

# ملخص الكيمياء الشامل: دليل الطالب

يهدف هذا الملخص الشامل إلى تقديم فهم واضح ومبسط للمفاهيم الأساسية في الكيمياء، مع التركيز على الوضوح والدقة. إنه مصمم ليكون مرجعًا سريعاً وموثوقًا للطلاب، ويفطري اللبنات الأساسية للمادة وتركيبها، وصولاً إلى التفاعلات الكيميائية المعقدة والجدول الدوري. تم تجميع المعلومات من مصادر متعددة لضمان سهولة الفهم والدقة، مع تجنب التكرار وتقديم المحتوى بطريقة جذابة وحديثة.

# فهرس المحتويات

يهدف هذا الفهرس إلى تزويد القارئ بنظرة عامة منتظمة وشاملة للمواضيع التي يتناولها هذا الملخص في الكيمياء. تم تصميم كل قسم بعناية ليكون وحدة مستقلة، مما يتيح سهولة التنقل والعثور على المعلومات المحددة المطلوبة. سواء كنت تبحث عن فهم أساسيات المادة أو ترغب في التعمق في التفاعلات الكيميائية المعقدة، فإن هذا الفهرس سيوجهك عبر رحلة تعليمية متكاملة في عالم الكيمياء الرائع.

- المادة: مكوناتها وحالاتها
- الذرة: البنية الأساسية للمادة
- العناصر: تصنيفاتها وخصائصها
- كتابة الصيغ الكيميائية للمركبات
- أنواع المركبات الكيميائية الرئيسية
- المعادلة الكيميائية والتفاعلات
- أعداد الكم وتوزيع الإلكترونات
- الجدول الدوري الحديث
- تفاعلات الأكسدة والاختزال

نأمل أن يساعدك هذا الفهرس في التنقل بسلامة عبر موضوعات الكيمياء، مما يسهل عليك مراجعة المفاهيم الأساسية وفهم الروابط بينها. كل قسم مصمم ليكون شاملاً وواضحاً، مما يضمن تجربة تعلم فعالة ومثمرة.

# المادة: مكوناتها وحالاتها

## ما هي المادة؟

تُعرف المادة بأنها كل ما يشغل حيزاً له كتلة. تشكل المادة أساس كل شيء في الكون، وتوجد في حالات رئيسية ثلاثة، تتحدد خصائصها بناءً على درجة الحرارة والضغط.

### حالات المادة الرئيسية



#### الحالة الصلبة

تتميز بترتيب جزيئاتها المنتظم وقوه الروابط بينها، مما يمنحها شكلاً وحجمًا ثابتين.



#### الحالة السائلة

تمتاز الجزيئات بحرية حركة أكبر، مما يسمح للسوائل باخذ شكل الإناء الذي توضع فيه مع الحفاظ على حجم ثابت.

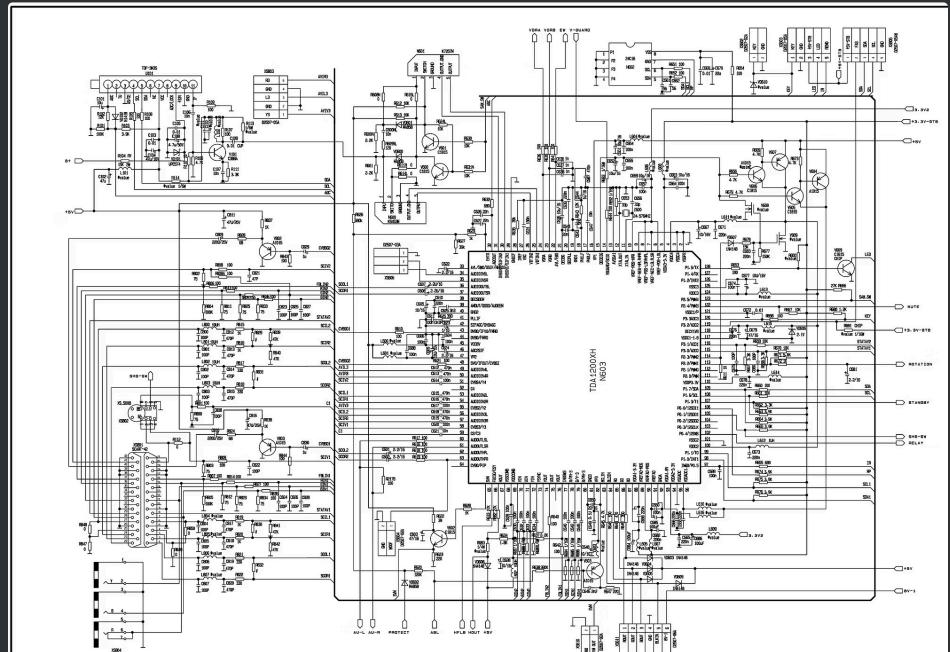


#### الحالة الغازية

تكون الجزيئات متبااعدة جداً وتتحرك بحرية تامة، مما يجعل الغازات تأخذ شكل وحجم الإناء الذي توجد فيه.

### مكونات المادة: الذرات والجزيئات

المادة تتكون من لبيات أساسية هي الذرات، والتي تعتبر أصغر وحدة للعنصر وتحمل خصائصه الكيميائية الفريدة. يمكن للذرات أن تكون منفصلة (مثل الغازات النبيلة) أو تتحد مع ذرات أخرى لتكوين الجزيئات. الجزيئات هي وحدات تتكون من ذرتين أو أكثر مرتبطة كيميائياً، وقد تكون من نفس النوع (مثل جزيء الأكسجين  $O_2$ ) أو من أنواع مختلفة (مثل جزيء الماء  $H_2O$ ).



