

BE
THE BEST
OR DIE
TRYING

THE
LEGEND

السيد

الكيميائي



Mr. KhaledSakr



Khaledsakr8181



khaled-sakr.com

مقدمة في الكيمياء



❖ محتويات المحاضرة :

تعريف الذرة ومكوناتها	1	تصنيف المركبات	4
تصنيف العناصر	2	أنواع التفاعلات الكيميائية	5
كتابة الصيغ الكيميائية	3	أعداد الكم الأربعة	6



❖ المادة :- هي كل صالة كتلة و حجم .

حالات المادة : ١- صلبة "s" ٢- سائلة "l" ٣- غازية "g"

المادة ☐ تتكون من جزئيات تتكون من ذرات .



❖ الجزء :- هو أصغر جزء من المادة يوجد في حالة إنفراد وتتنضح فيه خواص المادة .

يتكون غالبًا من اتحاد ذرتين أو أكثر .

الجزء "ينقسم إلى"

مركب

ينتج من اتحاد ذرات مختلفة .

عنصر

ينتج من اتحاد ذرات متشابهة



❖ أولاً : العنصر :

1- ينتج من اتحاد ذرات متشابهة



2- عناصر تتكون من ذرة واحدة



❖ ثانياً : المركب :

ينتج من اتحاد ذرات مختلفة

مثل : الماء H_2O حمض الكبريتيك H_2SO_4

كلوريد صوديوم $NaCl$ نترات بوتاسيوم KNO_3



ملاحظات هامة :

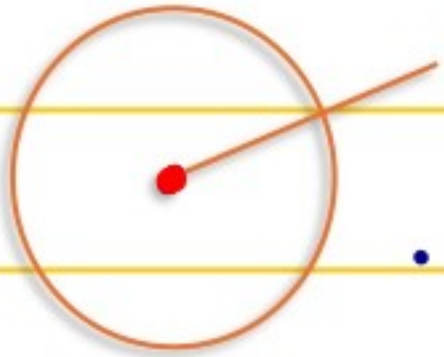
- أي عنصر صلب يتكون من ذرة واحدة .
- الغازات الخاملة ذرتها منفردة (أي تتكون من ذرة واحدة)



❖ الذرة:- هي أصغر وحدة بناء للمادة. لا توجد غالبًا في حالة انفراد وتسترل في التفاعلات الكيميائية.

▪ تتركب الذرة من:- أ- نواة "موجبة الشحنة".

نواة



ب- إلكترونات سالبة الشحنة تدور حول النواة.



علل لما يأتي :

النواة موجبة الشحنة. **حيث تحتوي على بروتونات موجبة الشحنة ونيوترونات متعادلة الشحنة .**

الذرة متعادلة كهربياً. **لتساوي عدد البروتونات الموجبة داخل النواة مع عدد الإلكترونات السالبة التي تدور حولها.**



❖ العناصر:-

كل عنصر له رمز مكون من حرف واحد أو حرفين.

من حرف واحد *Capital* / من حرفين الأول *Capital* والثاني *small*

1- العدد الذري :

هو عدد البروتونات الموجبة داخل النواة.

$$11 p^{+} = 11 e^{-}$$

2- العدد الكتلي :

هو مجموع أعداد كل من البروتونات والنيوترونات.

$$n = 23 - 11 = 12$$

م/ خالد صقر



■ تتكون ذرة الكلور من :



17 p^+ 17 e^-

الذرة متعادلة كهربائيًا

$$n = 35 - 17 = 18$$



العدد الكتلي

56

Fe

26

العدد الذري

■ تتكون ذرة الحديد من :

 $26 p$ $26 e^{-}$

$$56 - 26 = 30$$



برينز يلبوس



1- الفلزات :- هي عناصر يحتوي مستوى طاقتها الذخيرة على أقل من ٤ إلكترونات .

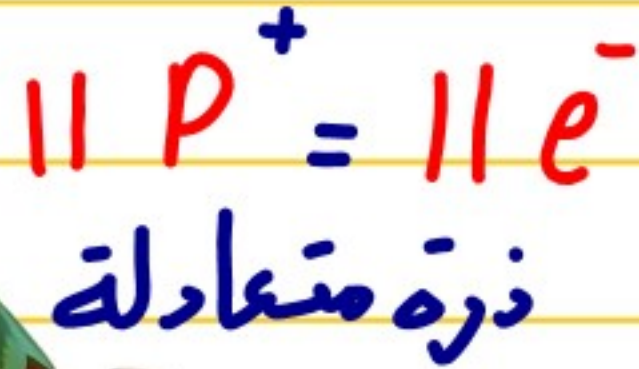
خواصها : 1- قابلية للسحب والطرق . 2- لها بريق معدني .

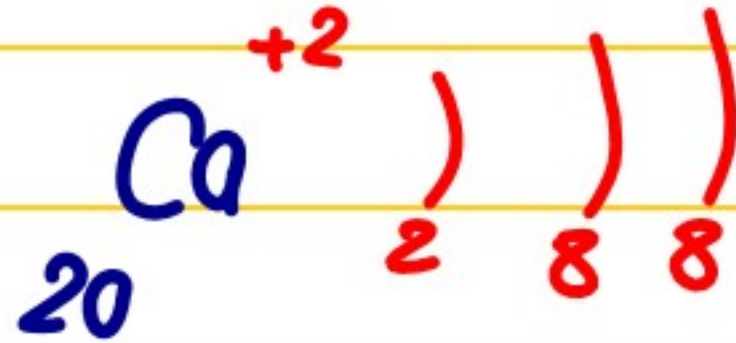
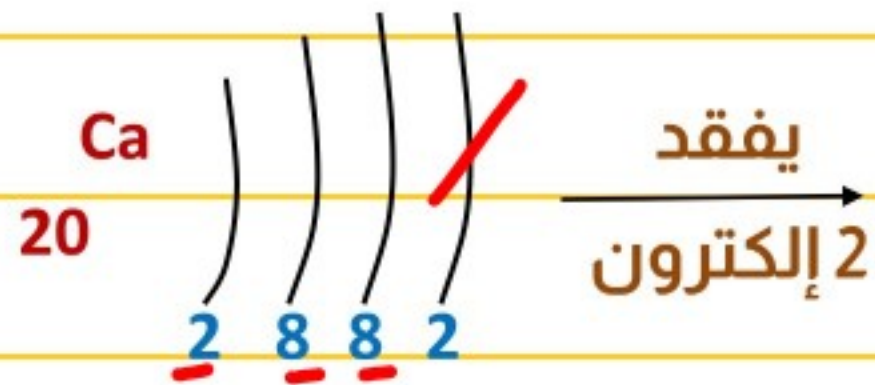
3- جيدة التوصيل للحرارة والكهرباء .



- عناصر غير مستقرة تدخل في التفاعل الكيميائي لكي تستقر.

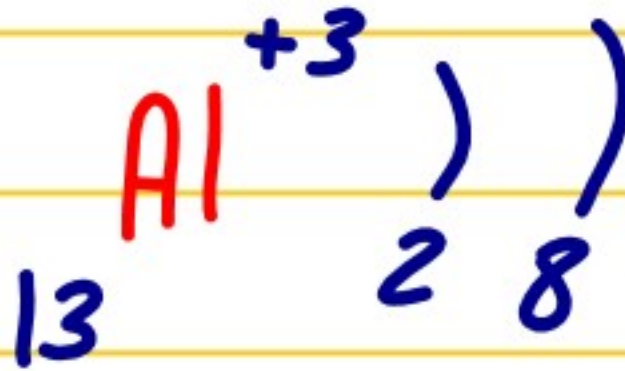
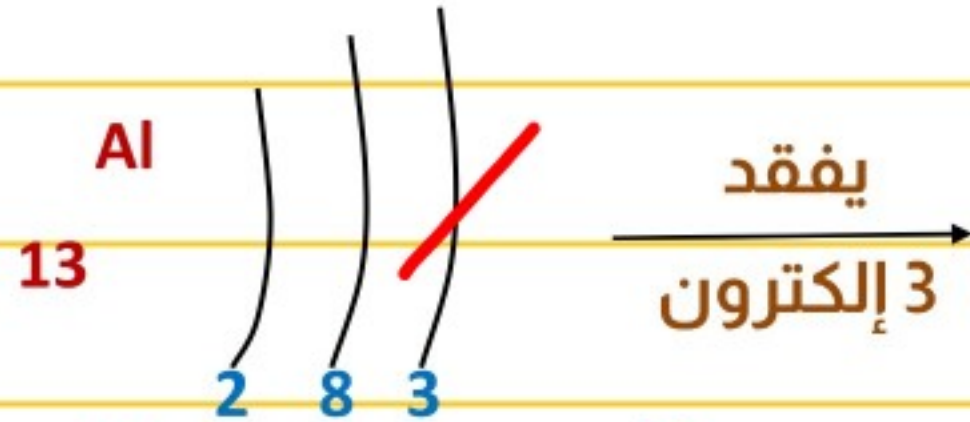
حيث " تميل الفلزات إلى فقد إلكترونات غلاف التكافؤ متحولة إلى أيونات موجبة (كاتيونات) "





$$20 p^{+} = 20 e^{-}$$

$$20 p^{+} > 18 e^{-}$$



$$13 p^{+} = 13 e^{-}$$

$$13 p^{+} > 10 e^{-}$$



2- اللافلزات :- هي عناصر يحدتوى خلاف تكافؤها على أكثر من إلكترونات .

خواصها : 1- غير قابلة للسحب والطرق . 2- ليس لها بريق معدنى

3- رديئة التوصيل للحرارة والكهرباء .



- عناصر غير مستقرة تدخل في التفاعل الكيميائي لكي تستقر .

