

## مراجعة شاملة لمقرر للاختبار الأول



### تم تحميل هذا الملف من موقع مناهج مملكة البحرين

موقع المناهج ← مناهج مملكة البحرين ← الصف الأول ← كيمياء ← الفصل الأول ← ملفات متنوعة ← الملف

تاريخ إضافة الملف على موقع المناهج: 2026-10-28 11:31:05

ملفات اكتب للمعلم اكتب للطالب | اختبارات الكترونية | اختبارات | حلول | عروض بوربوينت | أوراق عمل  
منهج انجليزي | ملخصات وتقارير | مذكرات وبنوك | الامتحان النهائي | للمدرس

المزيد من مادة  
كيمياء:

إعداد: مدرسة الشروق الثانوية للبنات

### التواصل الاجتماعي بحسب الصف الأول



صفحة مناهج مملكة  
البحرين على  
فيسبوك

الرياضيات

اللغة الانجليزية

اللغة العربية

التربية الاسلامية

المواد على تلغرام

### المزيد من الملفات بحسب الصف الأول والمادة كيمياء في الفصل الأول

### تحميل تطبيق المناهج للهواتف الذكية

تطبيق المناهج على Play Google (أندرويد)

تطبيق المناهج على Store App (آبل)

## مراجعة للاختبار الأول – الكيمياء 2 (211)

### محتوى الاختبار الأول (الوحدة الأولى: درس نظرية الكم والذرة / درس التوزيع الإلكتروني - تصنيف العناصر)

هذه المراجعة لا تغني عن الكتاب

أولاً: المصطلحات العلمية:

| المصطلح العلمي             | التعريف                                                                                                   |
|----------------------------|-----------------------------------------------------------------------------------------------------------|
| حالة الاستقرار             | حالة الذرة في أدنى مستوى للطاقة لها                                                                       |
| حالة الاثارة               | حالة الذرة في أعلى مستوى للطاقة لها                                                                       |
| العدد الكمي                | العدد المخصص لوصف الإلكترونات في مستويات الطاقة الرئيسية                                                  |
| مبدأ دي بروي               | للإلكترونات (الجسيمات المتحركة) خواص موجية                                                                |
| مبدأ هايزنبرج للشك         | من المستحيل تحديد مكان وسرعة الإلكترون (الجسيم) في نفس الوقت بدقة                                         |
| النموذج الكمي للذرة        | النموذج الذي يعامل الإلكترونات على انها موجات                                                             |
| معادلة شرودنجر الموجية     | معادلة دالة الموجة وهي ترتبط مع احتمالية وجود الإلكترون حول النواة.                                       |
| الفلك الذري                | منطقة ثلاثية الأبعاد للإلكترون حول النواة وهي تصف الموقع المحتمل لوجود الإلكترونات                        |
| مبدأ باولي                 | الفلك الذري لا يتسع لأكثر من الكترونين على ان لا يكون لهما نفس اتجاه الحركة                               |
| مبدأ أوفباو                | ينص على ان كل الكترون يسعى ليكون في الفلك الأقل طاقة                                                      |
| عدد الكم الرئيسي           | عدد يتم تعيينه في ضوء النموذج الكمي ليدل على الحجم النسبية وطاقة الأفلاك الذرية                           |
| التوزيع الإلكتروني         | ترتيب الإلكترونات في الذرة                                                                                |
| قاعدة هوند                 | تعبئة الإلكترونات في الأفلاك المتساوية الطاقة تتم بشكل فردي قبل البدء بإضافة الإلكترون الثاني لنفس الفلك. |
| الالكترونات التكافؤ        | الالكترونات في أفلاك مستوى الطاقة الأخير في الذرة والتي تحدد الخواص الكيميائية لهذه الذرة.                |
| التمثيل النقطي للإلكترونات | تمثيل للإلكترونات التكافؤ بنقاط تحيط برمز العنصر                                                          |
| تمثيل لويس                 | يقصد به التمثيل النقطي للإلكترونات التكافؤ                                                                |
| المجموعات                  | الأعمدة الرأسية التي تضم عناصر ذوات خواص كيميائية متشابهة                                                 |

|             |                                                                                |
|-------------|--------------------------------------------------------------------------------|
| الدورات     | الصفوف الأفقية التي يتكون منها الجدول الدوري                                   |
| تدرج الخواص | ترتيب العناصر وفق تزايد أعدادها الذرية بحيث يؤدي الى تدرج في خواص هذه العناصر. |

ثانياً: فسري:

**1. لذرة الهيدروجين حالات اثاره كثيرة على الرغم من انها تحتوي الكترون واحد فقط:**

تعتمد حالات الاثارة على كمية الطاقة الممتصة، حيث ان انتقال الالكتران الى مستويات طاقة أعلى يعتمد على الطاقة الممتصة.

