

مقدمة

الحمد لله الذي سخرني لعمل أجه، أله وهو خدمة
طالب العلم وبعد توفيق الله وكرمه، أضع بين
يدي طلابنا مادة تأسيس مختصرة لبعض مواضيع
كتاب الثاني عشر لمنهاج الكيمياء لجميع الفروع
(علمي - زراعي - اقتصاد منزلي) على أن يتم بعد
ذلك شرح المادة بشكل مفصل وشامل أيضًا
التأسيس بطريقة مبسطة تصل إلى عقولكم
بشكل سلس.

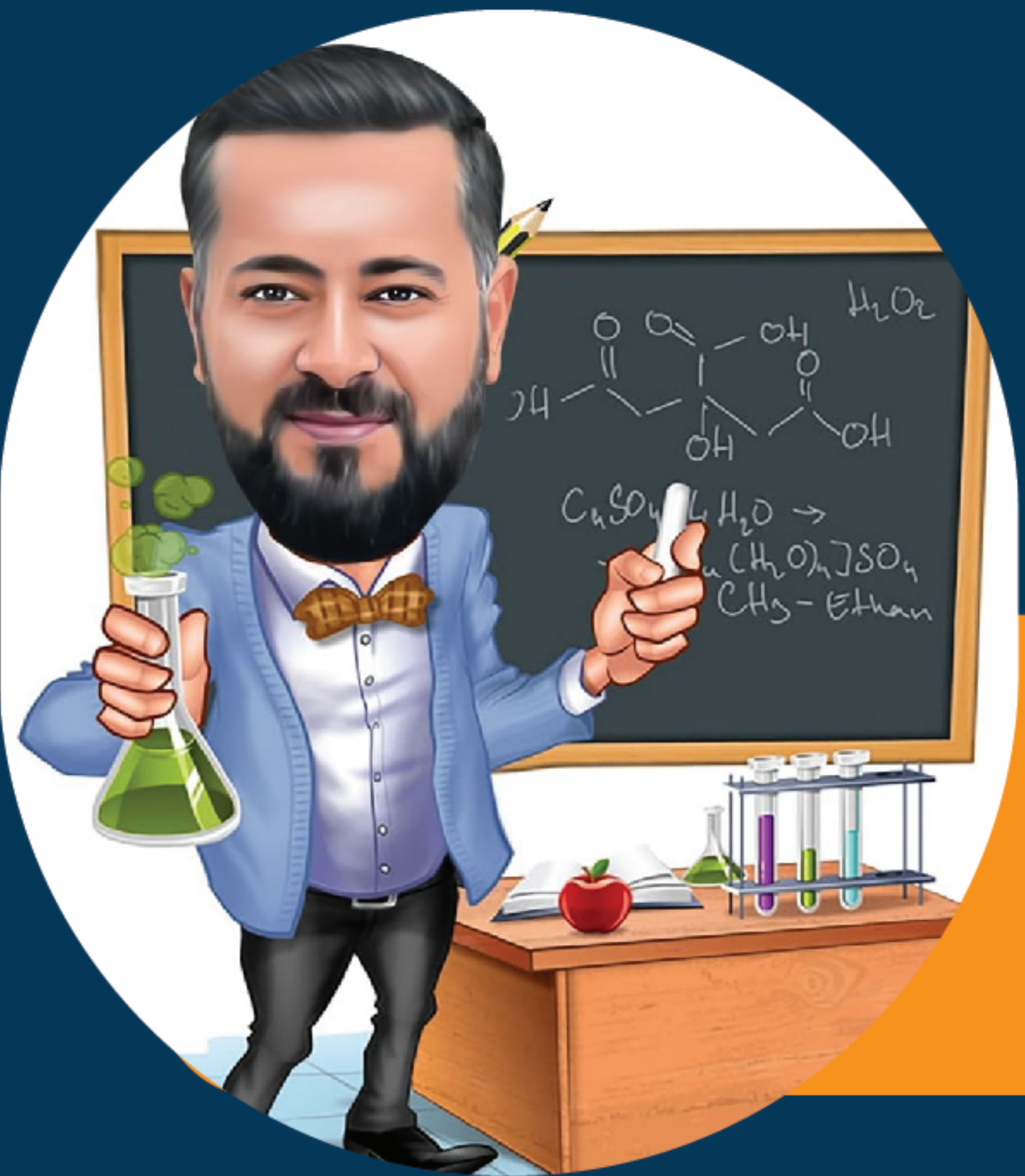
المقولة المفضلة لدي:

ما أجمل أن تكون غائبًا حاضر على أن تكون حاضرًا غائب.



0795021789

الاستاذ : عماد الشريف



تشمل مواضيع التأسيس:

أولاً: نبذة تاريخية عن الذرة وربطها في منهاج التوجيهي. (فقط مصورة)

ثانياً: صيغ المركبات الأيونية والتساهمية.

ثالثاً: التفاعل الكيميائي.

رابعاً: طرق التعبير عن تركيز المحاليل (التركيز المولاري)

خامساً: الحموض والقواعد

سادساً: السالبية الكهربائية والروابط القطبية.

سابعاً: مفهوم التأكسد والاختزال.

أبو الشريف لديكم ... لا خوف عليكم

الاستاذ : عماد الشريف

0795021789



ثانيًا: صيغ المركبات الأيونية والتساهمية

لمعرفة كتابة صيغ المركبات الأيونية والتساهمية يجب معرفة وحفظ بعض الأيونات الموجبة والأيونات السالبة الأكثر ثباتًا التالية:

المجموعة	السابعة الهالوجينات	السادسة	الخامسة	الثالثة	الثانية (القلويات الترابية)	الأولى (القلويات)
الشحنة	1-	2-	3-	3+	2+	1+
أمثلة	F ⁻ Cl ⁻ Br ⁻ I ⁻	O ⁻²	N ⁻³	Al ⁺³ B ⁺³	Be ⁺² Mg ⁺² Ca ⁺² Ba ⁺²	Li ⁺ Na ⁺ K ⁺

بعض المجموعات الذرية وشحناتها.