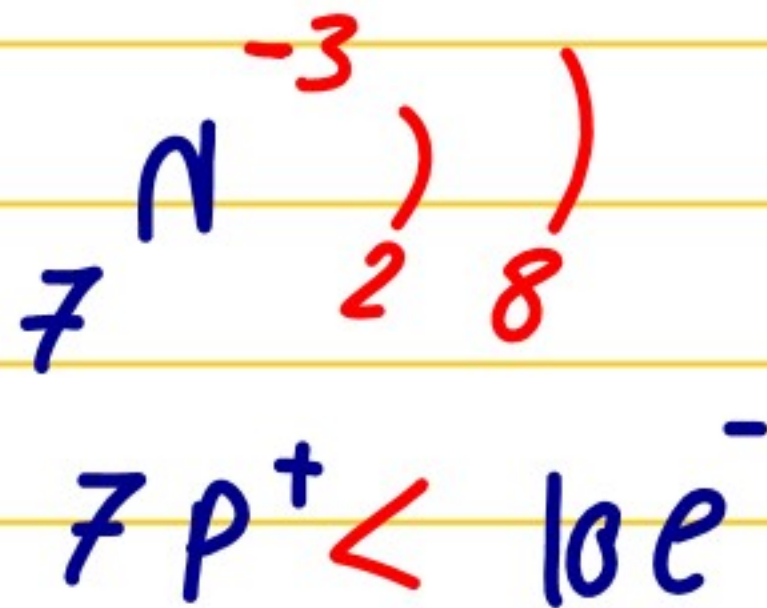
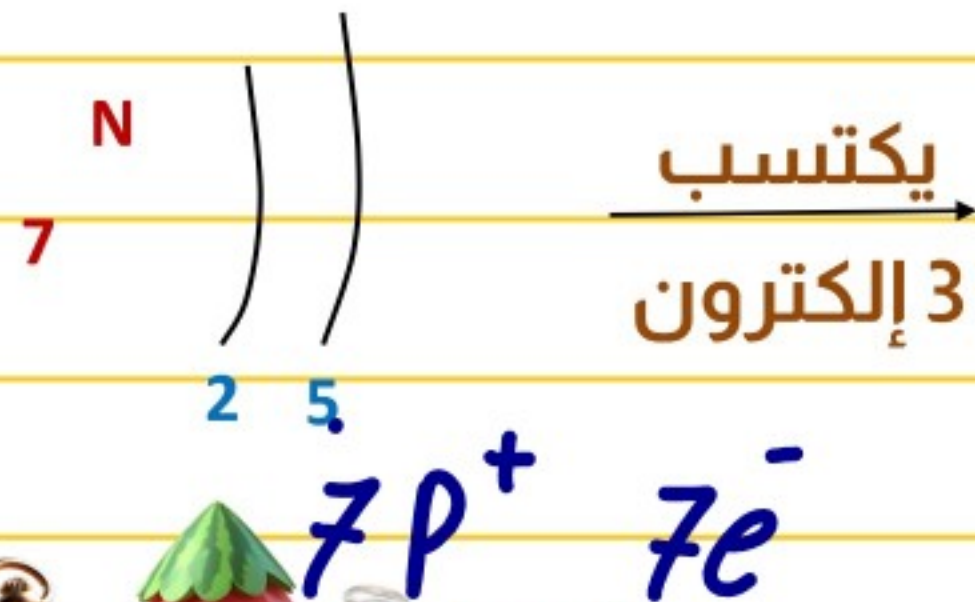
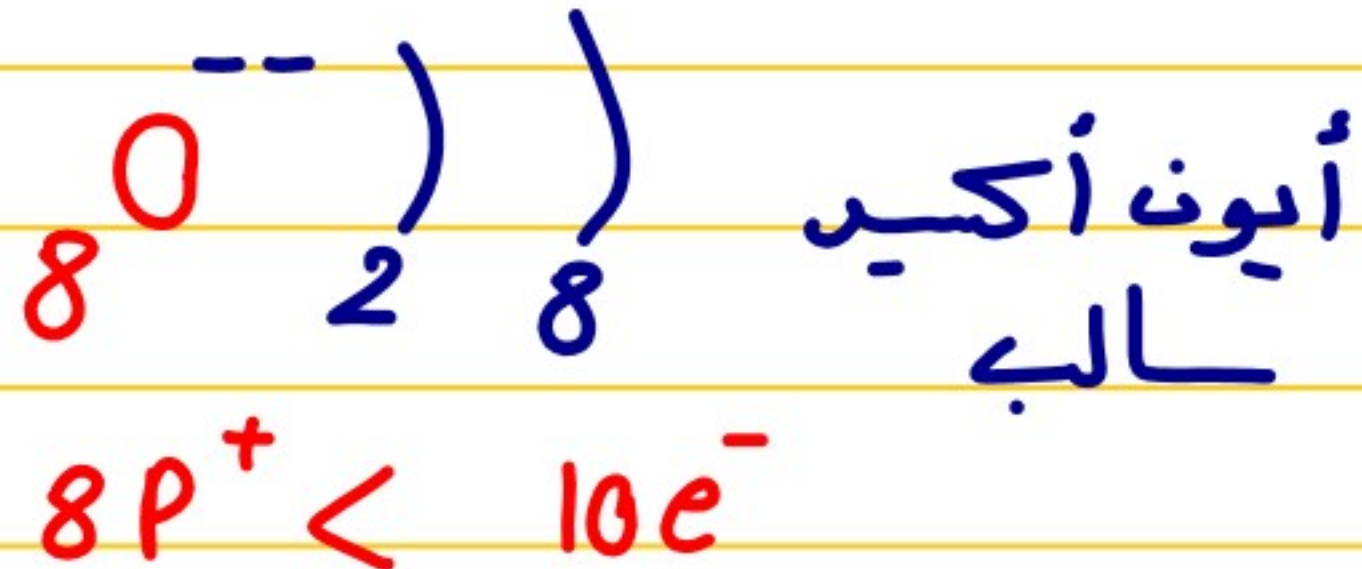
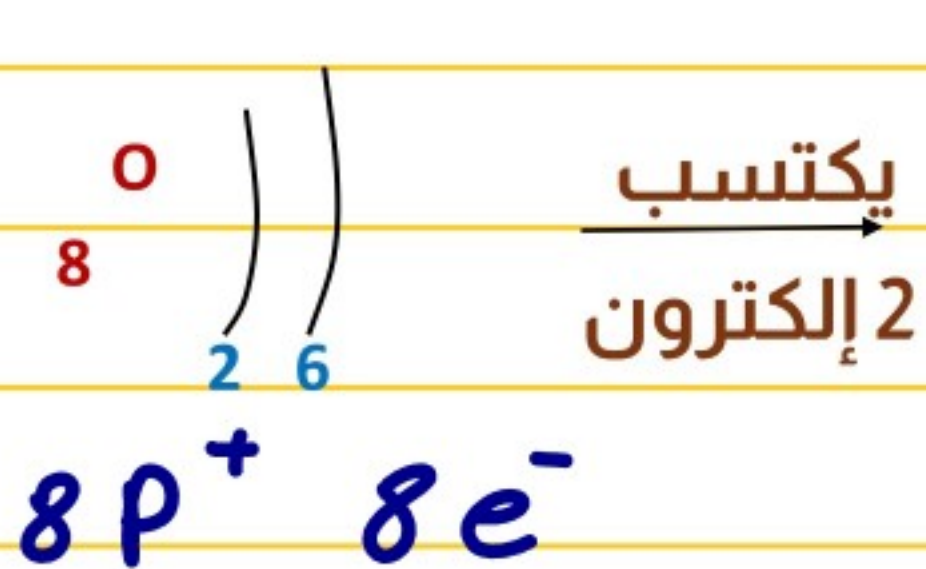
حيث " تميل لاكتساب إلكترونات متحولة إلى أيونات سالبة (أنيونات) "



$17 p^{+} = 17 e^{-}$
ذرة متعادلة .

$17 p^{+} < 18 e^{-}$
أيون كلوريد
سالبة .

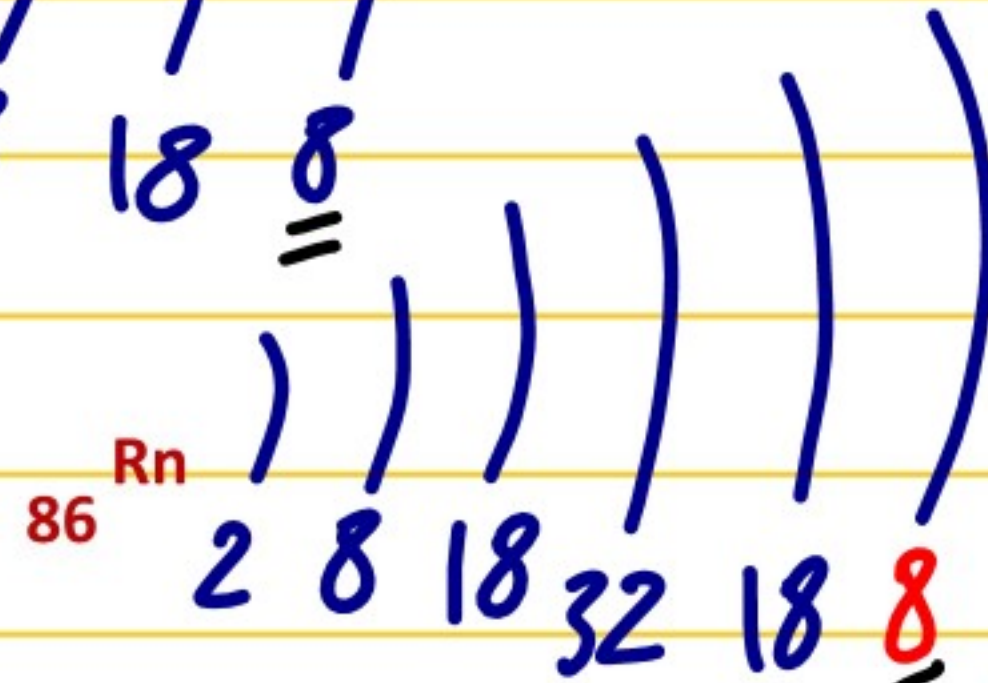
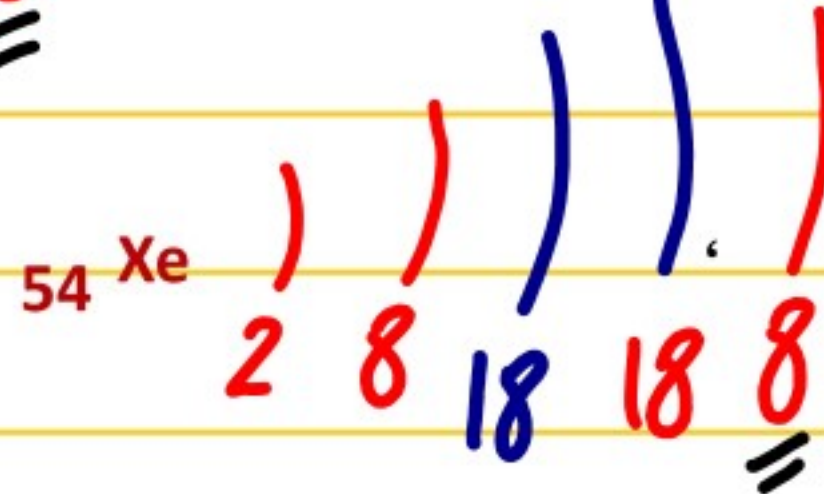
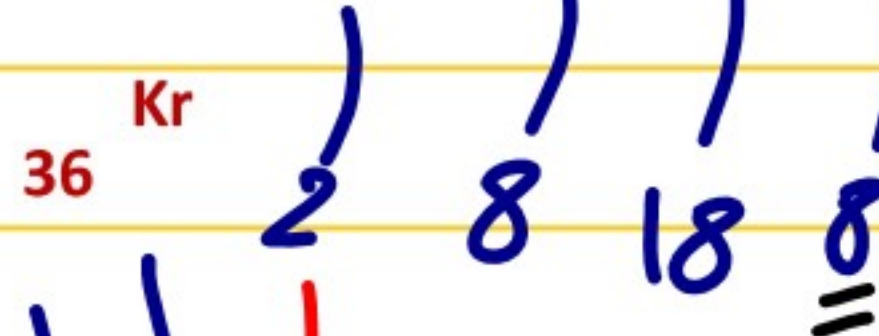
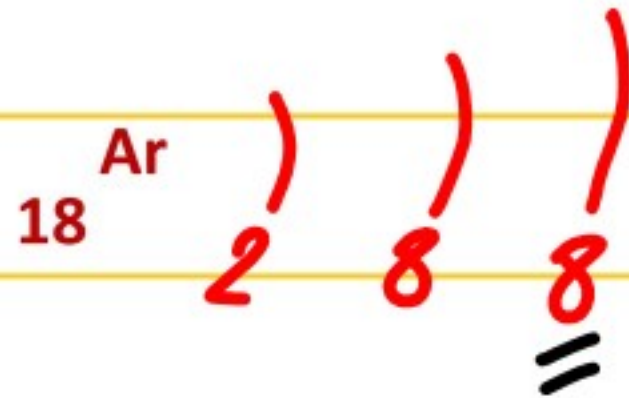
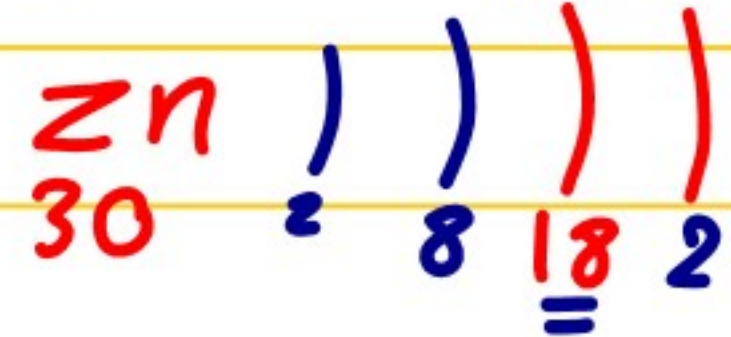
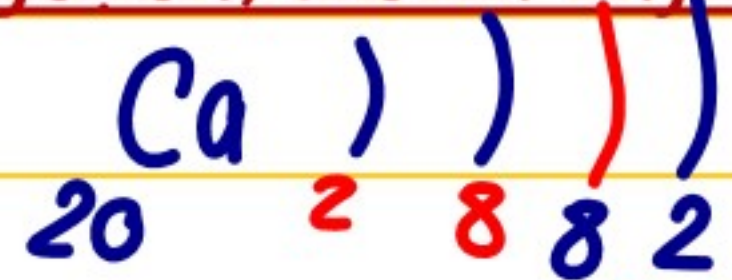
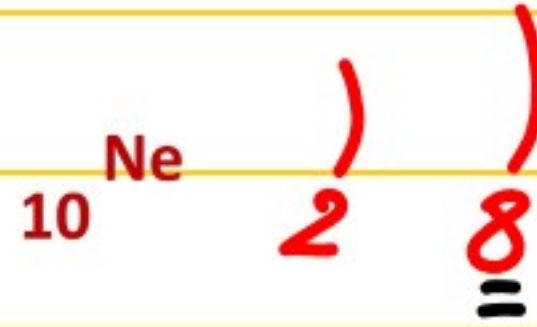
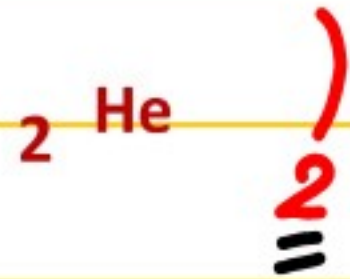