# الذرة: البنية الأساسية للمادة

الذرة هي الوحدة الأساسية للمادة، وتتكون من نواة مركبة وإلكترونات تدور حولها. فهم بنية الذرة ضروري لاستيعاب السلوك الكيميائي للعناصر.

## مكونات الذرة

1

### النواة

تقع في مركز الذرة، وتحمل شحنة موجبة. تتكون من نوعين من الجسيمات: البروتونات (شحنة موجبة) والنيوترونات (متوازنة الشحنة). النواة صغيرة جدًا مقارنة بحجم الذرة، ولكنها تحتوي على معظم كتلتها.

2

### الإلكترونات

جسيمات سالبة الشحنة تدور حول النواة في مستويات طاقة محددة. عدد الإلكترونات يساوي عدد البروتونات في الذرة المتعادلة، مما يجعلها عديمة الشحنة الكلية. تلعب الإلكترونات دوراً حاسماً في التفاعلات الكيميائية.

## العدد الذري والعدد الكتلي

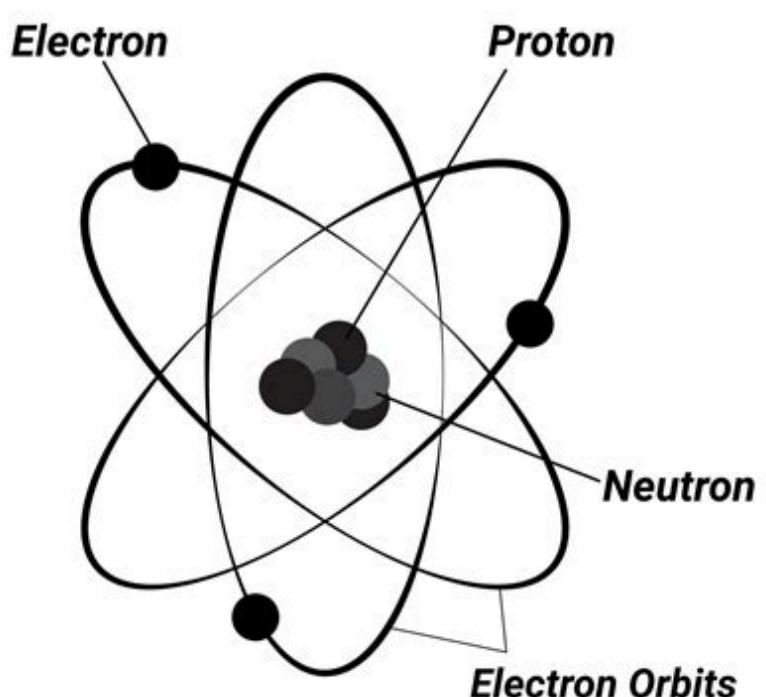
- العدد الذري ( $Z$ ): يمثل عدد البروتونات في نواة الذرة، وهو الهوية الفريدة للعنصر. في الذرة المتعادلة، يساوي العدد الذري عدد الإلكترونات.

- العدد الكتلي ( $A$ ): يمثل مجموع عدد البروتونات والنيوترونات في نواة الذرة. يعطي تقريباً كتلة الذرة بالوحدات الذرية.



مثال:

- ذرة الكلور (Cl): العدد الذري = 17، العدد الكتلي = 35.  
- عدد البروتونات: 17  
- عدد الإلكترونات: 17  
- عدد النيوترونات:  $35 - 17 = 18$



# العناصر: تصنيفاتها وخصائصها

تصنف العناصر بناءً على خصائصها الكيميائية والفيزيائية إلى عدة أنواع رئيسية، مما يساعد في فهم سلوكها وتفاعلاتها.



## اللافلزات

غير موصلة للحرارة والكهرباء (باستثناء الكربون في بعض أشكاله)، وغير قابلة للطرق والسحب. تميل إلى اكتساب الإلكترونات وتكون أيونات سالبة (أنيونات).



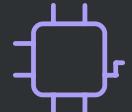
## الفلزات

موصلة جيدة للحرارة والكهرباء، قابلة للطرق والسحب، ولها بريق معدني. تميل إلى فقد الإلكترونات وتكون أيونات موجبة (كاتيونات).



## الغازات الخاملة (النبيطة)

مستقرة كيميائياً بسبب اكتمال غلافها الإلكتروني الخارجي، ولذلك لا تميل إلى التفاعل مع العناصر الأخرى في الظروف العادية.



## أشباء الفلزات

تمتلك خصائص متوسطة بين الفلزات واللافلزات، وتُستخدم في صناعة أشباه الموصلات.

## التكافؤ

هو قدرة الذرة على الاتحاد مع ذرات أخرى، ويُحدد بعدد الإلكترونات التي تفقدتها أو تكتسبها أو تشارك بها الذرة أثناء التفاعل الكيميائي.