اسم الأيون	الصيغة	الشحنة
الكبريتات	SO ₄ ⁻²	2-
النترات	NO ₃ ⁻¹	1-
هيدروكسيد	OH ⁻	1-
فوسفات	PO ₄ ⁻³	3-
سيانيد	CN ⁻	1-
كربونات	SO ₃ ⁻²	2-

أهم عناصر المجموعة الرابعة الكربون (C₆)

أمثلة:

على كتابة صيغ المركبات التساهمية

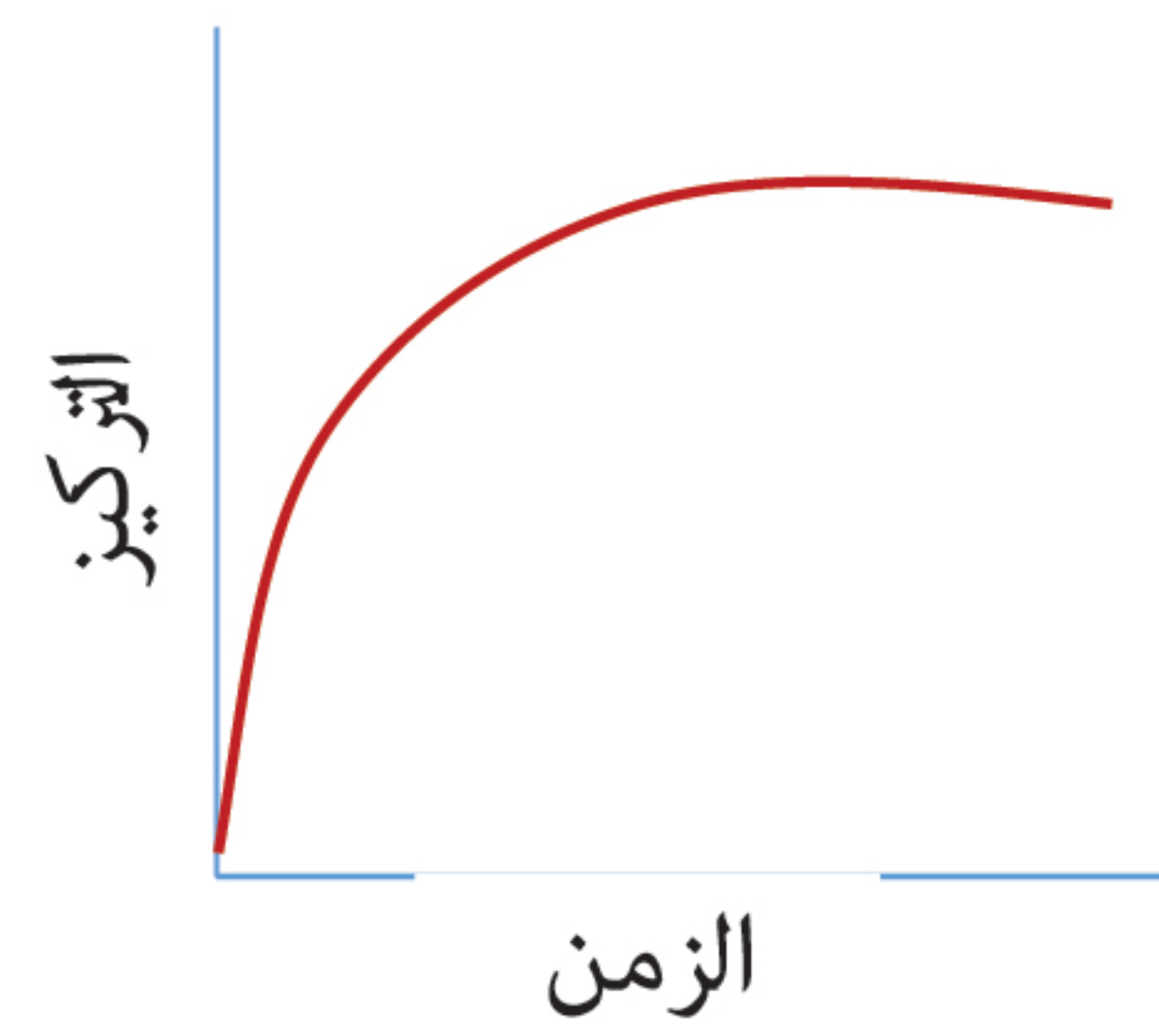
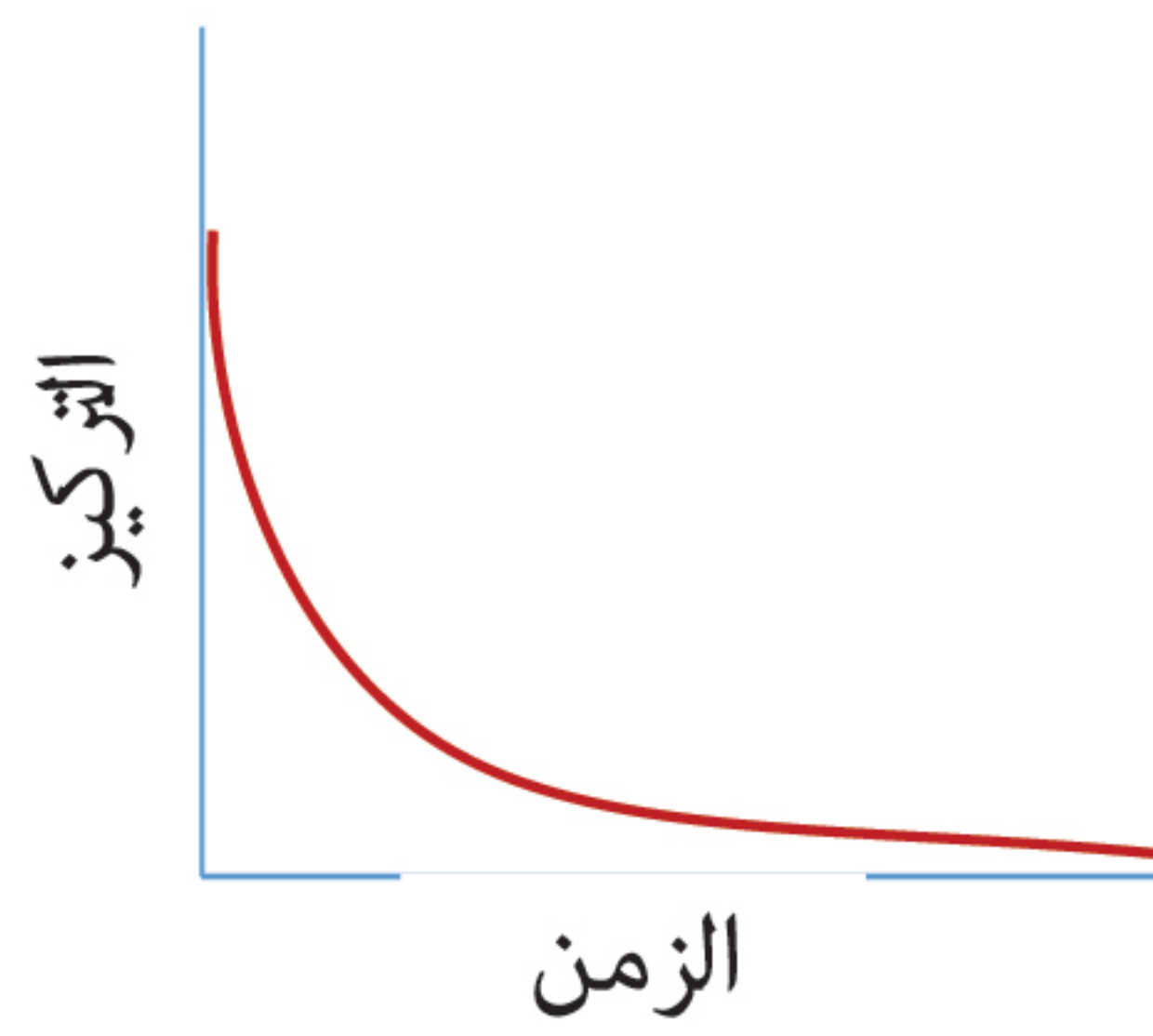
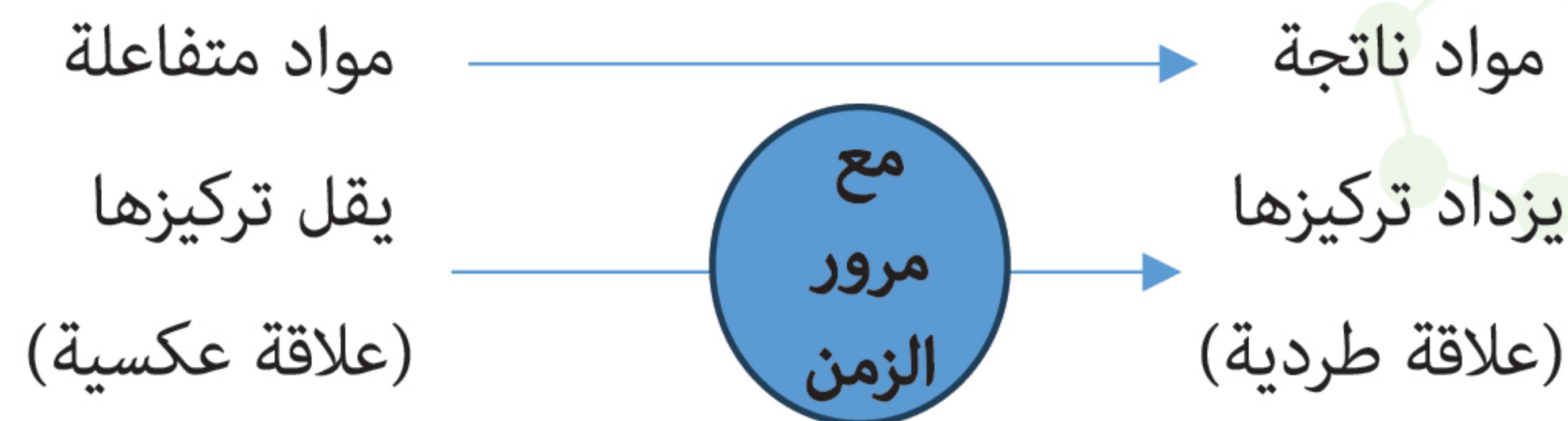
CH ₄	الميثان	1
NH ₃	أمونيا	2
H ₂ O	الماء	3
HCl	حمض الهيدروكلوريك	4