**2. ظهور وميض مميز ومختلف لذرة الهيدروجين:**

بسبب عودة الالكتران المثار من مستوى طاقة أعلى الى مستوى طاقة أقل وفقدانه للطاقة المكتسبة على شكل ضوء.

**3. في منطقة الضوء المرئي تنتج ألواناً مختلفة عند عودة الالكتران من المستوى الأعلى الى المستوى الثاني:**

لأن الالكتران يفقد مقادير محددة من الطاقة تساوي الفرق بين المستويين الذين انتقل بينهما، وهذه الطاقة تظهر على شكل ضوء يناسب أطوال موجية معينة لذلك تظهر على هيئة ضوء بلون معين.

**4. يسمى طيف الهيدروجين بالطيف الخطي:**

لأن الأطياف الكهرومغناطيسية المرئية تظهر على هيئة خطوط ملونة متباعدة عن بعضها البعض، يفصل بينهما مناطق معتمة.

**5. لا نلاحظ الأطوال الموجية للأجسام الكبيرة ومنها السيارات:**

من خلال العلاقة بين الجسيم والموجة (العلاقة عكسية)، كلما ازدادت كتلة الأجسام يكون الطول الموجي قصير جداً فلا يرى.

**6. من المستحيل معرفة مكان وسرعة الالكتران (الجسيم) في نفس الوقت بدقة:**

لأن الفوتون الذي يرسل لقياس سرعة الالكتران أو موقعه يعمل على تغيير موقع الالكتران وسرعته.

## 7. ليس للفلك الذري حجم ثابت ودقيق:

بسبب العدد الكمي الرئيسي حيث يعبر عن الحجم النسبي وطاقة الأفلاك الذرية، إذ كلما ازدادت قيمة العدد الكمي زاد حجم الفلك فتزداد طاقة الذرة.

## 8. يملأ الفلك 4s بالإلكترونات قبل الفلك 3d :

لأن طاقة المستوى 4s هو الأقل طاقة من المستوى 3d وحسب مبدأ أوفباو فإن المستوى الأقل طاقة يملأ أولاً بالإلكترونات.

## 9. يعتبر غاز الكريبتون من الغازات النبيلة:

يحتوي عدد مدارها الأخير على ثمانية إلكترونات وهي عادة مستقرة.

## 10. تشتمل فئة s على مجموعتين:

لأن أفلاكها تتسع إلى إلكترونين فقط.

## 11. تشتمل فئة p على ست مجموعات:

لأن أفلاكها تتسع إلى 6 إلكترونات.

## 12. تشتمل فئة d على عشر مجموعات:

لأن أفلاكها تتسع إلى عشرة إلكترونات.

## 13. تشابه عناصر المجموعة الواحدة في الخواص الكيميائية:

لأنها تحتوي على نفس عدد الإلكترونات التكافؤ.

## ثالثاً: مقارنة بين النموذج الكمي ونموذج بور:

| النموذج الكمي للذرة                        | نموذج بور للذرة                                                                                                                                      |
|--------------------------------------------|------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|
| 1. يعامل الإلكترونات على أنها موجات.       | 1. اقترح أن لذرة الهيدروجين مستويات طاقة معينة فقط مسموح بها وأن الإلكترون يتحرك حول النواة في هذه المدارات وأطلق عليها اسم العدد الكمي ورمز لها $n$ |
| 2. حدد طاقة الإلكترون بقيم معينة.          |                                                                                                                                                      |
| 3. لم يحاول وصف مسار الإلكترون حول النواة. |                                                                                                                                                      |

2. ربط بين مستويات الطاقة لذرة الهيدروجين والالكترونات داخلها.

3. أطلق على الذرة التي تشغل الالكترونات أقل مستوى طاقة انها في حالة استقرار ، واذا اكتسب الالكترون طاقة من مصدر خارجي ينتقل الى مستوى طاقة أعلى فتصبح الذرة في حالة إثارة.