## المجموعات الذرية

هي مجموعات من الذرات المرتبطة ببعضها البعض والتي تتصرف كوحدة واحدة وتحمل شحنة كهربائية، ولها تكافؤ خاص بها. تُصنف المجموعات الذرية حسب تكافؤها إلى:



### التكافؤات الشائعة لبعض العناصر:

الهيدروجين (H): 1

الصوديوم (Na): 1

الحديد (Fe): 2, 3

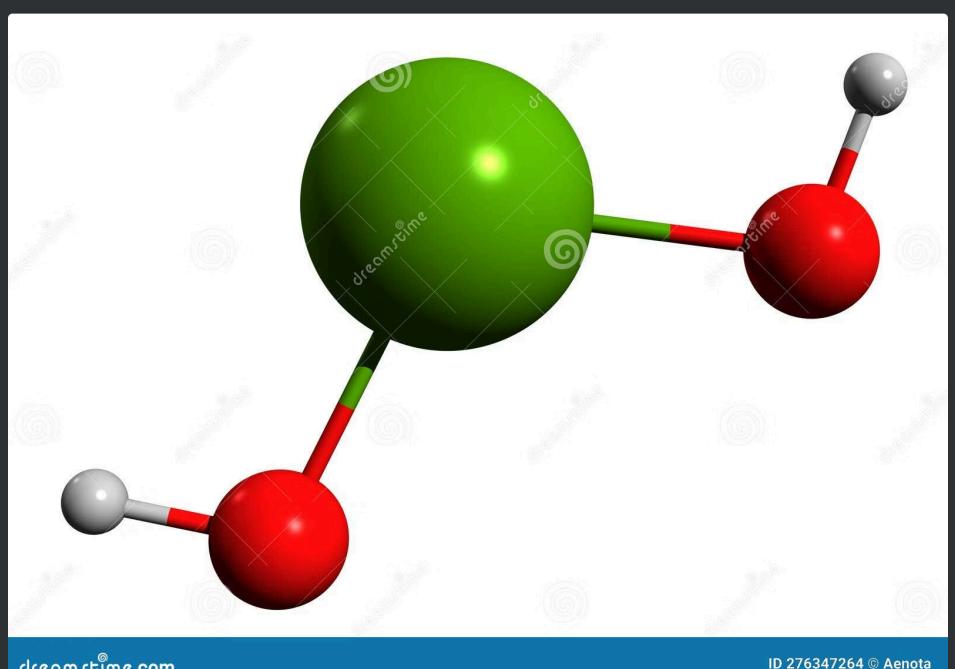
الأكسجين (O): 2

الكلور (Cl): 1, 3, 5, 7

• **أحادية التكافؤ:** مثل الهيدروكسيد ( $\text{OH}^-$ ), النترات ( $\text{NO}_3^-$ ).

•  **ثنائية التكافؤ:** مثل الكربونات ( $\text{CO}_3^{2-}$ ), الكبريتات ( $\text{SO}_4^{2-}$ ).

• **ثلاثية التكافؤ:** مثل الفوسفات ( $\text{PO}_4^{3-}$ ).



# كتابة الصيغ الكيميائية للمركبات

تبعد كتابة الصيغ الكيميائية للمركبات غير العضوية قواعد محددة لضمانت تمثيل صحيح لتركيب المركب، حيث تعبر الصيغة عن العدد النسبي للذرات من كل عنصر في المركب.

03

## تبادل التكافؤات

تبادل أعداد التكافؤ: يصبح تكافؤ الأيون الأول هو عدد ذرات الأيون الثاني، والعكس صحيح.  
اكتب هذه الأرقام كأرقام سفلية (Subscripts).

02

## كتابة التكافؤات

اكتب عدد التكافؤ (أو الشحنة) لكل أيون أسفل رمزه. تجاهل الإشارات الموجبة والسلبية مؤقتاً.

01

## تحديد الأيونات

حدد الشق الموجب (الكاتيون) والشق السالب (الأيون) للمركب. يُكتب الكاتيون على اليسار والأيون على اليمين.

05

## الأيونات المتعددة الذرات

إذا كان الأيون السالب متعدد الذرات (مجموعة ذرية) ويحتاج إلى رقم سفلي أكبر من 1، يوضع بين قوسين قبل كتابة الرقم السفلي.

04

## الاختصار والتبسيط

إذا كانت الأرقام السفلية قابلة للاختصار (لها قاسم مشترك أكبر من 1)، قم باختصارها إلى أبسط نسبة. إذا كان الرقم السفي 1، فلا يكتب.

## أمثلة على كتابة الصيغ الكيميائية

|                     |                                     |                              |                              |
|---------------------|-------------------------------------|------------------------------|------------------------------|
| كلوريد الصوديوم     | $\text{Na}^{+1} \text{Cl}^{-1}$     | $\text{Na}_1\text{Cl}_1$     | $\text{NaCl}$                |
| أكسيد الألومنيوم    | $\text{Al}^{+3} \text{O}^{-2}$      | $\text{Al}_2\text{O}_3$      | $\text{Al}_2\text{O}_3$      |
| هيدروكسيد الكالسيوم | $\text{Ca}^{+2} \text{OH}^{-1}$     | $\text{Ca}_1(\text{OH})_2$   | $\text{Ca}(\text{OH})_2$     |
| كبريتات الأمونيوم   | $\text{NH}_4^{+1} \text{SO}_4^{-2}$ | $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ | $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ |

# أنواع المركبات الكيميائية الرئيسية

تُصنف المركبات الكيميائية إلى عدة أنواع رئيسية بناءً على خصائصها الكيميائية، سلوكها في الماء، والتفاعلات التي تشارك فيها.

## القلويات (القواعد)

مواد تنتج أيونات الهيدروكسيد السالبة ( $\text{OH}^-$ ) عند ذوبانها في الماء. تتميز بطعمها المر، وملمسها الصابوني، وتحول ورقة عباد الشمس الحمراء إلى زرقاء، وتفاعل مع الأحماض لتكوين أملاح وماء.

- قوة القلوبيات: قلوبيات قوية (تأين كلياً في الماء) وقلويات ضعيفة (تأين جزئياً).

## الأحماض

مواد تنتج أيونات الهيدروجين الموجبة ( $\text{H}^+$ ) عند ذوبانها في الماء. تتميز بطعمها اللاذع، وتحول ورقة عباد الشمس الزرقاء إلى حمراء، وتفاعل مع القلوبيات لتكوين أملاح وماء.