على كتابة صيغ المركبات الأيونية

Na ⁺ Cl ⁻¹	كلوريد الصوديوم	1
Mg ²⁺ O ⁻²	أكسيد المغنيسيوم	2
Na ⁺¹ NO ₃ ⁻¹	نترات الصوديوم	3
Na ⁺¹ SO ₄ ⁻²	كبريتات الصوديوم	4

ثالثًا: التفاعل الكيميائي

هو عبارة عن إعادة ترتيب للذرات بحيث يشمل تكسير روابط بين المواد المتفاعلة وتكوين روابط جديدة بين المواد الناتجة تكون مختلفة في صفاتها الكيميائية والفيزيائية.



رابعًا: طرق التعبير عن تركيز المحاليل (التركيز المولاري)

الكمية الأكبر

مذيب (ماء)

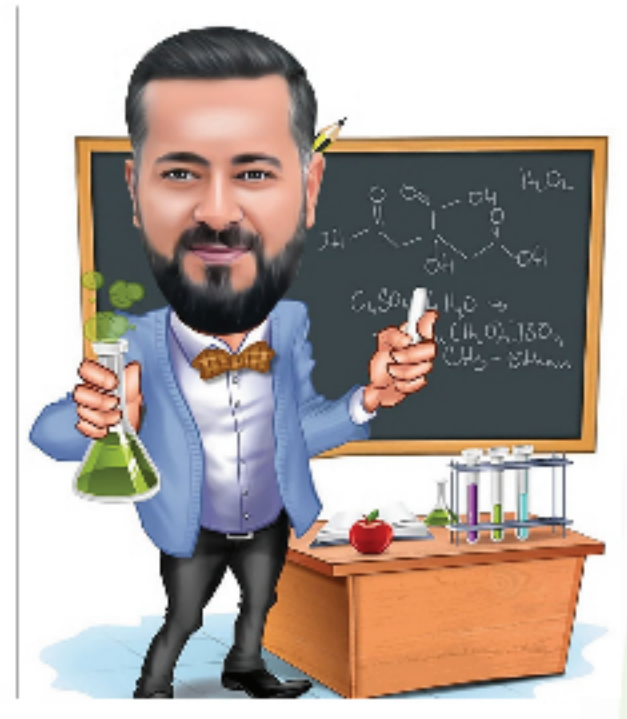
يتكون المحلول من

الكمية الأقل

مذاب (حمض/قاعدة/ملح)

- ★ يعبر عن تركيز المحاليل بأكثر من طريقة، ولكن المطلوب بالتوجيه فقط التركيز المولاري.
- ★ تعريف التركيز بالمولارية (Molarity) هو عدد مولات (mols) المذاب في لتر واحد من المحلول.
- ★ تعطى الكتلة المولية ($\mu.r$) للحمض أو القاعدة أو الملح في وحدة الحموض والقواعد وغير مطلوب حسابها.
- ★ القوانين المستخدمة لتحويل كتلة الحمض، القاعدة والملح مرورًا بعدد المولات لكل منها وصولًا إلى تركيزها المولاري (M).

الرمز	المصطلح	الوحدة
ك (m)	الكتلة (mass)	غ g
ك م (Mr)	الكتلة المولية (molar mass)	غ / مول g/mol
ع (n)	عدد المولات (moles)	مول Mol
قوس التركيز []	التركيز المولاري (Molarity (M)	مول / لتر Mol/L



$$\text{moles} = \frac{\text{mass (m)}}{M_r}$$

$$M = \frac{n \text{ or solute}}{v \text{ of solution}}$$

$$\frac{\text{الكتلة}}{\text{الكتلة المولية}} = \text{عدد المولات}$$

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

القوانين بالرموز:

$$n = \frac{m}{M_r}$$

$$\frac{\text{ك}}{\text{ك م}} = \text{ع}$$

$$M = \frac{n}{v}$$

$$\frac{\text{ع}}{\text{ح}} = []$$

ملاحظة: لتحويل الحجم من مل (ml) إلى لتر (l) نقسم على 1000 أو نضرب 10^{-3}

$$\frac{ml}{1000 ml} = L$$

لتحويل 1000 ml إلى لتر (l)

مثال:

$$1L = 1000 \times 10^{-3}$$

أو

$$\frac{1000 ml}{1000} = 1 L$$

تطبيقات على تحويل كتلة الحمض والقاعدة إلى تركيز وبالعكس.