4. كلما صغر مدار الالكترون قلت طاقة الذرة (المدار القريب من النواة)، وكلما كبر مدار الالكترون زادت طاقة الذرة (المدار الأبعد من النواة).

5. توصل الى معادلة رياضية تمكن من خلالها حساب طاقة المستويات في ذرة الهيدروجين.

6. شرح ظاهرة طيف للهيدروجين الخطي

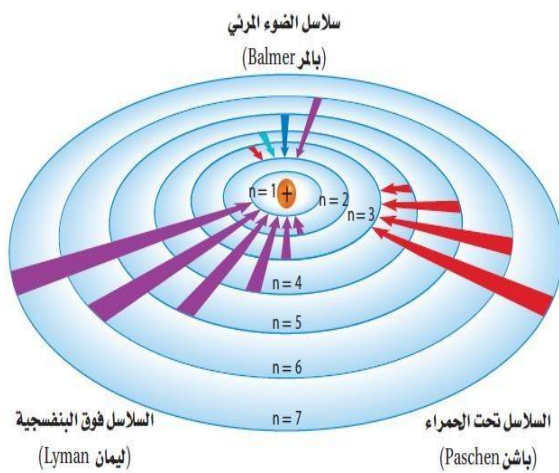
**عيوب نموذج بور:**

فسر خطوط الطيف المرئي للهيدروجين فقط / لم يفسر السلوك الكيميائي للذرات / لم تفهم حركة الالكترونات بصورة تامة.

رابعاً: طيف الهيدروجين الخطي:

### طيف الهيدروجين الخطي (طيف الانبعاث الذري)

|                                                                                                        |                               |
|--------------------------------------------------------------------------------------------------------|-------------------------------|
| تقع ضمن منطقة الضوء غير المرئي، وهي تنتج عن عودة الإلكترون من مستويات الطاقة العليا إلى المستوى الأول. | السلاسل فوق البنفسجية (ليمان) |
| $n_7 - n_1$                                                                                            |                               |



وهي السلسلة الوحيدة التي تقع ضمن منطقة الضوء المرئي، وهي تنتج عن عودة الإلكترون من مستويات الطاقة العليا إلى المستوى الثاني.

سلاسل الضوء المرئي  
(بالمر)