ذرة متعادلة



3- الغازات الخاملة (المجموعة الصفرية) :-



م/ خالد صقر



4- أشباه الفلزات :- هي عناصر لها مظهر الفلزات ومعظم خواصها اللافلزات .

■ لا يمكن التعرف عليها من توزيعها الإلكتروني ولكن يتم التعرف عليها من خصائصها.

مثل :

B بوريوم

Si سليكون

Ge جرمانيوم

As زرنيخ

Sb أنتيمون

Te تيلوريوم



- التكافؤ :

هو عدد الإلكترونات المفقودة أو المكتسبة أثناء التفاعل الكيميائي. ✓

- التكافؤ صفة مميزة لذرات العناصر. ✓

- أي أن الذرة يكون لها تكافؤ خاص بها / الجزئ ليس له تكافؤ / (أي



صفر

صفر = $+3 - 3$



■ المجموعة الذرية :-

هي مجموعة ذرات مختلفة مرتبطة مع بعضها ولا يمكنها

تسلك سلوك الذرة الواحدة أثناء التفاعل

الكيميائي . ولها تكافؤ خاص بها .

جزئياً مركب

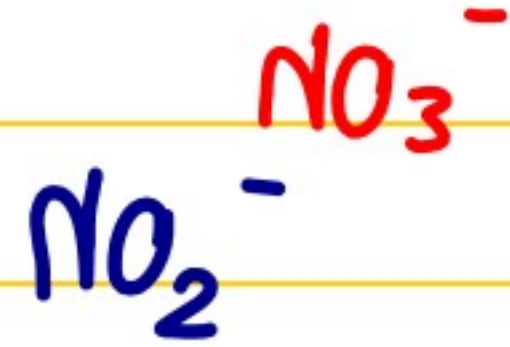


مجموعة ذرية -
نيتريكية .



★ مجموعات ذرية أحادية التكافؤ:-





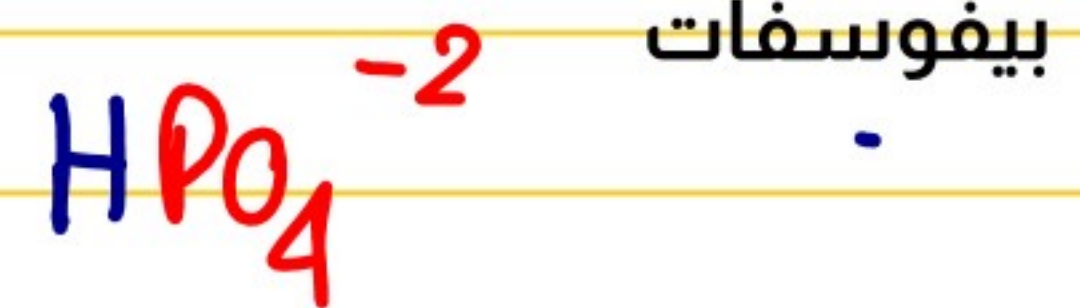
أو كربونات هيدروجينية



بيكبريتات أو كبريتات هيدروجينية



■ مجموعات ذرية ثنائية التكافؤ:-



■ مجموعات ذرية ثلاثية التكافؤ:-



فوسفات



ملاحظات هامة :

✓ مجموعة ذرات مرتبطة لها شحنة ← مجموعة ذرية . ✓

✓ مجموعة ذرات مرتبطة ليس لها شحنة ← مركب جزئي . ✓



I II III IV V VI VII VIII
 رموز العناصر وتكافؤات بعضها

1 H	هيدروجين	11 Na	صوديوم	Fe II III	حديد
2 He	هيليوم	12 Mg	ماغنيسيوم	Cu I II	نحاس
3 Li	ليثيوم	13 Al	ألومينيوم	Zn	خارصين
4 Be	بريليوم	14 Si	سيليكون	Pb	رصاص
5 B	بورون	15 P	فوسفور	Ag I II	فضة
6 C	كربون	16 S	كبريت	Au II III	ذهب
7 N	نيتروجين	17 Cl	كلور		
8 O	أكسجين	18 Ar	أرجون		
9 F	فلور	19 K	بوتاسيوم		
10 Ne	نيون	20 Ca	كالسيوم		

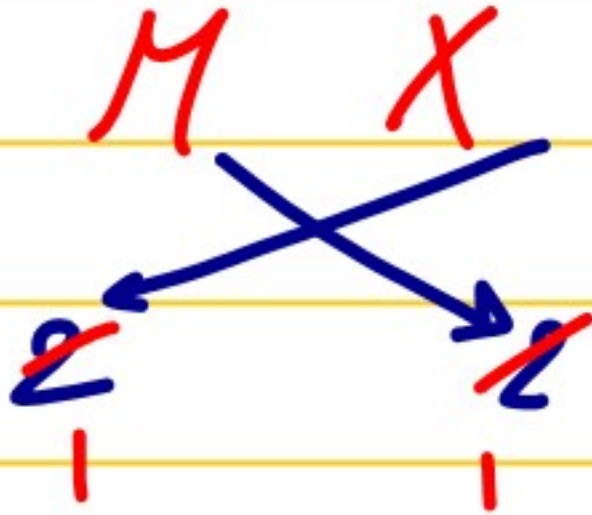


✓ كتابة الصيغة الكيميائية للمركبات غير العضوية

✓ يتكون أي مركب من شقين أحدهما موجب والآخر سالب.



✓ 1- يكتب الشق الموجب يساراً والسالب يميناً.

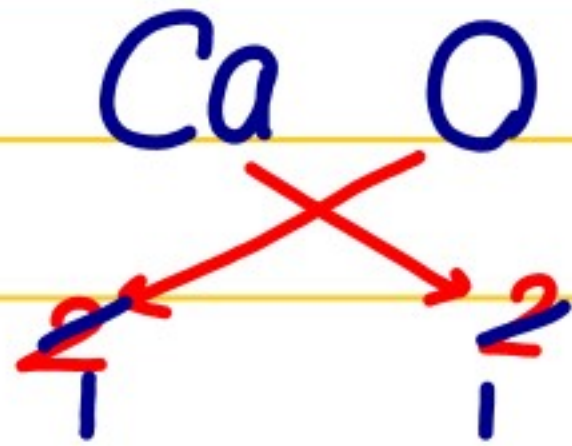


✓ 2- تكتب التكافؤات بالتبادل.

✓ 3- تختصر التكافؤات إن أمكن.

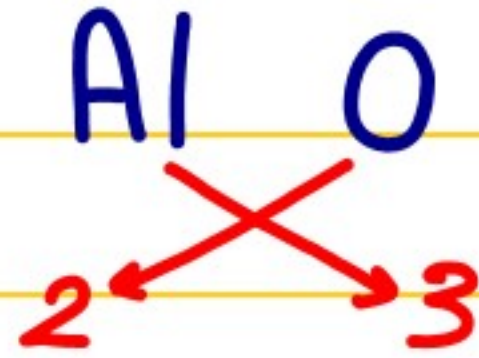


أمثله :



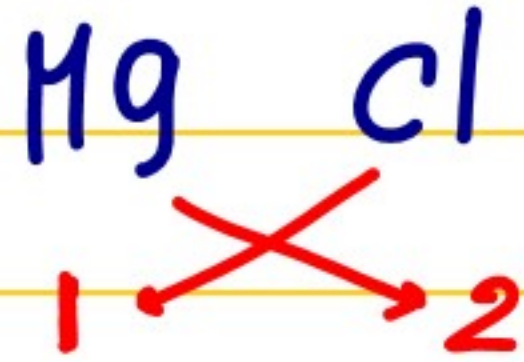
1- أكسيد كالسيوم





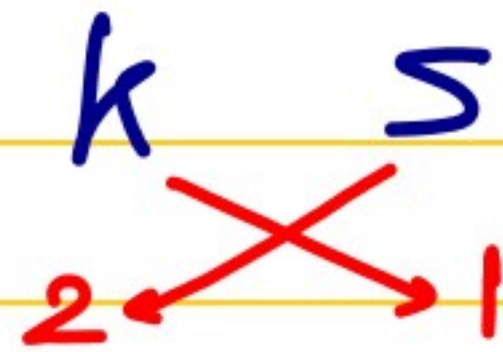
2- أكسيد ألومنيوم





3- كلوريد ماغنسيوم





4- كبريتيد بوتاسيوم

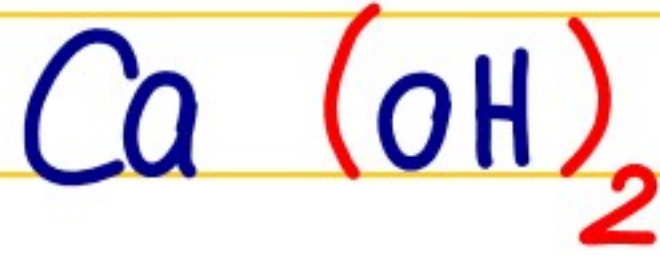
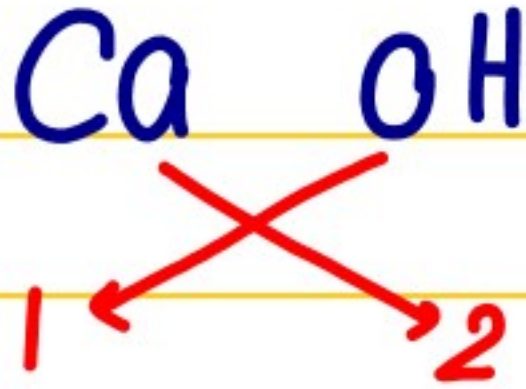


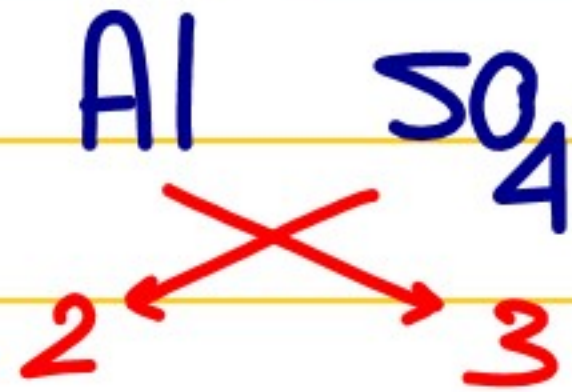


5- هيدروكسيد صوديوم
"مواد كاوية"



6- هيدروكسيد كالسيوم "ماء جير" رائق .
جير مطفاً .