أذيب 0.7g من HCl في الماء حتى أصبح حجم المحلول 500 ml، احسب تركيز (M) لمحلول الحمض HCl (علماً بأن الكتلة المولية لـ $HCl = 35g/mol$)

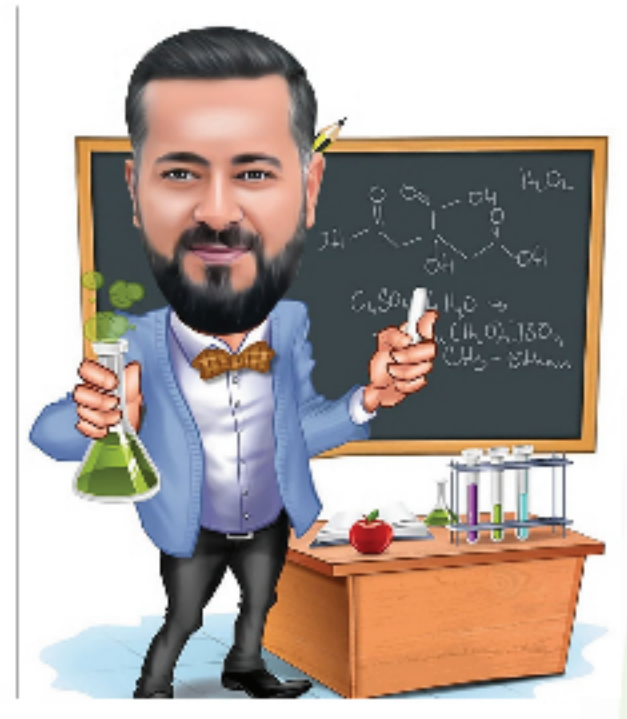
سؤال 1

الحل:

$$n = \frac{m}{M_r} = \frac{7 \times 10^{-1}}{35} = 2 \times 10^{-2}$$

$$M_{HCl} = \frac{n}{v} = \frac{2 \times 10^{-2}}{5 \times 10^{-1}} = 4 \times 10^{-2} \text{ mol/l}$$

$$v = \frac{500}{1000} = 0.5 L$$



أذيب 0.2 mol من NaOH في الماء فكان حجم المحلول 400 ml ، (علمًا بأن الكتلة المولية لـ 40 g/mol NaOH)

أجب عما يلي:

1. تركيز NaOH (M)
2. كتلة NaOH (m)

الحل (1):

$$M_{(\text{NaOH})} = \frac{n}{v} = \frac{2 \times 10^{-1}}{4 \times 10^{-1}}$$
$$= \frac{20 \times 10^{-2}}{4 \times 10^{-1}}$$
$$= 5 \times 10^{-1} \text{ mol/L}$$

$$v = \frac{400 \text{ ml}}{1000 \text{ ml}} = 0.4 \text{ L}$$

الحل (2):

$$n_{(\text{NaOH})} = \frac{m}{M r}$$
$$m = n \times M r$$
$$= 0.2 \times 40 = 8 \text{ g}$$



ما الكتلة (m) اللازم إذابتها من CH_3COOH في الماء لعمل محلول حجمه 250 ml وتركيزه 0.2 (M) (علمًا بأن الكتلة المولية لـ $60 \text{ g/mol} = \text{CH}_3\text{COOH}$)

الحل:

$$M_{\text{CH}_3\text{COOH}} = \frac{n}{v} \rightarrow n = m \times v$$
$$= 0.2 \times 0.25$$
$$= 5 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

$$n = \frac{m}{M r} \rightarrow m = n \times M r$$
$$= 5 \times 10^{-2} \times 60$$
$$= 3 \text{ g}$$

خامسًا: الحموض والقواعد

مقارنة بين الحمض والقاعدة

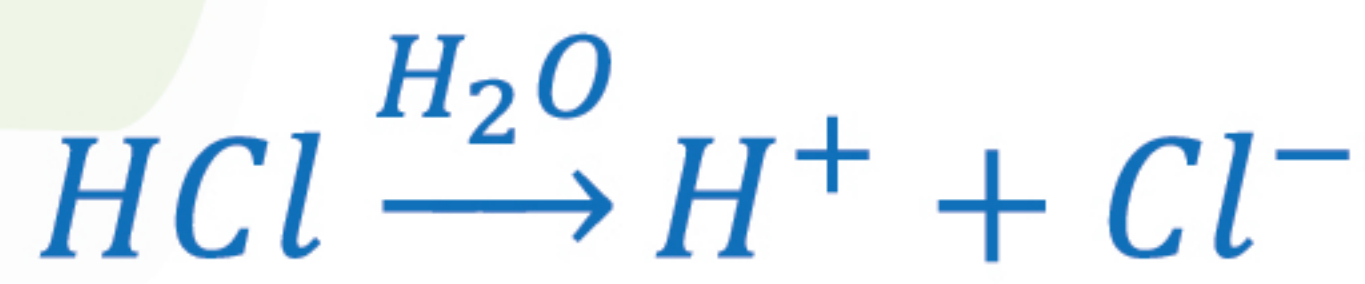
وجه المقارنة	الحمض	القاعدة
التعريف البدائي	مادة كهربية تنتج H^+ عند إذابتها في الماء $HA \xrightarrow{\text{ماء}} H^+ + A^-$	مادة كهربية تنتج OH^- عند إذابتها في الماء $XOH \xrightarrow{\text{ماء}} X^+ + OH^-$
الطعم	حامض	مُر
التأثير على لون ورقة تباع الشمس	يحولها من اللون الأزرق إلى اللون الأحمر	يحولها من اللون الأحمر إلى اللون الأزرق
أمثلة واستخدامات	الحمض الذي يسبب حموضة المعدة. الحمض في بطارية السيارة. الحمض في الليمون.	هيدروكسيد الصوديوم (صودا كاوية). هيدروكسيد المغنيسيوم المستخدم في الأدوية لمعالجة حموضة المعدة. الأمونيا (النشادر) تستخدم القواعد بشكل عام في مواد التنظيف.