- تصنيف الأحماض حسب القاعدة:
  - أحادية القاعدة (مثل  $\text{HCl}$ )
  - ثنائية القاعدة (مثل  $\text{H}_2\text{SO}_4$ )
  - ثلاثية القاعدة (مثل  $\text{H}_3\text{PO}_4$ )
- قوة الأحماض: أحماض قوية (تأين كلياً في الماء) وأحماض ضعيفة (تأين جزئياً).

## الأكاسيد

مركبات تتكون من اتحاد عنصر مع الأكسجين. تُصنف إلى:

- أكاسيد حمضية: تتكون عادةً من اتحاد اللافلزات مع الأكسجين (مثال:  $\text{CO}_2$ ).
- أكاسيد قاعدية: تتكون عادةً من اتحاد الفلزات مع الأكسجين (مثال:  $\text{Na}_2\text{O}$ ).
- أكاسيد متعددة: تتفاعل كأكاسيد حمضية مع القواعد وكأكاسيد قاعدية مع الأحماض (مثال:  $\text{Al}_2\text{O}_3$ ).
- أكاسيد متعادلة: لا تتفاعل مع الأحماض أو القواعد (مثال:  $\text{CO}$ ).

## الأملاح

مركبات أيونية تتكون من اتحاد أيون موجب (عادةً من فلز) مع أيون سالب (عادةً من لفلز أو مجموعة ذرية سالبة). تتكون الأملاح عادةً من تفاعل حمض مع قاعدة.

- أمثلة: كلوريد الصوديوم ( $\text{NaCl}$ ), كبريتات النحاس ( $\text{CuSO}_4$ ).

# المعادلة الكيميائية والتفاعلات

المعادلة الكيميائية هي تمثيل رمزي موجز للتفاعل الكيميائي، يوضح المواد المتفاعلة والناتجة، بالإضافة إلى ظروف التفاعل.

## خطوات كتابة المعادلة الكيميائية

١. **تحديد المتفاعلات والنواتج:** تُكتب المتفاعلات على اليسار والنواتج على اليمين، ويفصل بينهما سهم يشير إلى اتجاه التفاعل.
٢. **الحالات الفيزيائية:** تُكتب الحالة الفيزيائية لكل مادة (صلبة (s)، سائلة (l)، غازية (g)، محلول مائي (aq)) بين قوسين بجانب الرمز الكيميائي.
٣. **موازنة المعادلة:** يجب أن يكون عدد ذرات كل عنصر متساوياً على جانبي المعادلة (قانون حفظ الكتلة). يتم ذلك بوضع معاملات (أرقام صحيحة) أمام الصيغ الكيميائية للمواد.
٤. **ظروف التفاعل:** تُكتب ظروف التفاعل، مثل الحرارة ( $\Delta$ )، الضغط (P)، أو وجود عامل حفاز (Catalyst)، فوق أو تحت سهم التفاعل.

مثال على الموازنة:

تفاعل المغنيسيوم مع الأكسجين:

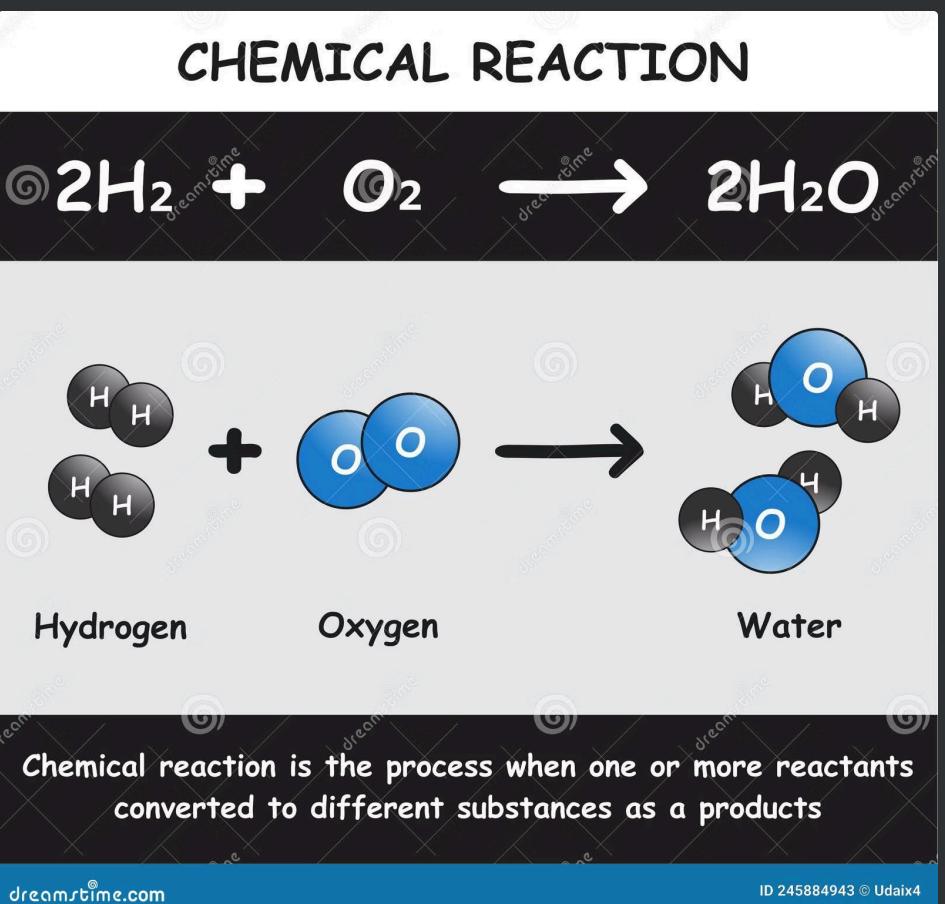


بعد الموازنة:



## أنواع التفاعلات الكيميائية

- **تفاعلات الاتحاد المباشر:** تتحد مادتان أو أكثر لتكوين مركب واحد جديد (مثال:  $\text{C} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2$ ).
- **تفاعلات الإحلال:**
  - **الإحلال البسيط:** يحل عنصر نشط محل عنصر آخر في مركب (مثال:  $\text{Zn} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$ ).
  - **الإحلال المزدوج:** تبادل الأيونات بين مركبين لتكوين مركبين جديدين (مثال:  $\text{HCl} + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$ ).
- **تفاعلات الانحلال الحراري:** تتحلل مادة واحدة إلى مادتين أو أكثر بفعل الحرارة (مثال:  $\text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO} + \text{CO}_2$ ).
- **تفاعلات الأكسدة والاختزال:** تتضمن انتقال الإلكترونات بين الذرات، حيث تحدث الأكسدة (فقد الإلكترونات) والاختزال (اكتساب الإلكترونات) بشكل متلازم.



# أعداد الكم وتوزيع الإلكترونات

تُستخدم أعداد الكم لوصف حالة الإلكترون في الذرة بشكل كامل، بما في ذلك طاقته، شكله، اتجاهه الفراغي، واتجاه دورانه المغزلي.

## أنواع أعداد الكم الأربع

### العدد الكمي الرئيسي ( $n$ )

1

يحدد مستوى الطاقة الرئيسي الذي يوجد به الإلكترون، وتتراوح قيمته من 1 إلى 7. كلما زادت قيمة  $n$ ، زاد حجم المدار وزادت طاقة الإلكترون.

### العدد الكمي الثانوي ( $l$ )

2

يحدد المستوى الفرعى وشكل المدار الذى يوجد به الإلكترون ( $s, p, d, f$ ). تتراوح قيمته من 0 إلى  $(n-1)$ .

### العدد الكمي المغناطيسي ( $m_l$ )

3

يحدد الاتجاه الفراغي للمدار داخل المستوى الفرعى. تترواح قيمته من  $-l$  إلى  $+l$ ، شاملًا الصفر.

### العدد الكمي المغزلي ( $m_s$ )

4

يحدد اتجاه دوران الإلكترون حول محوره. له قيمتان فقط:  $\frac{1}{2}+$  أو  $\frac{1}{2}-$

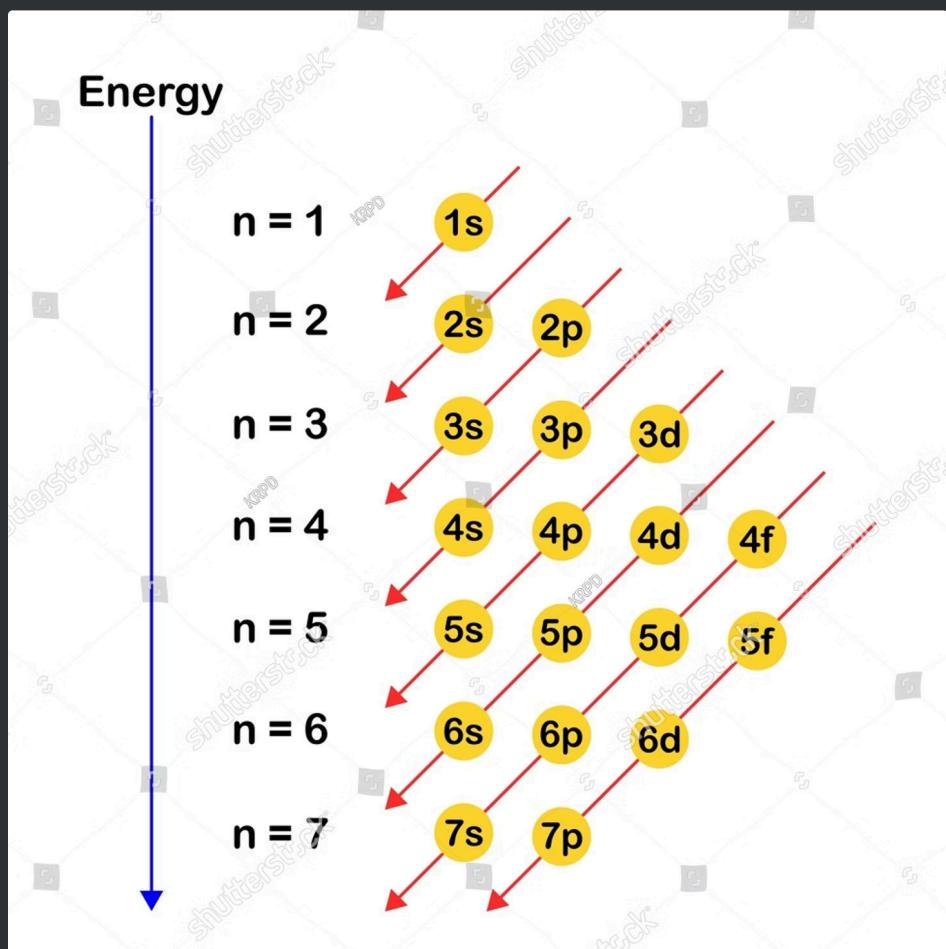
## قواعد توزيع الإلكترونات

- مبدأ البناء التصاعدي (Aufbau Principle): تملأ الإلكترونات المدارات ذات الطاقة الأقل أولاً ثم تنتقل إلى المدارات ذات الطاقة الأعلى.