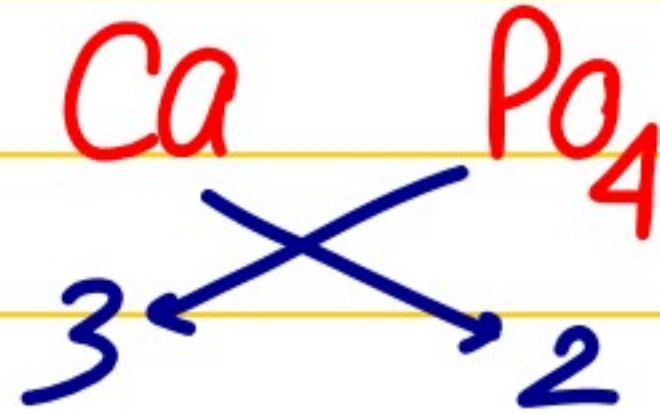
7- كبريتات ألومينيوم



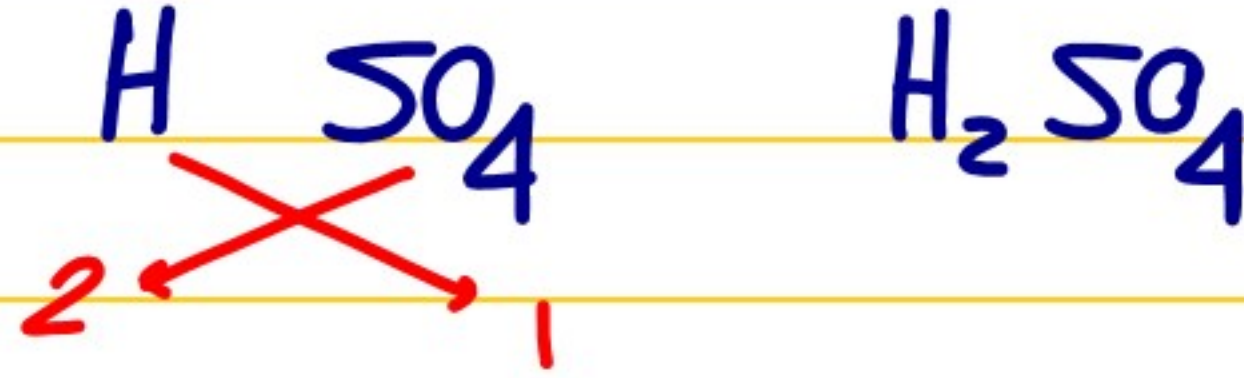
8- بيكربونات ماغنسيوم



9- فوسفات كالسيوم



10- حمض الكبريتيك

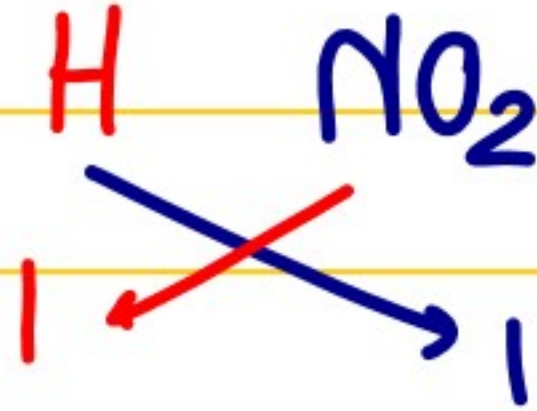


غنية
بالأكسجين ← أت ← يك

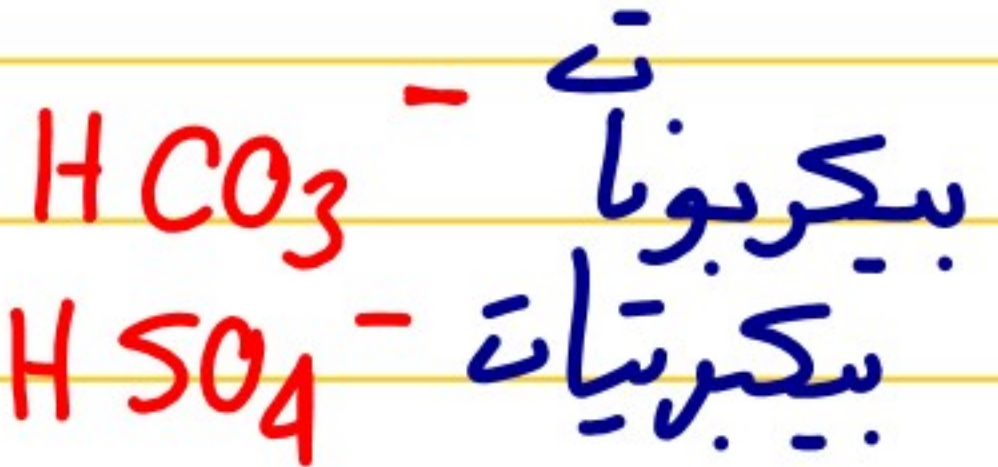
فقيرة
بالأكسجين ← يت ← وز



11- حمض النيتروز



حمض نيتريك



م/ خالد صقر



ملاحظات هامة :

تنتهى الأحماض التى تحتوى على نسبة أعلى من ذرات
الأكسجين بمقطع (يك) / الأحماض التى تحتوى على نسبة
أقل من ذرات الأكسجين تنتهى بمقطع (وز)

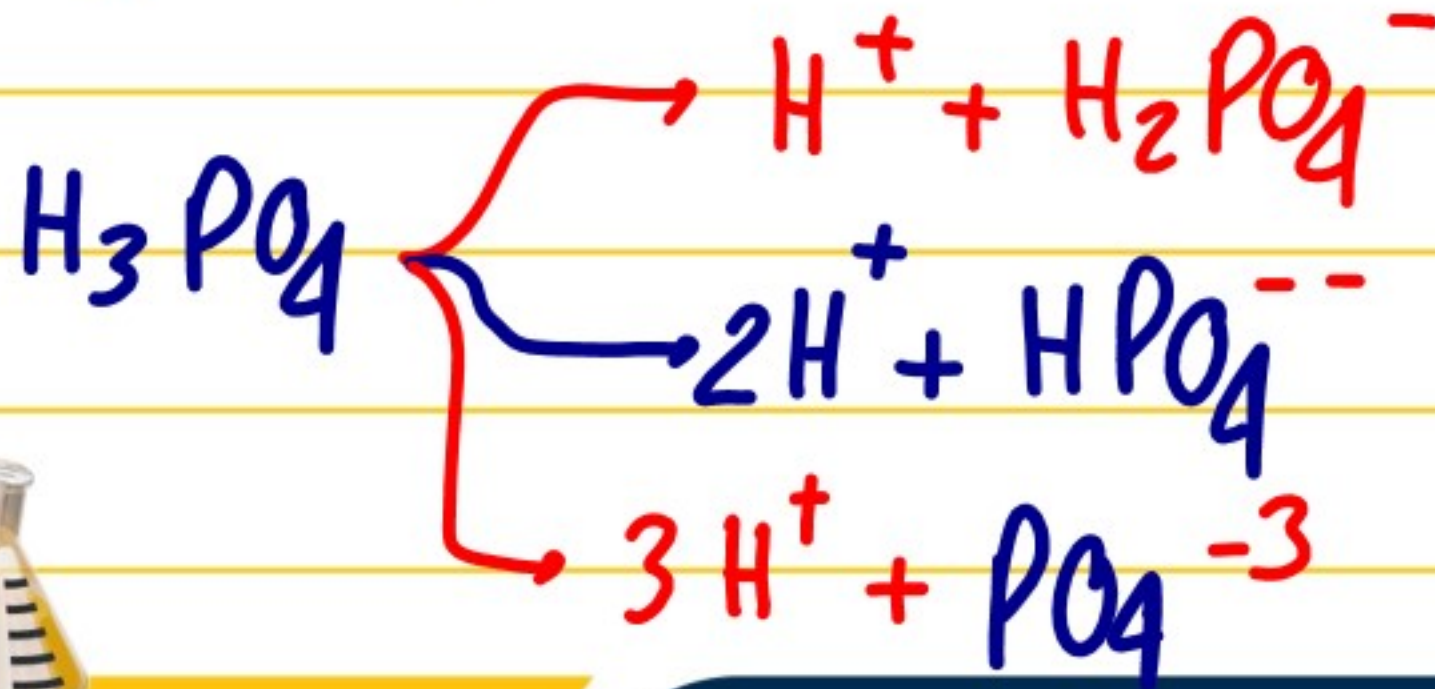
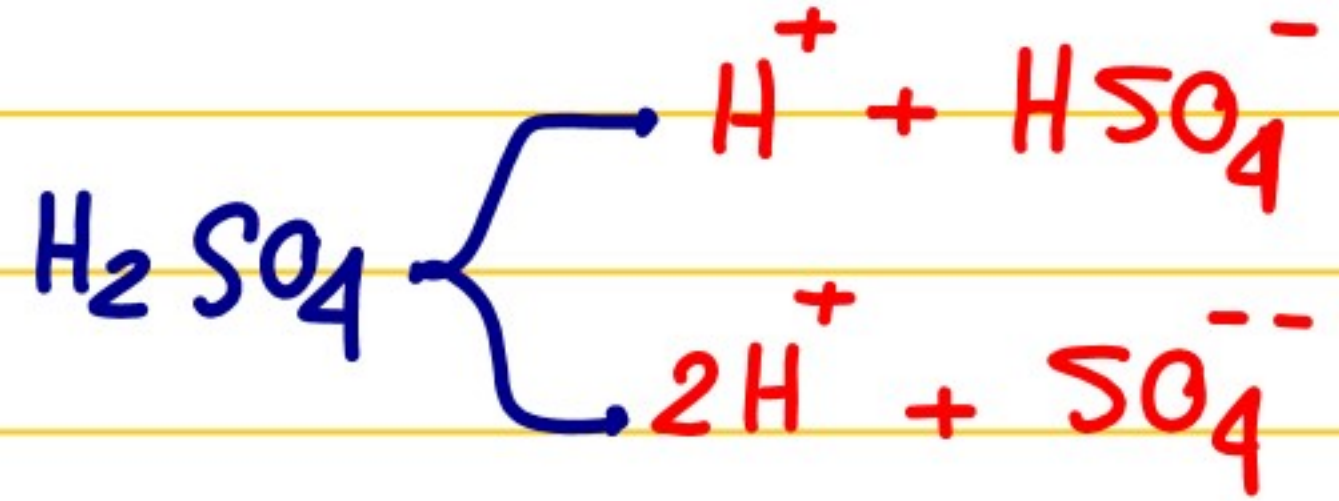
اتے لیے يتے وز





▪ أولاً : الأحماض :

في مركبات تتأين في الماء معطية أيونات H^+ "بروتون"



عدد قاعدية الحمض

ثلاثية
القاعدية

تأين صغرى بروتون
واحد أو 2 أو 3



ثنائية
القاعدية

تأين صغرى بروتون
واحد أو اثنين



أحادية
القاعدية

تأين صغرى بروتون
واحد H^+

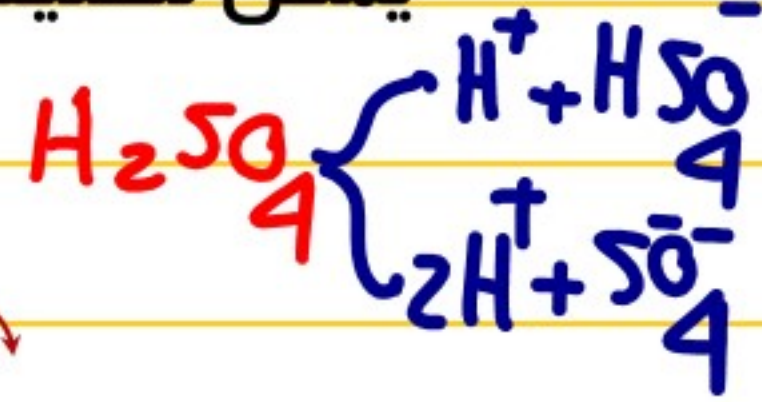


- مواد ذات طعم لاذع - تصروفرة عباد التسع الزرقاء .