تقسم الحموض إلى:

حموض قوية: $H_2SO_4, HClO_4, HNO_3, HI, HBr, HCl$

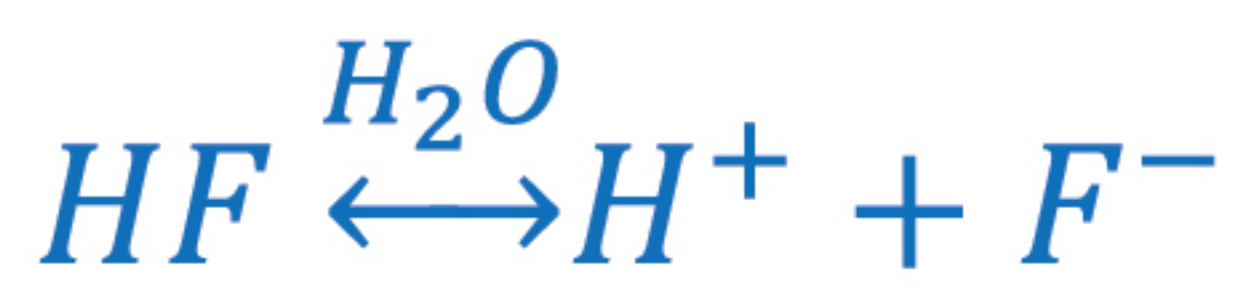
حموض ضعيفة: أهمها: $RCOOH, HCN, H_2SO_3, HF$

الحموض القوية تتأين كليًا في الماء ويكون تركيز الأيونات الناتجة مساوٍ لتركيز الحمض (النسبة المولية 1:1)



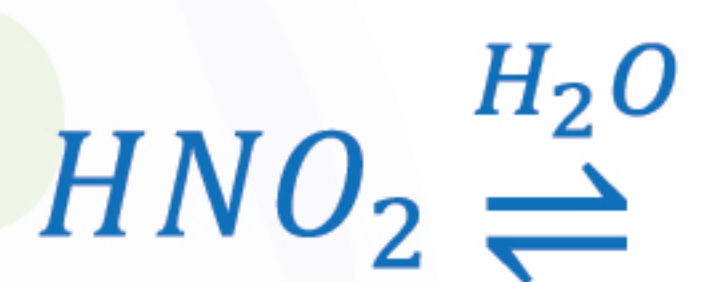
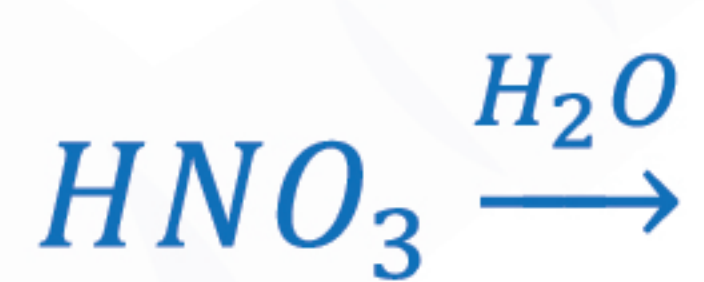
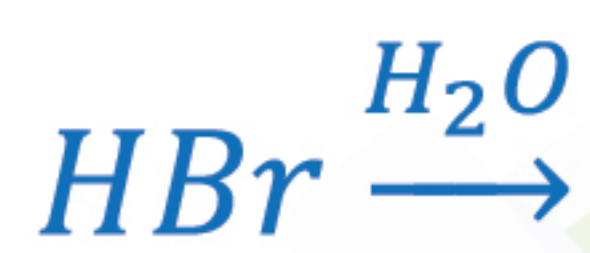
0.1M 0.1M 0.1M

الحموض الضعيفة تتأين جزئيًا في الماء ويكون تركيز الأيونات الناتجة أقل من تركيز الحمض



0.1M x x

أكمل المعادلات الآتية:

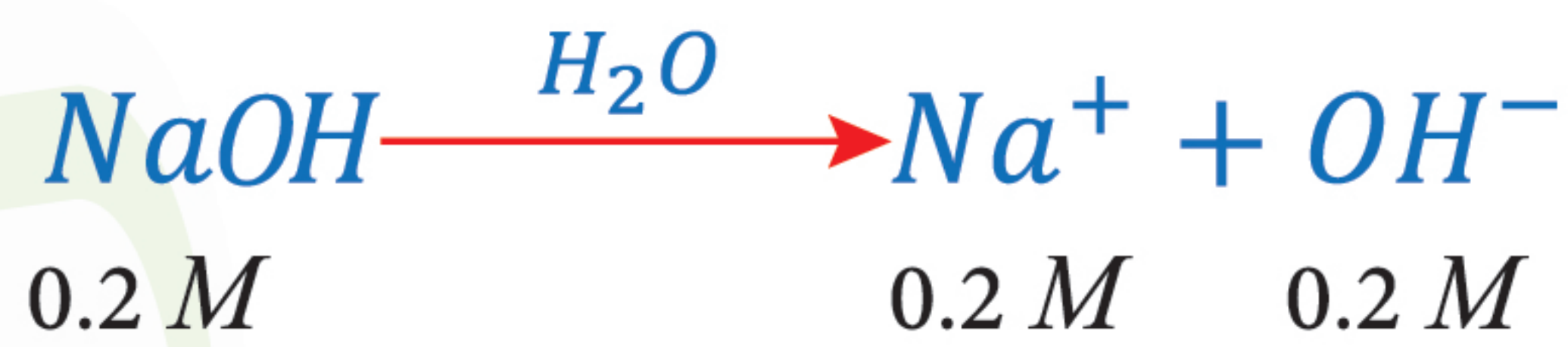
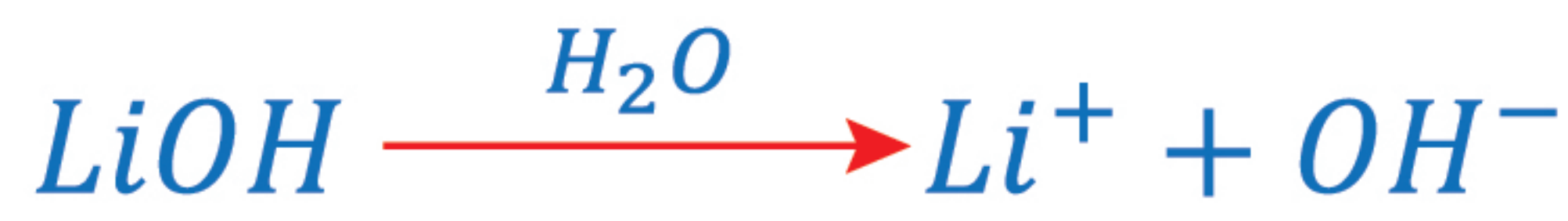


تقسم القواعد إلى:

قواعد قوية: NaOH, LiOH, KOH

قواعد ضعيفة: أهمها: CH_3NH_2 , N_2H_4 , NH_3

القواعد القوية: تتأين كلياً في الماء ويكون تركيز الأيونات الناتجة مساوٍ لتركيز القاعدة (النسبة المولية 1:1)



القواعد الضعيفة: تتأين جزئياً في الماء ويكون تركيز الأيونات الناتجة أقل من تركيز القاعدة.