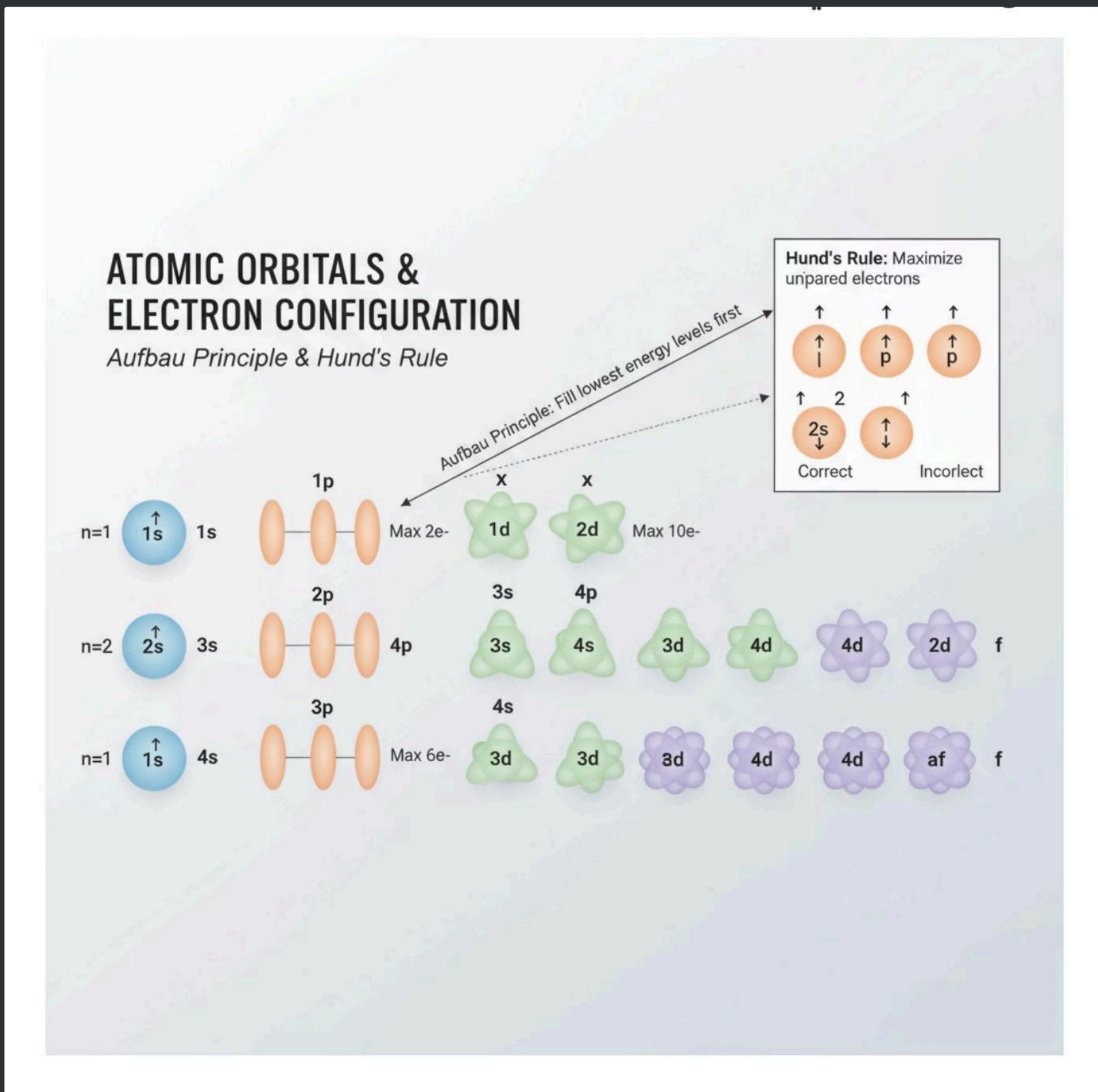
$\dots, 1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 4s, 3d, 4p$

- قاعدة هوند (Hund's Rule): عند ملء المدارات المتساوية في الطاقة (مثل مدارات  $p$  أو  $d$ )، تملأ الإلكترونات منفردة أولاً وبنفس اتجاه الدوران قبل أن تبدأ بالازدواج.

- مبدأ باولي للاستبعاد (Pauli Exclusion Principle): لا يمكن لإلكترونين في نفس الذرة أن يكون لهما نفس أعداد الكم الأربع.



# الجدول الدوري الحديث



الجدول الدوري هو تنظيم منهجي للعناصر الكيميائية بناءً على أعدادها الذرية المتزايدة وخصائصها الكيميائية المتكررة بشكل دوري. وهو أداة لا غنى عنها في الكيمياء.

## الأسس العلمي للجدول الدوري

- العدد الذري:** تُرتّب العناصر تصاعدياً حسب العدد الذري (عدد البروتونات)، حيث يختلف كل عنصر عن الذي يسبقه ببروتون واحد.
- مبدأ البناء التصاعدي:** يعتمد ترتيب العناصر أيضاً على طريقة ملء الإلكترونات للمستويات الفرعية (s, p, d, f)، مما يفسر تكرار الخصائص.

## فئات الجدول الدوري

- الفئة s:** تشمل عناصر المجموعتين 1A و 2A (الفلزات القلوية والقلوية الترابية).
- الفئة p:** تشمل عناصر المجموعات من 3A إلى 0 (الغازات النبيلة).
- الفئة d:** تشمل العناصر الانتقالية الرئيسية.
- الفئة f:** تشمل الانتقاليات والأكتينيدات.