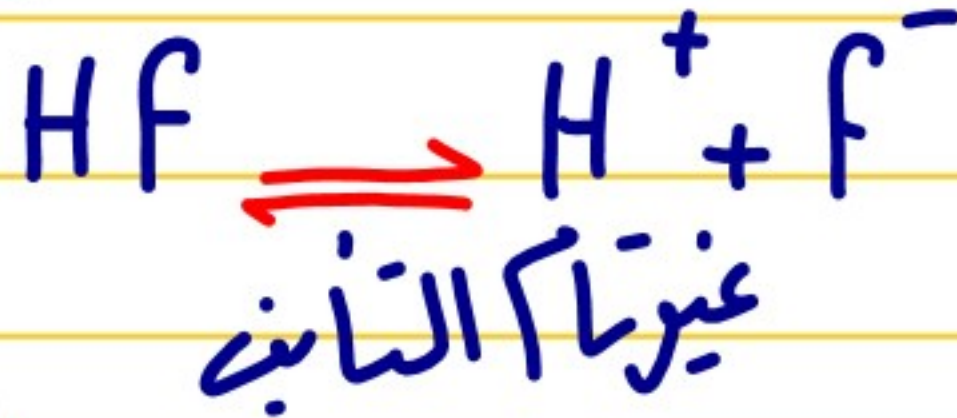


يمكن تصنيف الأحماض تبعاً لقوتها (درجة تأينها في الماء) إلى :

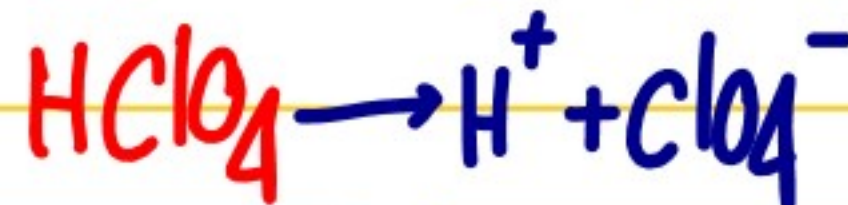
الأحماض



ضعيفة : ضعيفة التأين في الماء



قوية : تامة التأين في الماء



الكتروليت قوي



- تصنف أيضاً الأحماض إلى :

✓ 2- أحماض هالوجينية

✓ 1- أحماض أكسجينية.

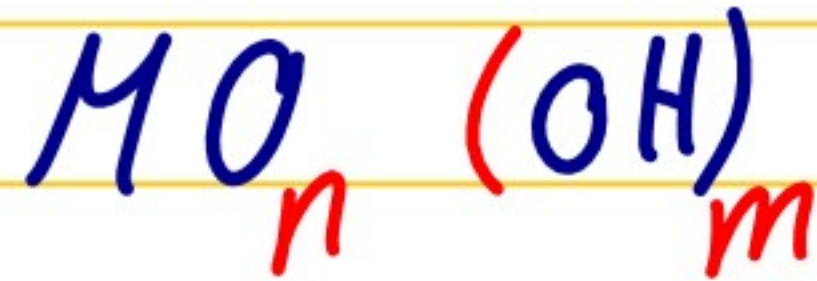


1- الأحماض الأكسجينية :

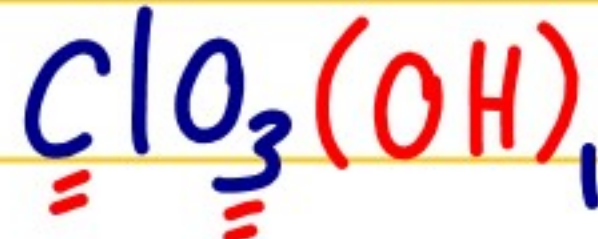


وتعتمد " قوة الأحماض الأكسجينية " على:-

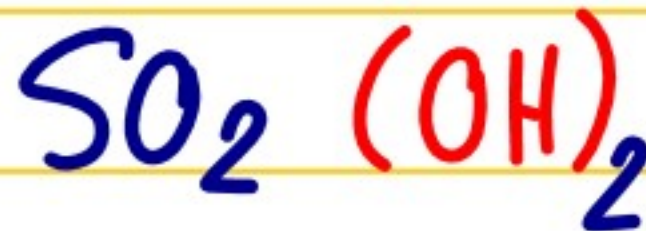
عدد ذرات الأكسجين في الخلية مرتبطة بالهيدروجين.



■ تمثل الأحماض الأكسجينية بالصيغة الهيدروكسيلية :



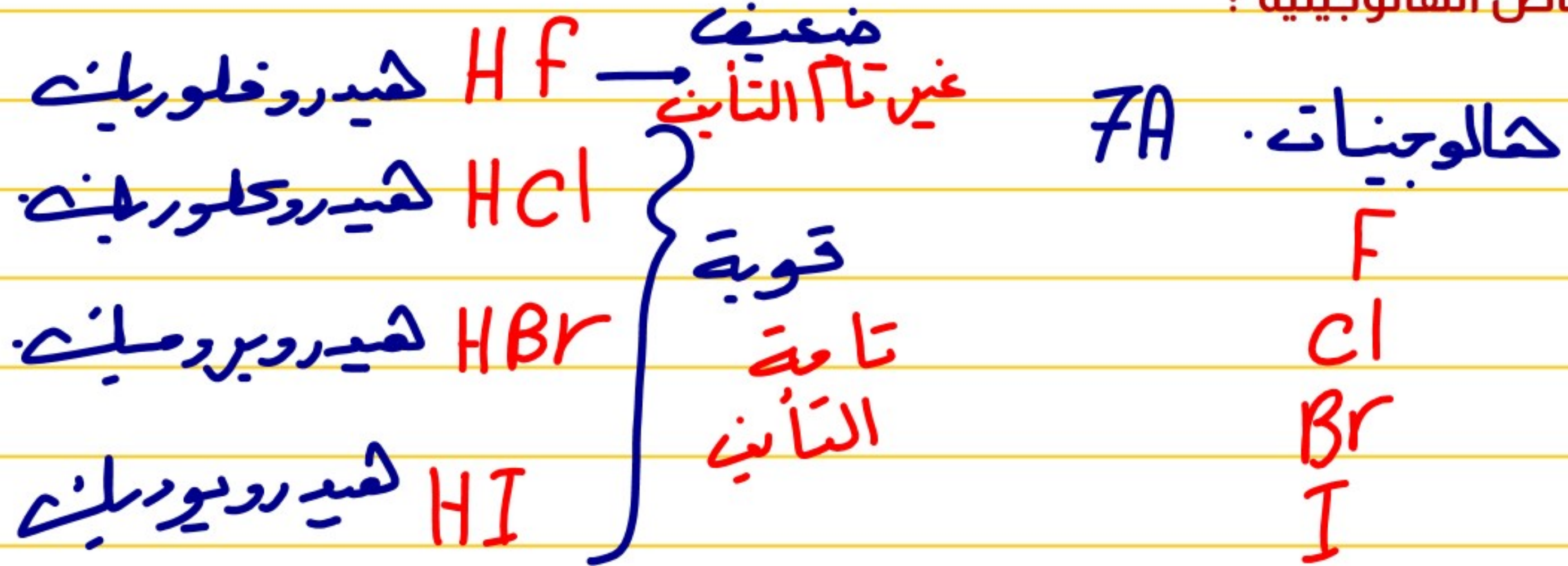
عصا قوي جدًا



عصا قوي



2- الأحماض الهالوجينية :



▪ ثانياً: القلويات :

هي مركبات تتأين في الماء معطية أيونات OH^- .



- ذات طعم قابض - تزرع ورفعة بمباد التمس الحصار .
- تتفاعل مع الأحماض مكونة ملح وماء .



- تصنف القلويات حسب قوتها (درجة تأينها في الماء) إلى :



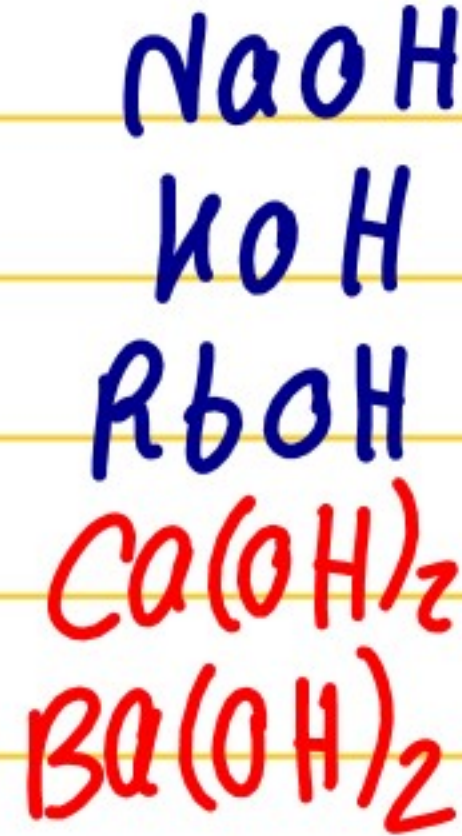
ضعيفة : ضعيفة التأين في الماء



هيدروكسيدات انتقالية.

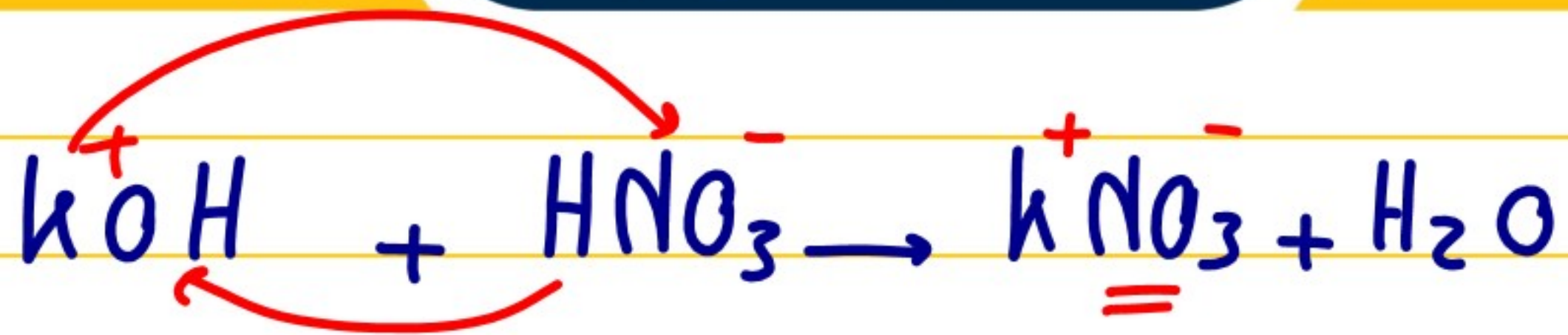
هيدروكسيد
ألمونيوم

قوية : تامة التأين في الماء



▪ ثالثاً: الأملاح: هيوناتج تفاعل الذمضان والقلويات.
مواد تتأين في الماء، معضبة أنونات موجبة عدا H^+
وأنونات سالبة عدا OH^- .