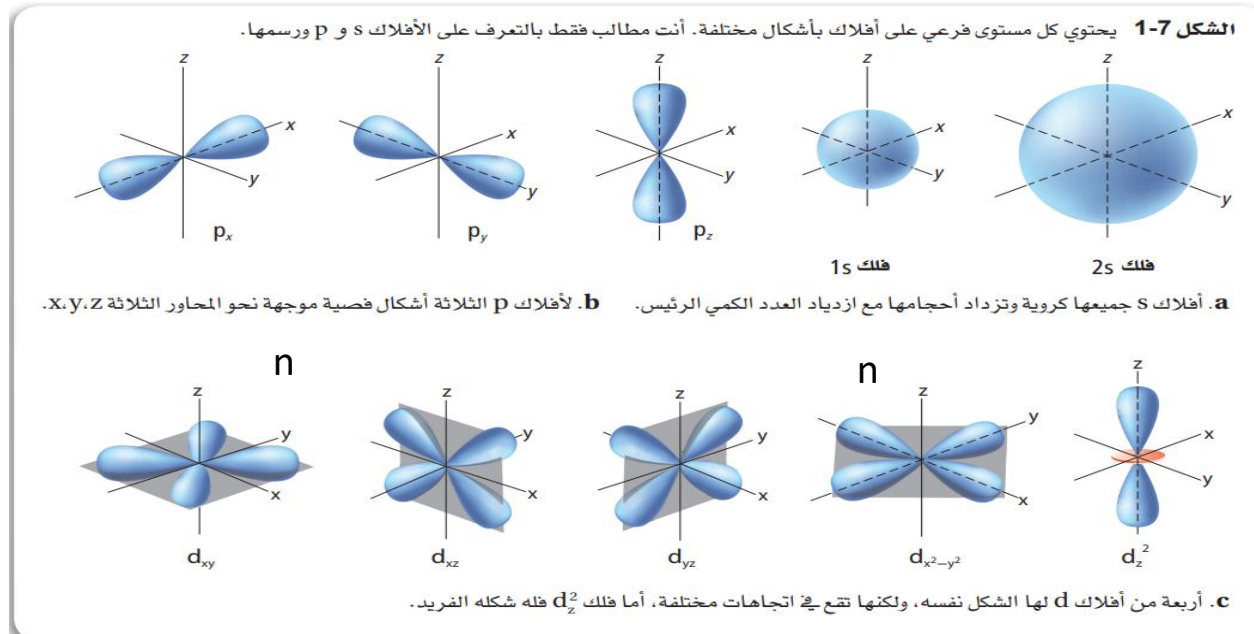
$$n_6 - n_2$$

تقع ضمن منطقة الضوء غير المرئي، وهي تنتج عن عودة الإلكترون من مستويات الطاقة العليا إلى المستوى الثالث.

السلاسل تحت الحمراء  
(باشن)

$$n_7 - n_3$$

### خامساً: أشكال واتجاهات المستويات الفرعية: (شكل الفلك f معقد ذا فصوص عديدة)



### سادساً: قواعد هامة:

| المستوى الفرعي | عدد الأفلاك الذرية | أقصى عدد للإلكترونات |
|----------------|--------------------|----------------------|
| S              | 1                  | 2                    |
| P              | 3                  | 6                    |
| D              | 5                  | 10                   |
| F              | 7                  | 14                   |

عدد المستويات الفرعية = عدد المستويات الطاقة الرئيسية

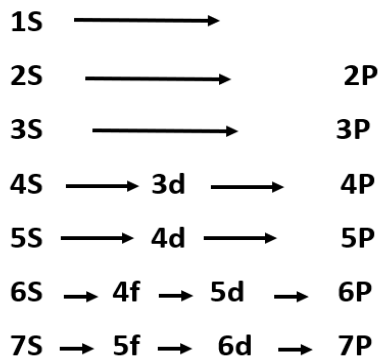
مجموع الأفلاك في مستوى الطاقة الرئيسي  $n^2$

مجموع عدد الإلكترونات في مستوى الطاقة الرئيسي  $2n^2$

**مثال:** ما عدد المستوى الفرعي للطاقة الرئيسي الرابع؟ ..... 4

**مثال:** ما مجموع الأفلاك في مستوى الطاقة الرئيسي الخامس؟ ..... 25

**مثال:** ما مجموع عدد الإلكترونات في مستوى الطاقة الرئيسي السابع نظريا؟ ..... 98



**يجب في عملية التوزيع الإلكتروني مراعاة ما يلي:**

1. ألا يقل أو يزيد عدد الإلكترونات الموزعة للذرة المتعادلة عن عددها الذري.
2. ألا يحتوي الفلك الواحد على أكثر من إلكترونين.
3. يجب تطبيق قاعدة هوند، عند توزيع
4. الإلكترونات على الأفلاك التابعة لنفس المستوى الفرعي .

**أمثلة توضيحية: اكتب الترميز الإلكتروني للعناصر التالية:**

|                                                                                                                                  |                                                                   |
|----------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|-------------------------------------------------------------------|
| 1S <sup>2</sup>                                                                                                                  | 1. يحتوي الهيليوم على He <sub>2</sub> عنصر الهيليوم إلكترونين فقط |
| 1S <sup>2</sup> 2S <sup>2</sup> 2P <sup>5</sup>                                                                                  | 2. يحتوي على تسعة إلكترونات وF <sub>9</sub> عنصر الفلور           |
| 1S <sup>2</sup> 2S <sup>2</sup> 2P <sup>6</sup> 3S <sup>2</sup> 3P <sup>6</sup> 4S <sup>2</sup> 3d <sup>10</sup> 4P <sup>5</sup> | 3. يحتوي على 35 إلكترون وBr <sub>35</sub> عنصر البروم             |

**طريقة رسم مربعات الأفلاك:**

يمكن التعبير عن الإلكترونات في الأفلاك بأسهم في المربعات. إذ يعنون كل مربع بعدد الكم الرئيسي والمستوى الفرعي للفلك.