## تحديد موقع العنصر

- رقم الدورة:** هو أعلى عدد كمي رئيسي (n) في التوزيع الإلكتروني للعنصر.
- رقم المجموعة:**
  - للعناصر الممثلة (s و p):** يُحدد بجمع عدد الإلكترونات التكافؤ في المستويين الفرعيين s و p.
  - للعناصر الانتقالية (d):** يُحدد بجمع عدد الإلكترونات التكافؤ في المستويين الفرعيين s و d.



**مثال: الكالسيوم (Ca - 20)**

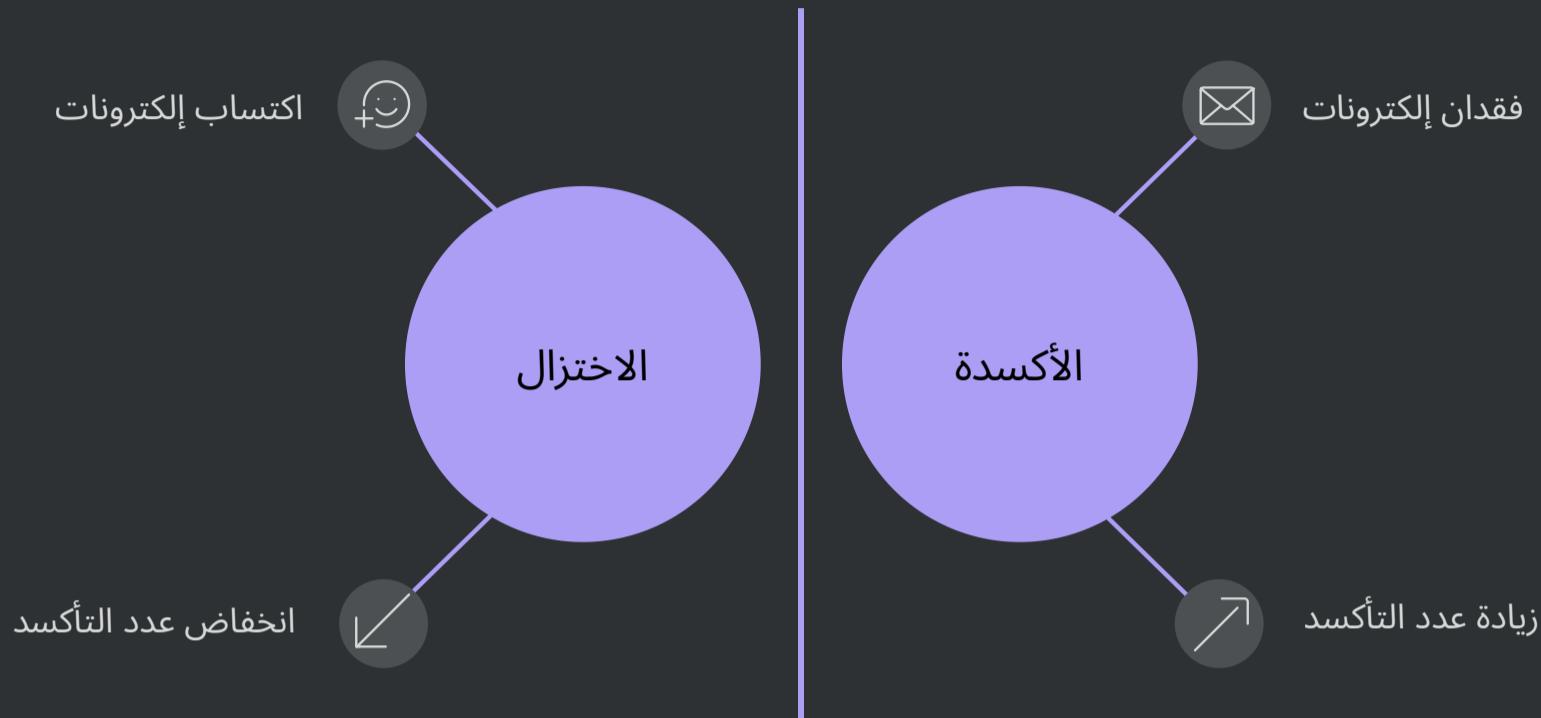
التوزيع الإلكتروني:  $4s^2 [Ar]$

- أعلى عدد كمي رئيسي (n) هو 4 ← يقع في الدورة الرابعة.

- ينتهي بالمستوى الفرعي s، ويحتوي على 2 إلكترون تكافؤ ← يقع في المجموعة 2A.

# تفاعلات الأكسدة والاختزال

تفاعلات الأكسدة والاختزال (Redox Reactions) هي تفاعلات كيميائية تتضمن انتقال الإلكترونات بين الذرات أو الأيونات، وهي أساس العديد من العمليات الكيميائية والحيوية.



## قواعد حساب أعداد الأكسدة

عدد الأكسدة هو شحنة افتراضية تكتسبها الذرة في مركب إذا كانت جميع الروابط أيونية. تساعد هذه القواعد في تحديد أعداد الأكسدة للعناصر في المركبات والأيونات:

1. الهيدروجين (H): عادةً +1، إلا في هيدrides الفلزات يكون -1.
2. الأكسجين (O): عادةً -2، إلا في فوق الأكسيد (-1) وفي السوبرأوكسيد (-½) ومع الفلور (+2).
3. الفلور (F): دائمًا -1 في جميع مركباته.
4. المجموع الكلي لأعداد الأكسدة: يكون صفرًا للعناصر الحرة والمركبات المتعادلة، ويساوي شحنة الأيون للأيونات.
5. فلزات المجموعة 1A و 2A و 3A: تكون أعداد أكسدتها +1، +2، +3 على التوالي في مركباتها.
6. الهالوجينات (I, Cl, Br): عادةً -1، ولكن يمكن أن تكون موجبة عند اتحادها مع الأكسجين.