كابتيو ~ مصدره قاعدة .
وانيو ~ مصدره حمض

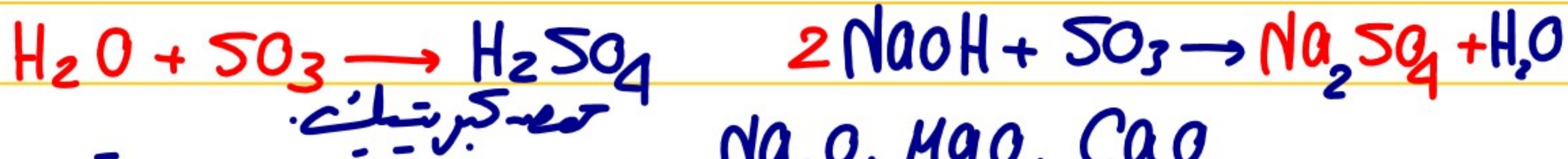




نواتج اتحاد العناصر مع الأكسجين



1- أكاسيد حامضية : هي أكاسيد عناصر لا فلزية CO_2, SO_3, NO_2, P_2O_5
 تذوب في الماء مكونة أحماض أكسجينية ، وتتفاعل مع القلويات مكونة ملح وغاز



2- أكاسيد قاعدية : هي أكاسيد عناصر فلزية / منها ما يذوب في الماء مكوناً قلوي
 وتتفاعل مع الأحماض مكونة ملح وماء



3- أكاسيد مترددة : أكاسيد تتفاعل مع الزمماض كقلويات ومع القلويات كما صاخذ وفي حللنا الحالسين تعطى ملح وماء .



4- أكاسيد متعادلة : أكاسيد لا تتفاعل مع الزمماض ولا القلويات .

أول أكسيد
الكربون CO



▪ المعادلة الكيميائية: هي وصف بسيط ومختصر للتغيرات الحادثة أثناء التفاعل

هي مجموعة من الرموز والصيغ توضح كل من المواد الداخلة في التفاعل والنواتج عنه.

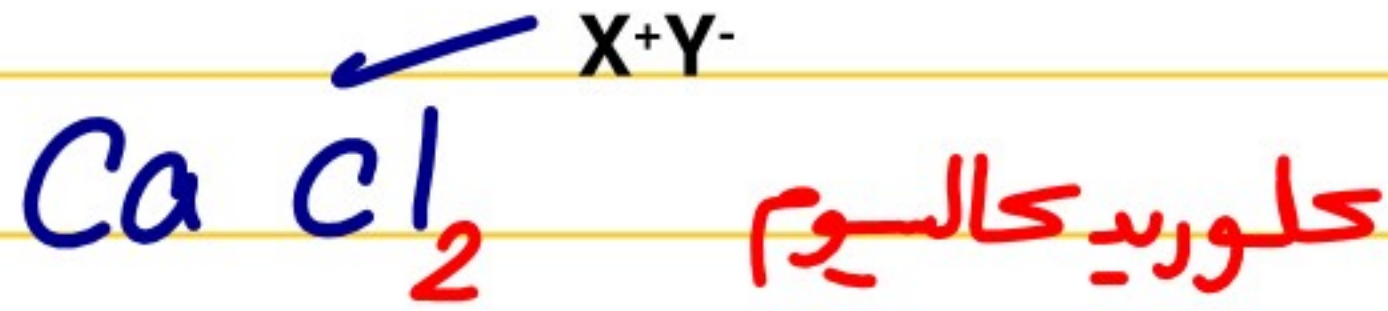
مواد متفاعلة ← مواد ناتجة



المواد

مركبات

عناصر



X
 جزيء يتكون من ذرة واحدة

S
 C
 Al
 Ca
 Na
 Mg
 Fe
 Cu

X_2 جزيء يتكون من ذرتين

H_2 F_2
 N_2 Cl_2
 O_2 Br_2
 I_2

م/ خالد صقر



"خطوات كتابة المعادلة"

1- تكتب المتفاعلات يساراً والنواتج يمينا.

Reactants → Products

2- تكتب الحالة الفيزيائية للمتفاعلات والنواتج.

صلب "s" ، سائل "L" ، غاز "g" ، بخار "v" ، محلول "aq"

3- وزن المعادلة وذلك بوضع معاملات يسار المادة / ليتساوى عدد ذرات المواد المتفاعلة

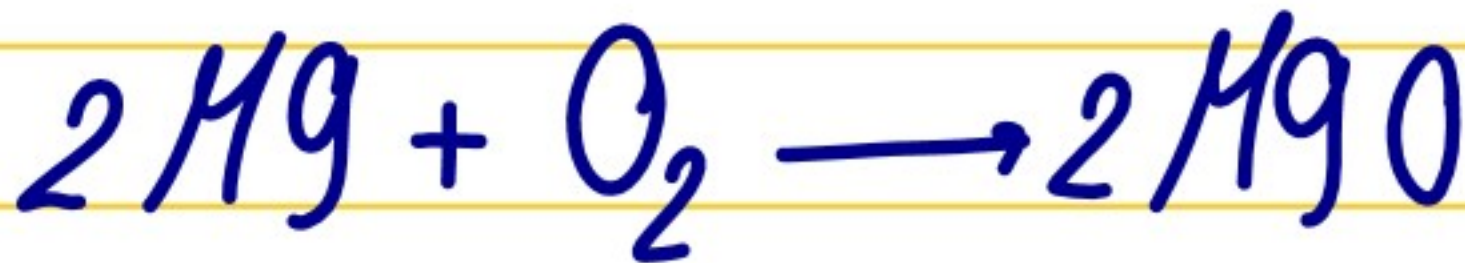
مع عدد ذرات المواد الناتجة

م/ خالد صقر

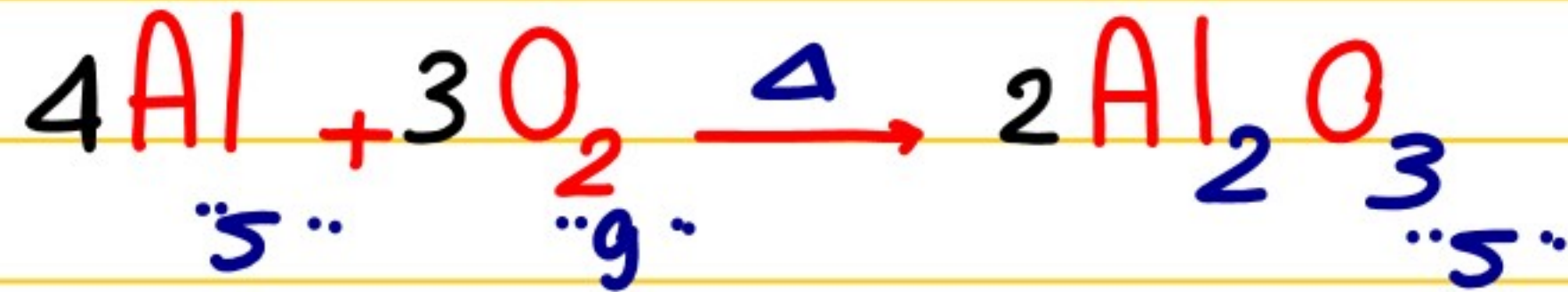


Δ , P, Cat

أمثله :

— Δ ← أكسيد ماغنسيوم + غاز الأكسجين

ألومينيوم + غاز الأكسجين $\xrightarrow{\Delta}$ أكسيد ألومينيوم



$$2 \times 3 = 3 \times 2$$

$$2 \times 5 = 5 \times 2$$

م/ خالد صقر



■ **التفاعل الكيميائي** : كسر الروابط الموجودة في جزيئات المواد المتفاعلة وتكوين روابط جديدة في جزيئات المواد الناتجة من التفاعل .

تكوين روابط

نواتج

كسر روابط

متفاعلات





1- تفاعلات الاتحاد المباشر: هي اتحاد مادتين أو أكثر لتكوين مادة واحدة جديدة.



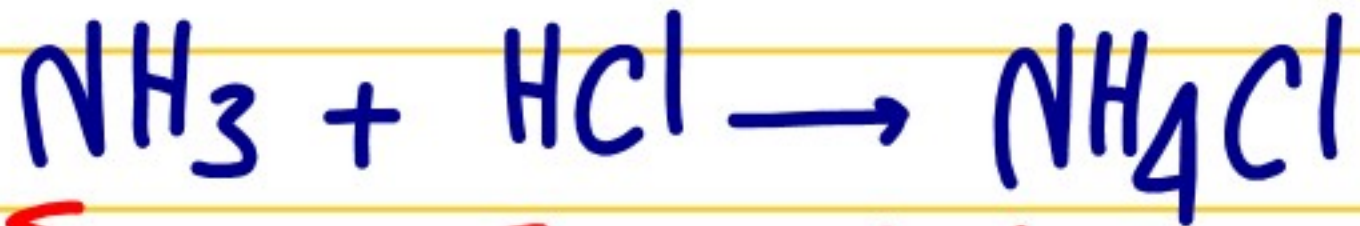
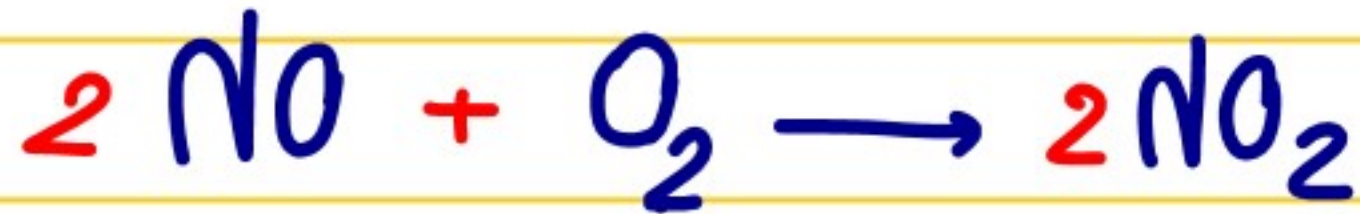
عنصر عنصر

عنصر مركب

مركب مركب



أمثله:



مركب مركب كلوريد أمونيوم

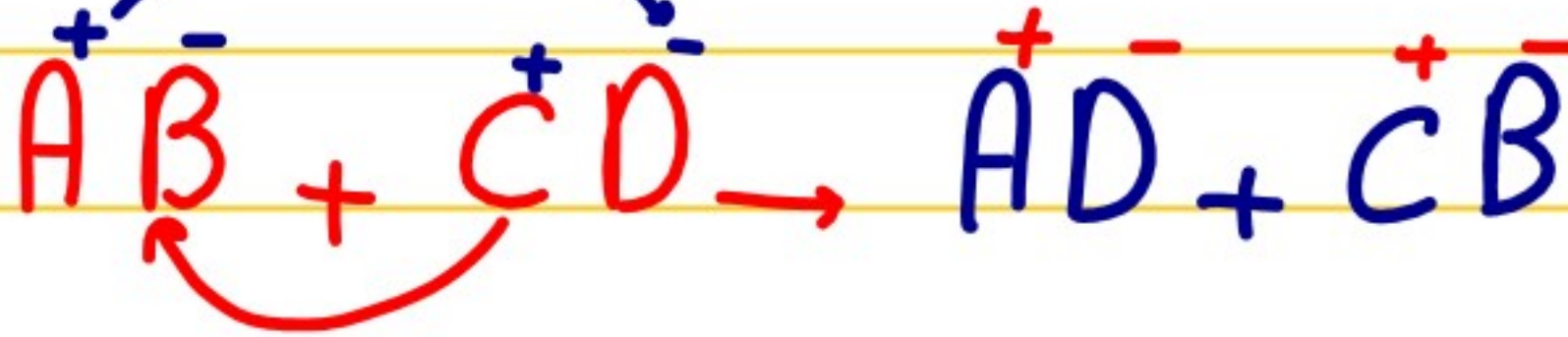


2- تفاعلات الإحلال :



