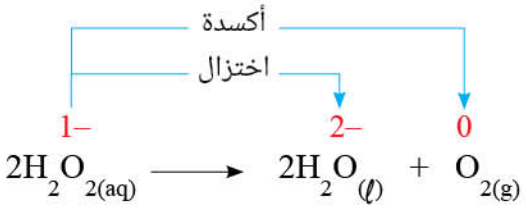
الخطوة (2) : $Cr_{(s)} \longrightarrow Cr^{3+}_{(aq)}$ $\quad$ $2H^+_{(aq)} \longrightarrow H_{2(g)}$

الخطوة (3) : $Cr_{(s)} \longrightarrow Cr^{3+}_{(aq)} + 3e^-$ $\quad$ $2H^+_{(aq)} + 2e^- \longrightarrow H_{2(g)}$

الخطوة (4) : $2Cr_{(s)} \longrightarrow 2Cr^{3+}_{(aq)} + 6e^-$ $\quad$ $6H^+_{(aq)} + 6e^- \longrightarrow 3H_{2(g)}$

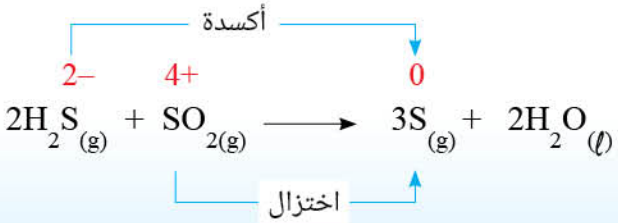
الخطوة (5) : $2Cr_{(s)} + 6H^+_{(aq)} \longrightarrow 2Cr^{3+}_{(aq)} + 3H_{2(g)}$

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



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

يحدث لمركبين أو أيونين يتضمنان عنصر مشترك فى حالتى 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؟

أ) 3 ب) 4 جـ) 5 د) 6

(2) تتميز اللافلزات بأن .....

أ) جهد تأينها كبير. ب) عناصرها كهروموجبة.

جـ) سالبيتها صغيرة . د) نصف قطر ذراتها كبير.

(3) تزداد السالبية الكهربية فى الدورات الأفقية .....

أ) بازدياد نصف قطر الذرة. ب) بنقص العدد الذرى.

جـ) بنقص نصف القطر. د) (أ ، ب) معًا.

(4) التفاعلات الآتية تمثل تفاعلات أكسدة واختزال، عدا .....

أ) $2P + 5HClO + 3H_2O \longrightarrow 2H_3PO_4 + 5HCl$

ب) $Zn + 2HCl \longrightarrow ZnCl_2 + H_2$

جـ) $Mg + CuSO_4 \longrightarrow MgSO_4 + Cu$

د) $NaOH + HNO_3 \longrightarrow NaNO_3 + H_2O$

(5) أى التفاعلات الآتية تمثل تفاعل أكسدة واختزال ؟

أ) $CuO + H_2SO_4 \longrightarrow CuSO_4 + H_2O$

ب) $CaCO_3 + 2HCl \longrightarrow CaCl_2 + H_2O + CO_2$

جـ) $Cr_2O_7^{2-} + 3H_2S + 8H^+ \longrightarrow 2Cr^{3+} + 3S + 7H_2O$

د) $NaCl + AgNO_3 \longrightarrow AgCl + NaNO_3$

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

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

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 الإلكترونى.
(10) السالبية الكهربية.
(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 الكهربية. **(4)** الخاصية الفلزية واللافلزية.

---

5 ما الفرق بين كل من :

(1) جهد التأين الأول و جهد التأين الثانى .

(2) الميل الإلكترونى و السالبية الكهربية.

(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 جزىء ثنائى الذرة.

(2) مقدار الطاقة اللازمة لإزالة أقل الإلكترونات ارتباطًا 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 غالبًا.

(6) مجموعة العناصر التى يمتلئ غلاف تكافؤها بأكثر من نصف سعة الإلكترونات غالبًا.

(7) العدد الذى يُمثل الشحنة الكهربية 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) الأكسچين فى :

OF_2 - KO_2 - Na_2O_2 - Li_2O - O_3 - O_2

(2) الكلور فى :

$NaCl$ - $NaClO_4$ - $NaClO_3$ - $NaClO_2$ - $NaClO$

(3) النيتروجين فى :

$HNO_3 - NO_2 - HNO_2 - NO - N_2O - N_2 - NH_3$

(4) الكبريت فى :

$Na_2S_2O_3 - K_2S - SO_2 - NaHSO_3 - H_2SO_4$

(5) المنجنيز فى :

$NaMnO_4 - MnCl_2 - KMnO_4 - MnO_2$

---

8 وضح عمليات الأكسدة أو الاختزال إن وجدت فى كل مما يلى :

(1) $CO \longrightarrow CO_2$

(2) $Cr_2O_7^{2-} \longrightarrow Cr_2O_3$

(3) $O_2 \longrightarrow O_3$

(4) $NO_2 \longrightarrow N_2O_4$

(5) $MnO_4^- \longrightarrow MnO_2$

(6) $ClO^- \longrightarrow ClO_3^-$

(7) $FeCl_3 \longrightarrow FeCl_2$

---

9 يمثل الشكل التالى الدورات الأربعة الأولى من الجدول الدورى الحديث :

X												D		F			
A	B												E		G	H	
	Y							I									

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

(2) رتب العناصر التالية تبعًا للزيادة فى جهد التأين D ، X ، F

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

---

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 :

$$Ca_{(s)} + 2H_2O_{(\ell)} \longrightarrow Ca(OH)_{2(aq)} + 2H_{2(g)}$$

(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 :

(1) $MnO_{2(s)} + 4HCl_{(aq)} \longrightarrow MnCl_{2(aq)} + Cl_{2(g)} + 2H_2O_{(\ell)}$

(2) $Cl_{2(g)} + H_2O_{(\ell)} \longrightarrow HCl_{(aq)} + HClO_{(aq)}$

(3) $SO_{2(g)} + Cl_{2(g)} + 2H_2O_{(\ell)} \longrightarrow H_2SO_{4(aq)} + 2HCl_{(aq)}$

---

13 استخدم أعداد التأكسد فى موازنة المعادلات التالية :

(1) $Cu^{2+}_{(aq)} + Al_{(s)} \longrightarrow Al^{3+}_{(aq)} + Cu_{(s)}$

(2) $Sn^{2+}_{(aq)} + Fe^{3+}_{(aq)} \longrightarrow Fe^{2+}_{(aq)} + Sn^{4+}_{(aq)}$