## أمثلة على تفاعلات الأكسدة والاختزال

لفهم كيفية تطبيق قواعد أعداد الأكسدة، إليك بعض الأمثلة الشائعة:

- تفاعل أكسيد الحديد مع أول أكسيد الكربون:



- يتغير عدد أكسدة الحديد من +3 في  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  إلى 0 في Fe (اختزال).
- يتغير عدد أكسدة الكربون من +2 في CO إلى +4 في  $\text{CO}_2$  (أكسدة).

- تفاعل ثاني كرومات البوتاسيوم مع كلوريد الحديد الثنائي:



- يتغير عدد أكسدة الكروم من +6 في  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  إلى +3 في  $\text{CrCl}_3$  (اختزال).
- يتغير عدد أكسدة الحديد من +2 في  $\text{FeCl}_2$  إلى +3 في  $\text{FeCl}_3$  (أكسدة).

# أعداد الكم وتوزيع الإلكترونات

تُعد أعداد الكم بمثابة "العنوان" الفريد لكل إلكترون داخل الذرة، حيث تصف حالته الطاقية، وشكله المداري، واتجاهه الفراغي، واتجاه دورانه المغزلي. فهم هذه الأعداد ضروري لوصف البنية الإلكترونية للذرات والتنبؤ بسلوكها الكيميائي.

## أنواع أعداد الكم الأربع

2

### العدد الكمي الثانوي ( $\ell$ )

يحدد المستوى الفرعى ( $s, p, d, f$ ) وشكل المدار الذى يوجد فيه الإلكترونون. تترواح قيمته من 0 إلى  $(n-1)$ .  $\ell=0$  يمثل المدار الكروي ( $s$ ),  $\ell=1$  يمثل المدار ذو الفصين ( $p$ ), وهكذا.

1

### العدد الكمي الرئيسي ( $n$ )

يحدد مستوى الطاقة الرئيسي الذى يوجد فيه الإلكترونون، وتترواح قيمته من 1 إلى 7. كلما زادت قيمة  $n$ , زاد حجم المدار وزادت طاقة الإلكترونون، مما يجعله أبعد عن النواة وأقل ارتباطاً بها.

4

### العدد الكمي المغزلي ( $m_s$ )

يحدد اتجاه دوران الإلكترونون حول محوره، وله قيمتان فقط:  $\frac{1}{2}^+$  أو  $\frac{1}{2}^-$ . كل أوربيتال يمكن أن يستوعب إلكترونين فقط، بشرط أن يكون لكل منهما اتجاه دوران مغزلي معاكس للآخر (مبادر باولى للاستبعاد).

3

### العدد الكمي المغناطيسي ( $m_l$ )

يحدد الاتجاه الفراغي للمدار داخل المستوى الفرعى. تترواح قيمته من - $\ell$  إلى  $\ell$ , شاملًا الصفر. على سبيل المثال، المستوى الفرعى ( $\ell=1$ ) له ثلاثة أوربيتالات محتملة الاتجاهات هي  $px, py, pz$ . مما يعني  $m_l = -1, 0, +1$ .

## توزيع الإلكترونات

يصف توزيع الإلكترونات كيفية ترتيب الإلكترونات في مستويات الطاقة والأوربيتالات داخل الذرة، وهو مفتاح لفهم الخصائص الكيميائية للعناصر وتفاعلاتها.

### مبدأ البناء التصاعدي (Aufbau Principle)

ينص هذا المبدأ على أن الإلكترونات تملأ الأوربيتالات ذات الطاقة الأقل أولاً، ثم تنتقل إلى الأوربيتالات ذات الطاقة الأعلى. الترتيب العام لملء الأوربيتالات هو: ... ,  $1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 4s, 3d, 4p$  وهذا الترتيب يضمن وصول الذرة إلى حالتها الأرضية الأكثر استقراراً.

### قاعدة هوند (Hund's Rule)

تنص قاعدة هوند على أنه عند ملء الأوربيتالات المتساوية في الطاقة (مثل أوربيتالات  $p$  أو  $d$  أو  $f$ ), تملأ الإلكترونات فرادى أولاً بنفس اتجاه الغزل، قبل أن تبدأ في الإزدواج. هذا يقلل من التناقض بين الإلكترونات ويزيد من استقرار الذرة.

### التوزيع لأقرب غاز خامل

تُستخدم هذه الطريقة لتبسيط كتابة التوزيع الإلكتروني للعناصر ذات الأعداد الذرية الكبيرة. يتم استخدام رمز الغاز الخامل الذي يسبق العنصر في الجدول الدوري لتمثيل التوزيع الإلكتروني للإلكترونات الداخلية، تم إكمال التوزيع للإلكترونات الخارجية (إلكترونات التكافؤ). أمثلة لغازات الخامدة: الهيليوم ( $He$ ), النيون ( $Ne$ ), الأرجون ( $Ar$ ).

### حالات شاذة في التوزيع الإلكتروني

توجد بعض العناصر التي لا تتبع مبدأ البناء التصاعدي بشكل صارم، وذلك لتحقيق حالة أكثر استقراراً (نصف امتلاء أو امتلاء كامل للمستويات الفرعية  $d$  أو  $f$ ). من أبرز الأمثلة الكروم ( $Cr$  - 24) الذي يميل للتوزيع  $[Ar] 3d5 4s1$  والنحاس ( $Cu$  - 29) الذي يميل للتوزيع  $[Ar] 3d10 4s1$ .