■ تنقسم تفاعلات الإحلال إلى :

! حلل مزدوج



■ تفاعلات الإحلال البسيط :

هي تفاعلات يحدث فيها الفلز الأكثر نشاطاً محل أيونات

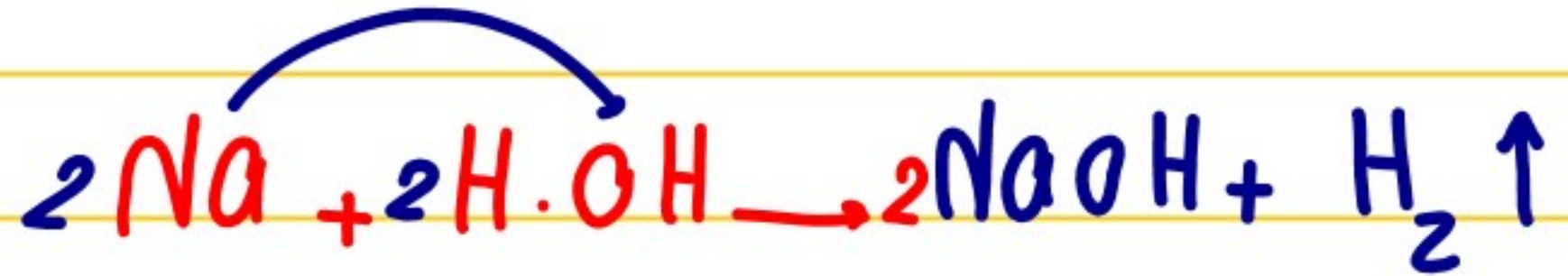
الفلز الأقل نشاطاً في محاليل أملاحه .



وتتم عملية الإحلال تبعاً لموقع العنصر في سلسلة النشاط الكيميائي:

■ أنواع تفاعلات الإحلال البسيط:

1- إحلال فلز محل هيدروجين الماء:



K	البوتاسيوم
Na	الصوديوم
Ba	الباريوم
Ca	الكالسيوم
Mg	الماغنسيوم
Al	الألومنيوم
Zn	الزنك
Fe	الحديد
Sn	القصدير
Pb	الرصاص
H ₂	الهيدروجين
Cu	النحاس
Hg	الزئبق
Ag	الفضة
Pt	البلاتين
Au	الذهب

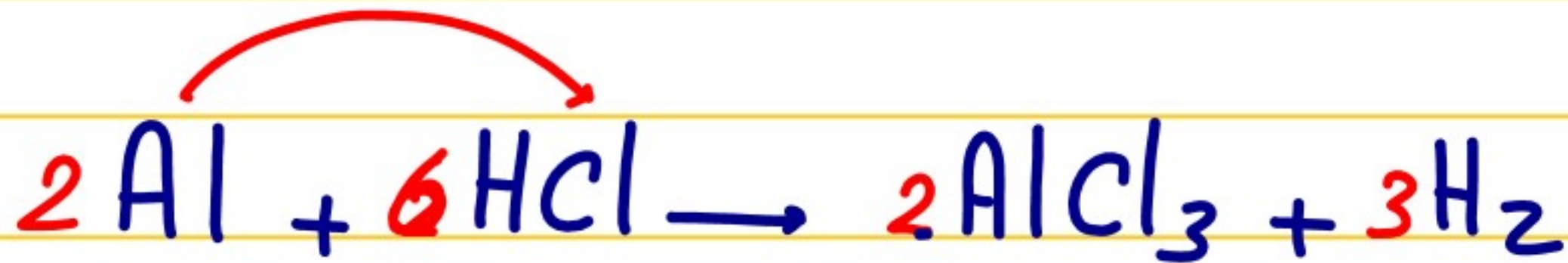
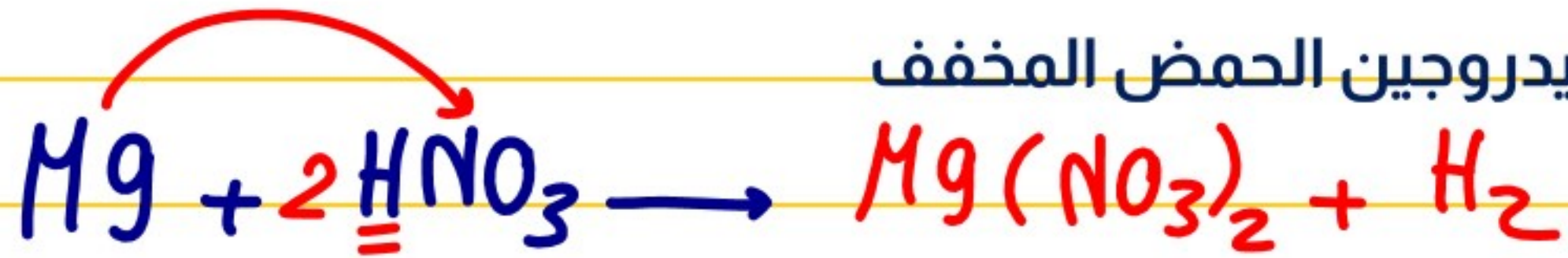
كثيرة
النشاط

متوسطة
النشاط

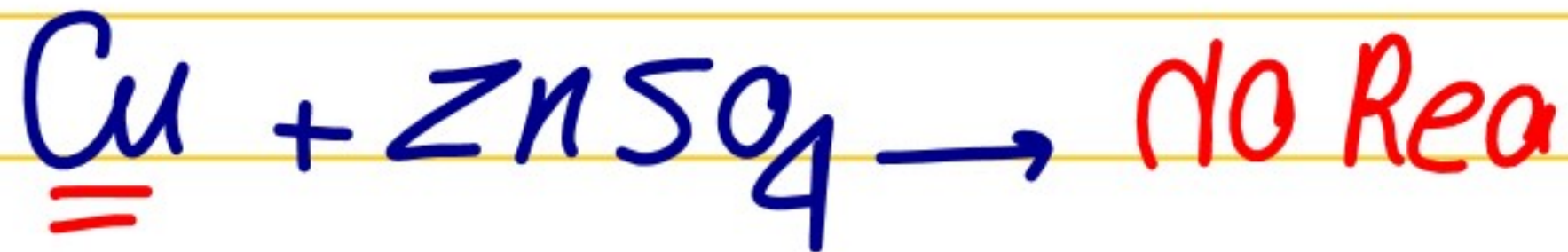
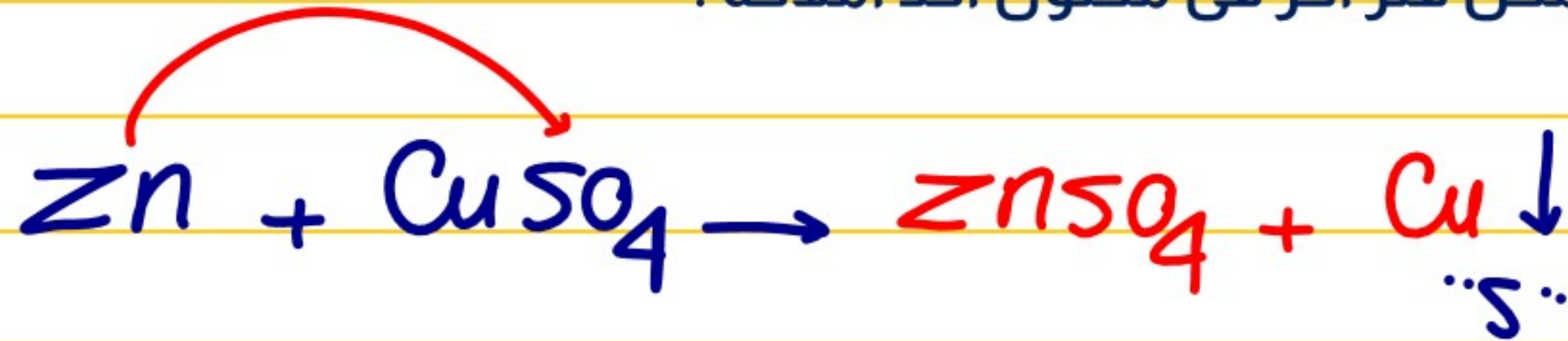
محدودة
النشاط

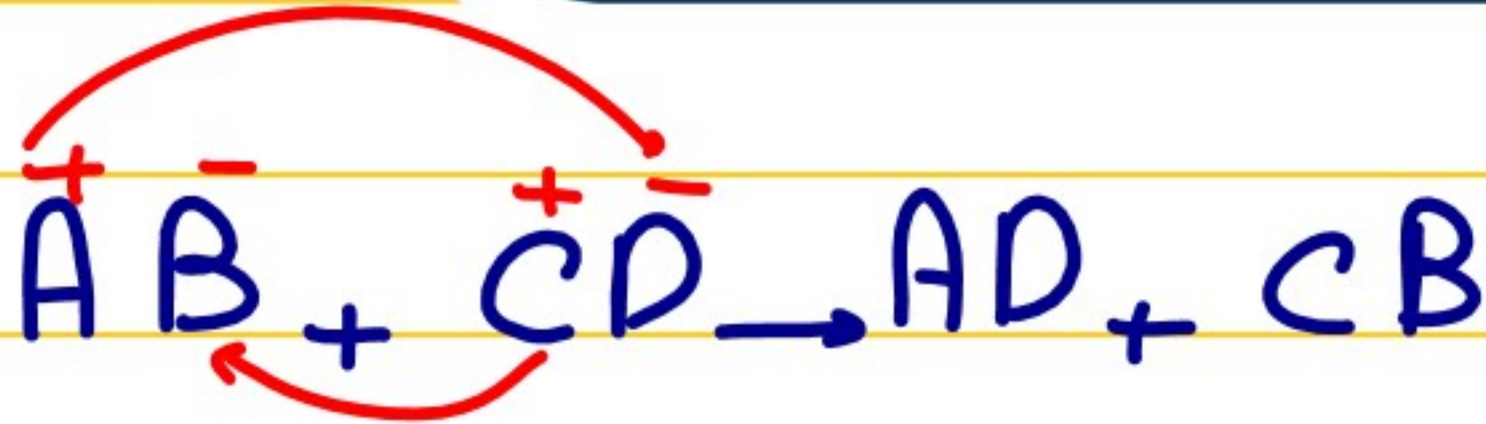


2- إحتلال فلز محل هيدروجين الحمض المخفف



3- إحتلال فلز محل فلز آخر فى محلول أحد أملاحه :