### ملاحظة هامة:

1. يعبر عن كل فلك ذري بمربع يحتوي على إلكترون أو إلكترونين على الأكثر.

| عدد المربعات                                                                      | عدد<br>الأفلاك | المستوى<br>الفرعي |
|-----------------------------------------------------------------------------------|----------------|-------------------|
|  | 1              | S                 |
|  | 3              | P                 |
|  | 5              | d                 |
|  | 7              | f                 |

أمثلة توضيحية: اكتب التوزيع الإلكتروني للعناصر التالية بطريقة رسم مربعات الأفلاك:

|                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                               |                 |
|---------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|-----------------|
| <div><div><div>↑↓</div><div>↑</div></div><div>1S 2S</div></div>                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                               | $^3\text{Li}$   |
| <div><div><div><div>↑↓</div><div>↑↓</div></div><div>1S 2S</div></div><div><div><div>↑</div><div>↑</div><div></div></div><div>2P</div></div></div>                                                                                                                                                                                                                                                                                                             | $^6\text{C}$    |
| <div><div><div><div>↑↓</div><div>↑↓</div></div><div>1S 2S</div></div><div><div><div>↑↓</div><div>↑</div><div>↑</div></div><div>2P</div></div></div>                                                                                                                                                                                                                                                                                                           | $^8\text{O}$    |
| <div><div><div><div><div>↑↓</div><div>↑↓</div></div><div>1S 2S</div></div><div><div><div><div>↑↓</div><div>↑↓</div><div>↑↓</div></div><div>2P</div></div><div><div>↑↓</div><div>3S</div></div></div><div><div><div><div>↑↓</div><div>↑↓</div><div>↑↓</div></div><div>3P</div></div><div><div><div>↑↓</div><div>4S</div></div></div><div><div><div><div>↑</div><div>↑</div><div>↑</div><div></div><div></div></div><div>3d</div></div></div></div></div></div> | $^{23}\text{V}$ |

## ترميز الغاز النبيل (الطريقة المختصرة):

لطريقة التوزيع بهذه الطريقة نتبع ما يلي: (هناك زر)

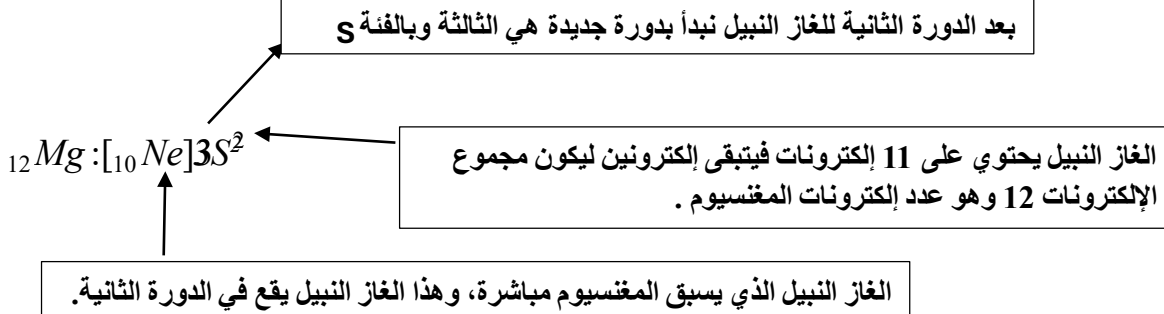
| الغاز النبيل       | رقم الدورة |
|--------------------|------------|
| ${}^2\text{He}$    | 1          |
| ${}^{10}\text{Ne}$ | 2          |
| ${}^{18}\text{Ar}$ | 3          |
| ${}^{36}\text{Kr}$ | 4          |
| ${}^{54}\text{Xe}$ | 5          |
| ${}^{86}\text{Rn}$ | 6          |

تحفظ الغازات النبيلة وأعدادها الذرية وفي أي دورة يقع الغاز النبيل.

بعد كتابة رمز الغاز النبيل، نكتب رقم الدورة التي ستلي دورة الغاز النبيل ونبدأ بالمستوى الفرعي دائماً ونكمل التوزيع وفقاً لمبدأ الأوفباو.

نلاحظ العدد الذري للعنصر المطلوب توزيعه الإلكتروني ونكتب رمز الغاز النبيل الذي يكون عدده الذري أصغر ومباشرة من العدد الذري لهذا العنصر.