يتم شرحها مفصلاً أثناء شرح منهاج التوجيهي لأنها تحتاج إلى معرفة ببعض المواضيع التي سوف يتم التطرق إليها.

سادساً: السالبية الكهربائية (والروابط القطبية).

السالبية الكهربائية (الكهرسلبية): هي قدرة الذرة على جذب الكترونات الرابطة التساهمية.

كيف تزداد السالبية الكهربائية بين عناصر الجدول الدوري؟

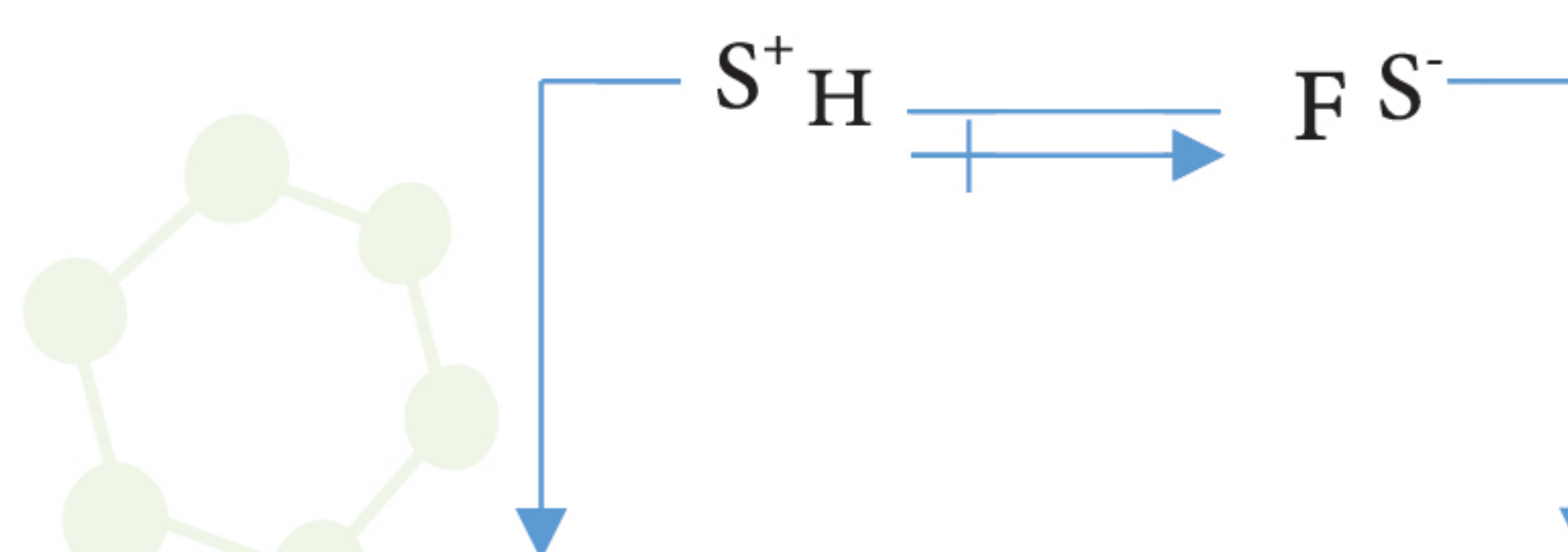
في الدورة الواحدة	1	2	3	4	5	6	7
	Li	Be	B	C	N	O	F

في
المجموع
الواحد
Cl
Br
I

أعلى كهرسلبية في الجدول الدوري بالترتيب



مثال:

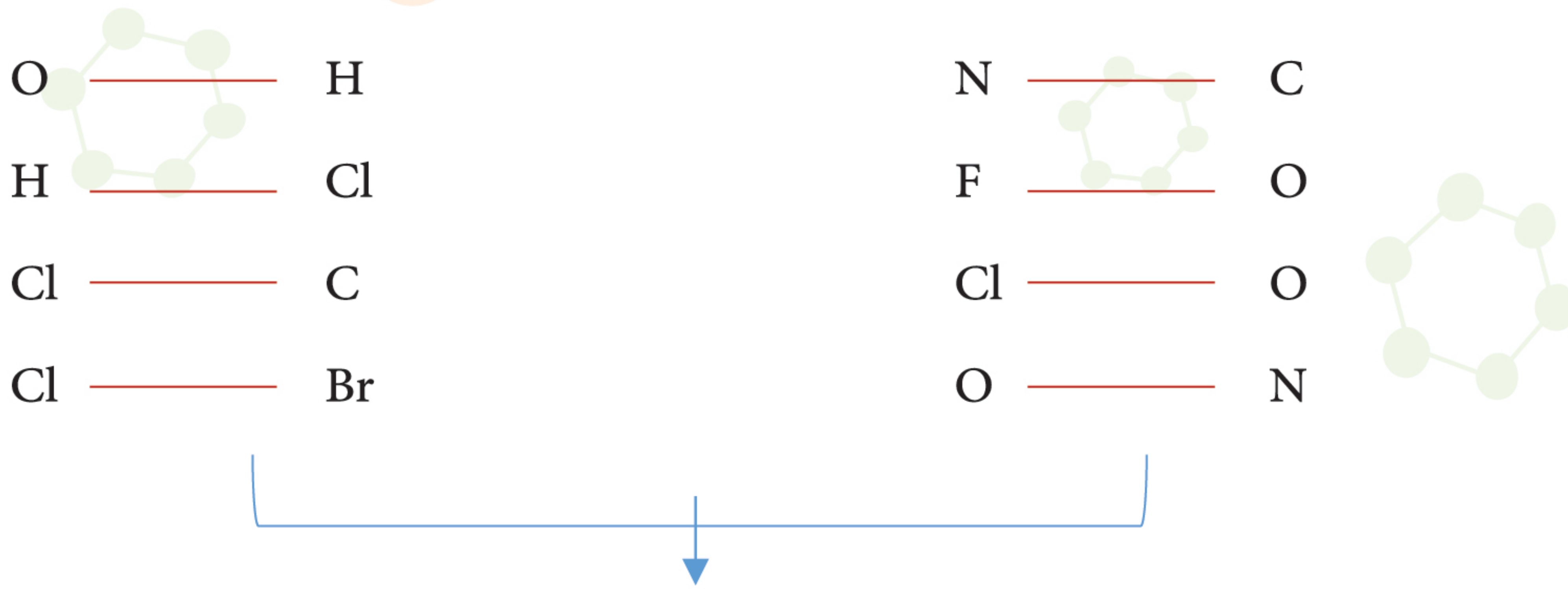


شحنة جزيئية
موجبة للعنصر
الأقل كهرسلبية

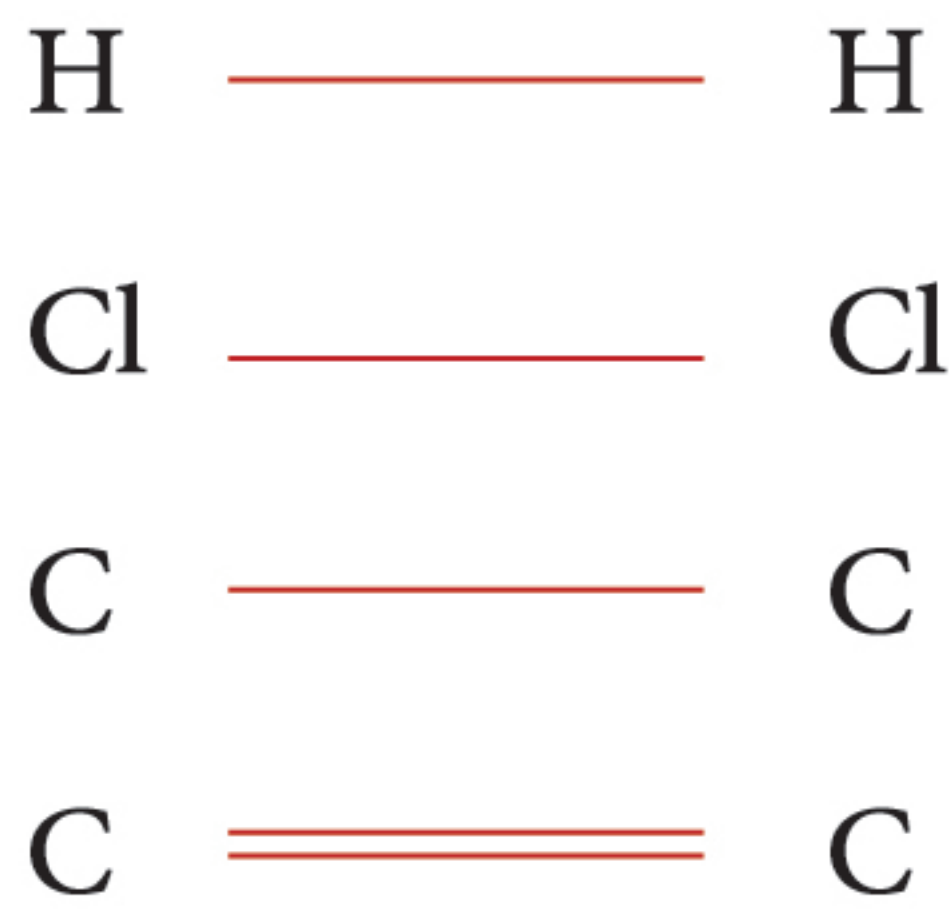
شحنة جزيئية سالبة
للعنصر الأعلى
كهرسلبية



حدد الشحنة الجزيئية على كل عنصر، مما يلي:



جميع الروابط السابقة تعتبر روابط قطبية لأن فرق السالبية الكهربائية لا تساوي صفر.
بينما الروابط الآتية:

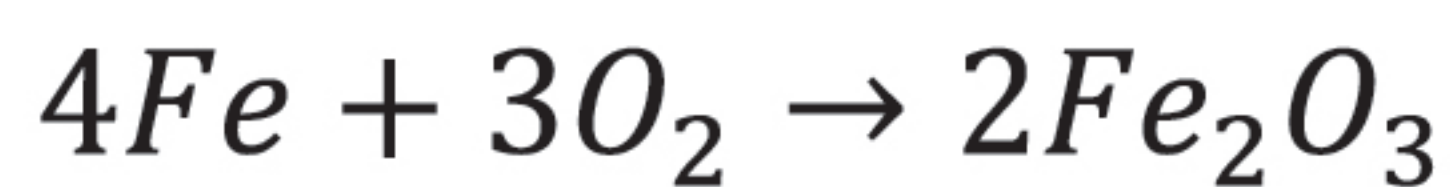
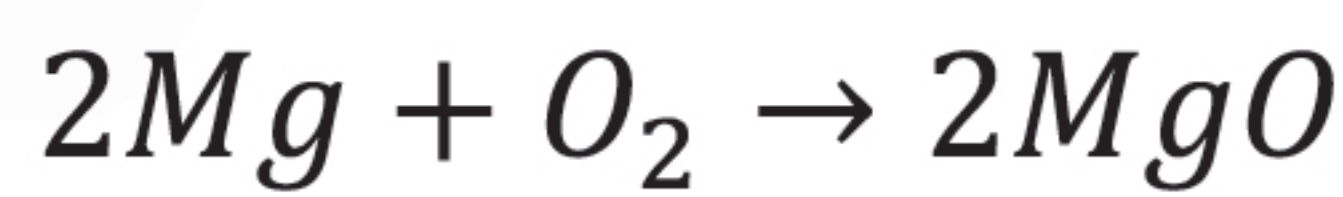


تعتبر روابط غير قطبية لأن فرق السالبية الكهربائية تساوي صفر.

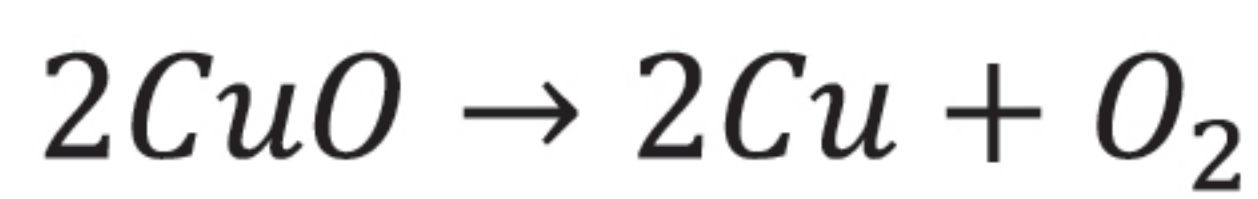
سابعًا: مفهوم التأكسد والاختزال

المفهوم القديم:

التأكسد: الزيادة في محتوى الأكسجين



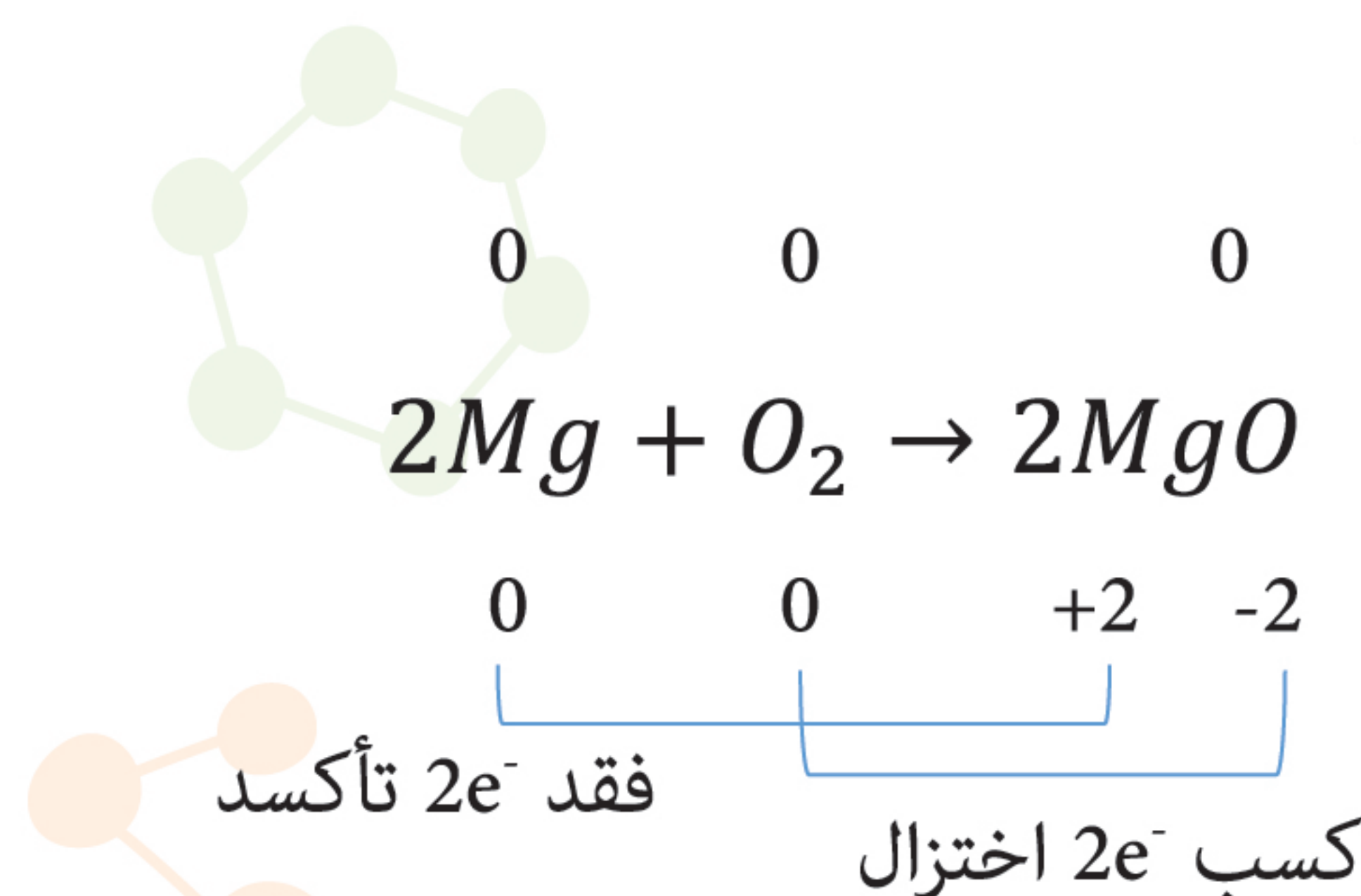
الاختزال: نزع الأكسجين من خامات أكاسيد العناصر.



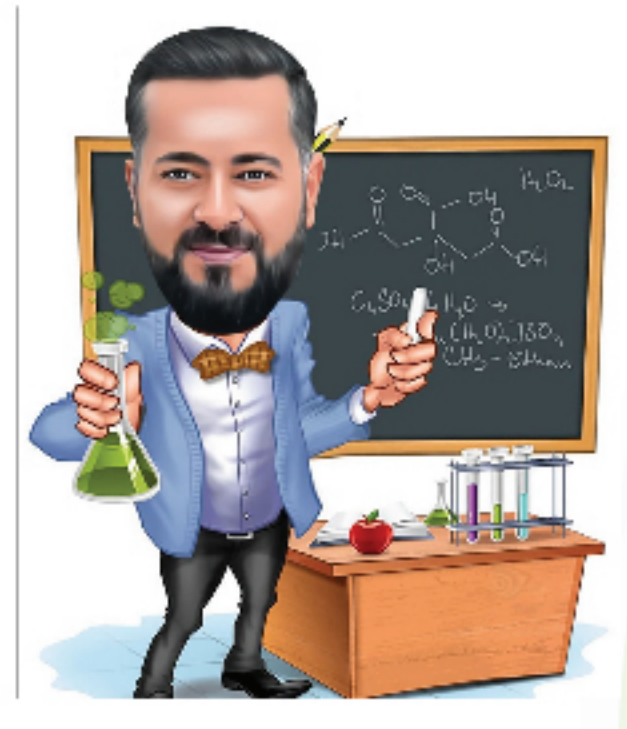
المفهوم الحديث:

التأكسد: فقد الإلكترونات أثناء التفاعل.

الاختزال: كسب الإلكترونات أثناء التفاعل.



التأكسد والاختزال يحدث لذرة واحدة أو أيونها.



ملاحظة مهمة: التأكسد والاختزال عمليتان متلازمتان أي لا تحدث إحداها بغياب الأخرى.

ملاحظة مهمة: عدد الإلكترونات المفقودة تساوي عدد الإلكترونات المكتسبة في المعادلة الموزونة.

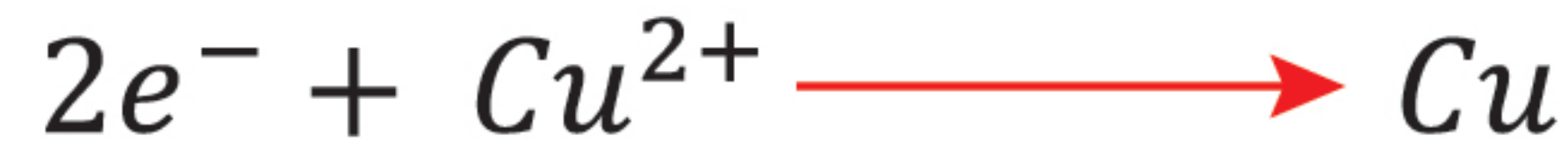
حيث يمكن تقسيم معادلة التأكسد والاختزال إلى قسمين:



نصف تفاعل تأكسد



نصف تفاعل اختزال



وبجمع أنصاف التفاعل
ونتأكد من قانون حفظ الشحنة والمادة

قانون حفظ المادة: عدد الذرات في المتفاعلات يساوي عدد الذرات في النواتج.

قانون حفظ الشحنة: المجموع الجبري لشحنات المواد المتفاعلة يساوي المجموع الجبري لشحنات المواد الناتجة.

وازن المعادلات الآتية بطريقة التأكسد والاختزال وتحقق من صحة الحل من خلال قانون حفظ المادة والشحنة.