## مثال: اكتب ترميز الغاز النبيل لعنصر الماغنيسيوم 12:





## تحديد الفئة ، الدورة ، المجموعة:

ملاحظة مهمة : يجب كتابة التوزيع الإلكتروني

| الفئة    | رمز مستوى الطاقة الفرعي الأخير في التوزيع الإلكتروني. (s,p,d,f) (آخر حرف)      |
|----------|--------------------------------------------------------------------------------|
| الدورة   | رقم مستوى الطاقة الأخير الذي يحتوي على إلكترونات التكافؤ. (أكبر رقم بعد الحرف) |
| المجموعة | يعتمد رقم المجموعة على فئة العنصر فإذا كان العنصر من:                          |
|          | 1. فئة S: إذا رقم المجموعة = عدد إلكترونات التكافؤ. S                          |
|          | 2. فئة P: رقم المجموعة = الكترونات التكافؤ للمستويين الفرعيين $P + S + 10 =$   |
|          | 3. فئة d: رقم المجموعة = عدد إلكترونات المستويين الفرعيين الأخيرين $d + S =$   |

مثال:

| العنصر | التوزيع الإلكتروني | الفئة | الدورة | المجموعة    |
|--------|--------------------|-------|--------|-------------|
| Na11   | $[Ne] 3S^1$        | S     | 3      | 1           |
| Cl17   | $[Ne] 3S^2 3p^5$   | P     | 3      | $2+5+10=17$ |
| Fe26   | $[Ar] 4S^2 3d^6$   | d     | 4      | $6+2=8$     |

| العلماء الذين ساهموا في تطور الجدول الدوري | لافازيه       |                                                                                                                                                                                                        |
|--------------------------------------------|---------------|--------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|
|                                            | طريقة التصنيف | القائمة تحوي 33 عنصر موزعة في 4 فئات                                                                                                                                                                   |
|                                            | ملاحظات       | الفئات الأربع هي (الغازات، الفلزات، اللافلزات، العناصر الأرضية)                                                                                                                                        |
|                                            | أساس التصنيف  | رتب العناصر تصاعديا حسب كتلتها الذرية.                                                                                                                                                                 |
|                                            | طريقة التصنيف | وضع العناصر في أعمدة تحوي 8 عناصر متشابهة في خواصها                                                                                                                                                    |
|                                            | ملاحظات       | وضع قانون الثمانيات ينص على ( تتكرر خواص العناصر عند ترتيبها تصاعديا وفق تسلسل الكتلة الذرية لكل ثمانية عناصر )                                                                                        |
|                                            | أساس التصنيف  | رتب العناصر تصاعديا حسب كتلتها الذرية.                                                                                                                                                                 |
|                                            | طريقة التصنيف | الجدول الدوري                                                                                                                                                                                          |
|                                            | ملاحظات       | * برهن على وجود علاقة بين الكتلة الذرية وخواص العناصر<br>* تتبأ بوجود عناصر غير مكتشفة وحدد خواصها وترك لها أماكن شاغرة                                                                                |
|                                            | أساس التصنيف  | رتب العناصر تصاعديا حسب العدد الذري                                                                                                                                                                    |
|                                            | طريقة التصنيف | الجدول الدوري                                                                                                                                                                                          |
|                                            | ملاحظات       | * اكتشف ان ذرات كل عنصر تحوي في انويتها عدد محدد من البروتونات يسمى العدد الذري<br>* نتج عن ترتيبه للعناصر انماط أكثر وضوحا في تدرج خواص العناصر ( تتكرر الخواص الكيميائية والفيزيائية من دورة لآخرى ) |

حظي جدول مندليف بسمعة أكبر من ماير لأن مندليف نشر أعماله أولاً، كما وضع عدداً أكبر من الخواص الدورية، وتوقع خواص بعض العناصر التي لم تكن قد اكتشفت بعد.

| <u>مميزات جدول مندليف:</u>                                                                  | <u>عيوب جدول مندليف:</u>                        |
|---------------------------------------------------------------------------------------------|-------------------------------------------------|
| ✓ تنبأ بوجود عناصر غير مكتشفة وحدد خواصها.<br>✓ ترك فراغاً في الجدول للعناصر التي لم تكتشف. | بعض العناصر لم توضع في مكانها الصحيح في الجدول. |

5. هنري موزلي:

- ✓ اكتشف أن العناصر تحتوي على عدد فريد من البروتونات سماه العدد الذري.
- ✓ رتب العناصر تصاعدياً وفق العدد الذري، مما نتج عنه نموذج لدورية خواص العناصر.

مديرة المدرسة: أ. فاطمة أحمد

اعداد: أ. فاطمة العلي