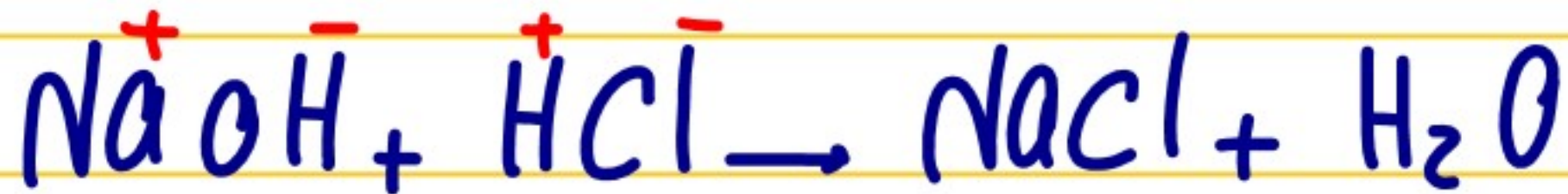




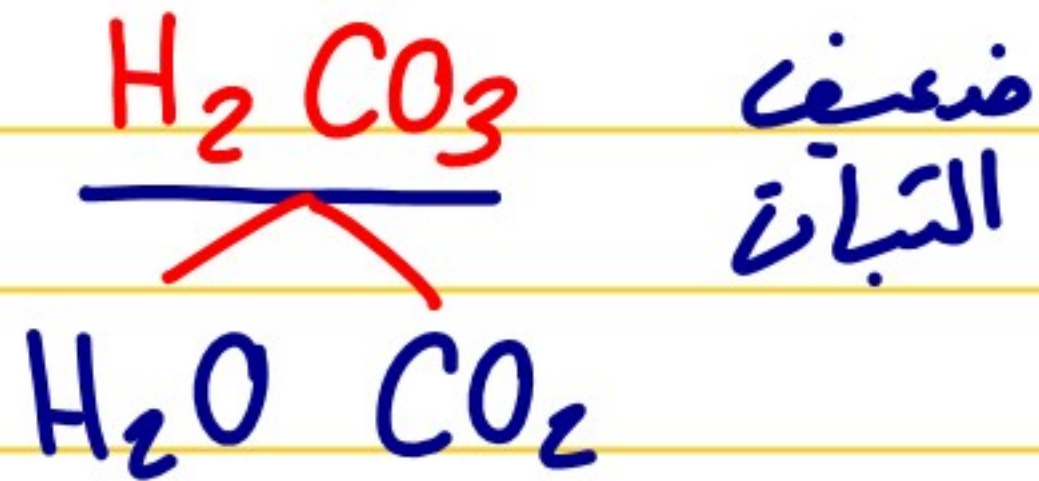
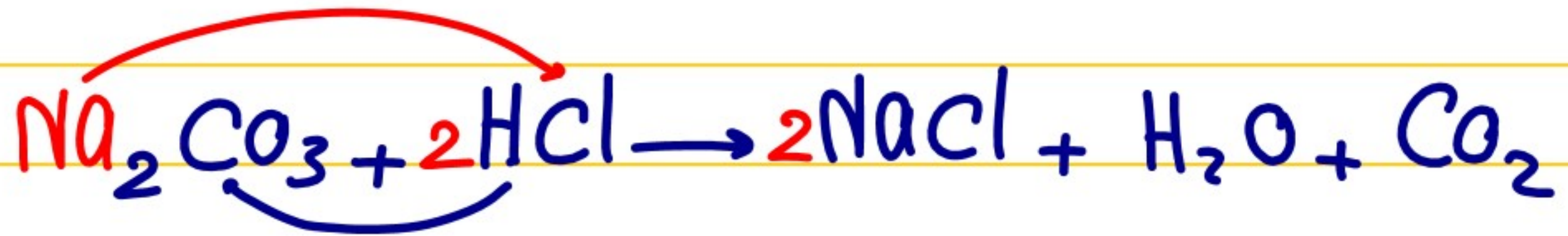
2- الإحلال المزدوج :

■ أنواع تفاعلات الإحلال المزدوج :

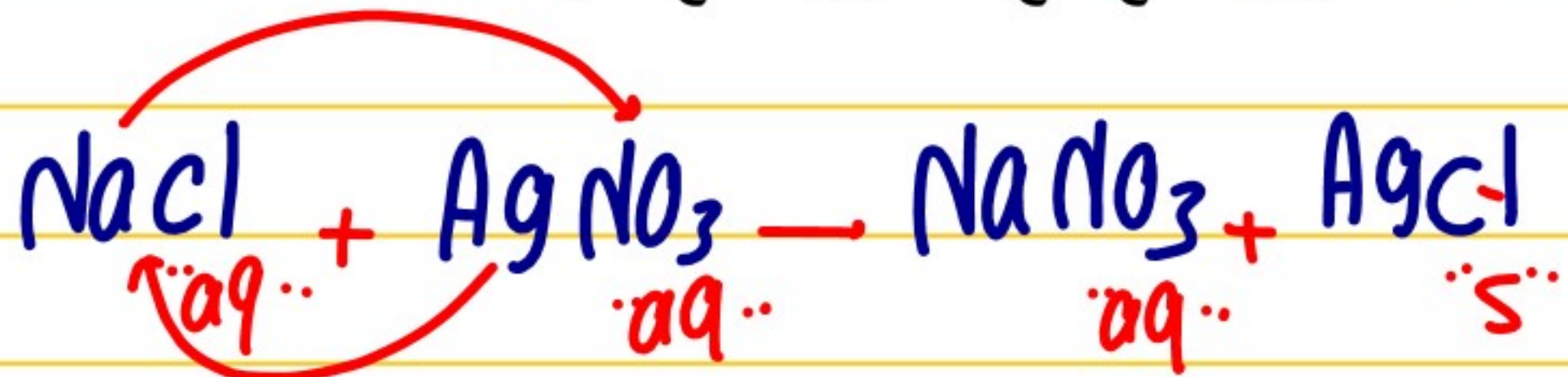
1- تفاعل حمض مع قلوي يعرف بإسم تفاعل التعادل :



2- تفاعل حمض مع ملح ويتوقف الناتج على نوع كل من الملح والحمض :



3- محلول ملح مع محلول ملح آخر :

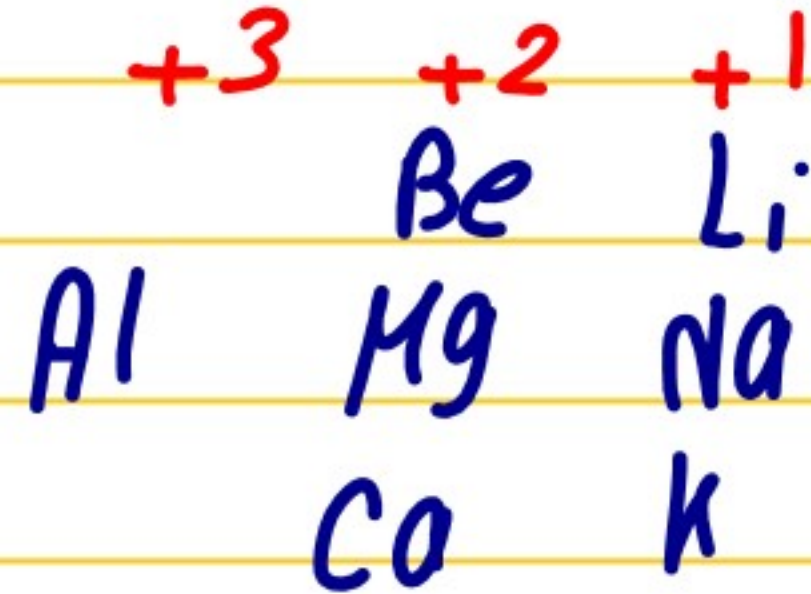


3- تفاعلات الأكسدة والإختزال :

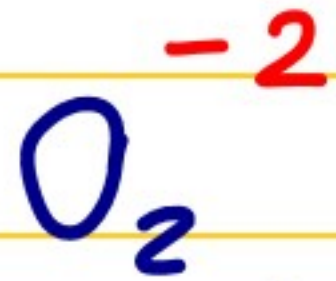
الإختزال	الأكسدة
<p>تُخفد العادة للأكسجين أو زيادة نسبة الهيدروجين .</p> <p>الحديد . اكتساب العنصر للإلكترونات وتقل الشحنة الموجبة .</p>	<p>مفهوم تقليدي . اتحاد العادة مع الأكسجين أو فقدانها للهيدروجين .</p> <p>الحديد . فقد العنصر للإلكترونات وزيادة في الشحنة الموجبة .</p>



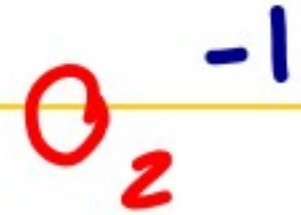
- ملاحظات على أعداد التأكسد: عدد موضع التحنة الكهربائية الموجبة والسالبة التي تظهر على الذرات أو الأيونات في المركبات الأيونية، التساهمية.
- 1- عدد تأكسد عناصر 1A ، 2A ، 3A في مركباتها ✓



2- عدد تأكسد الأكسجين في معظم حالاته -2 عدا حالتي :

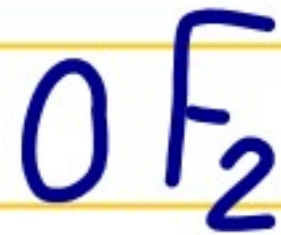


✓ فوق الأكسيد -1 مثل Na_2O_2 , H_2O_2



✓ سوبر الأكسيد $-\frac{1}{2}$ مثل KO_2

🍉 ولا يعطى الأكسجين عدد تأكسد +2 إلا عند اتحاده مع الفلور حيث أن الفلور أعلى سالبية



✓ من الأكسجين.



3- عدد تأكسد الهيدروجين في مركباته $+1$ / عدا حالة "هيدريد الفلز" يكون -1.



4- عدد تأكسد الكلور -1/ إلا إذا إتحد مع الأكسجين يكون عدد تأكسده موجباً (1+ ، 3+ ، 5+ ، 7+)

في مركباته

NaCl

HCl

لأنه الأكسجين أعلى سالبية منه
الكلور.

م



في مركباته.

5- عدد تأكسد الفلور دائماً 1- لأنه أعلى العناصر سالبية. ✓

6- عدد تأكسد أي مجموعة ذرية = شحنة المجموعة. ✓



7- عدد تأكسد ذره أي عنصر في حالته الذرية = صفر.



8- مجموع شحنات أي مركب يساوي صفر.



أمثله :

✗ احسب عدد تأكسد كل من:-

$$\therefore k = +1, \quad O = -2$$

أ- الكلور في KClO_4

$\text{K} \quad \text{Cl} \quad \text{O}_4$

$\quad \quad \quad ?$

$$0 = (1 \times 1) + \text{Cl} + (4 \times -2)$$

$$\text{Cl} = +7$$



$$k = +1, O = -2$$

ب- الكروم في $K_2Cr_2O_7$

$$0 = (2 \times 1) + 2Cr + (7 \times -2)$$

$$+ \frac{12}{2} = \frac{2Cr}{2}$$

$$Cr = +6$$



$$\therefore Cl = -1$$

جـ- الحديد في $FeCl_3$

$$0 = Fe + (3 \times -1)$$

$$Fe = +3$$



$$0 = -2$$



د- المنجنيز في

$$\therefore -2 = \text{Mn} + (4 \times -2)$$

$$\text{Mn} = +6$$



$$0 = -2$$

هـ- الفوسفور في $(\text{PO}_4)^{-3}$

$$-3 = P + (4 \times -2)$$

$$P = +5$$



✕ وضع الأكسدة والاختزال في التفاعل الآتي :-



$$0 = -2$$

$$0 = 2\text{Fe} + (3x - 2)$$

$$+6 = 2\text{Fe}$$

$$\text{Fe} = +3$$



عنصر
متغير

zero



$$0 = -2$$

$$0 = \text{C} + (1x - 2)$$

$$\text{C} = +2$$



$$0 = \text{C} + (2x - 2)$$

$$\text{C} = +4$$

أكسدة

عامل مختزل

اختزال
عامل مؤكسد



BE THE BEST

أساسيات الكيمياء

OR DIE TRYING



م/ خالد صقر

BE THE BEST

أساسيات الكيمياء

OR DIE TRYING



م/ خالد صقر

ملاحظة هامة :

الأكسدة والاختزال عمليتان متلازمتان متعاكستان متكاملتان.

تحدثاه معًا

عدد e^- المفقودةيساوي .. e^- المكتسبة.



$$\text{K} = +1 \quad \text{O} = -2$$

$$0 = (2 \times 1) + 2\text{Cr} + (7 \times -2)$$

$$12 = 2\text{Cr}$$

$$\text{Cr} = +6$$



$$\text{Cl} = -1$$

$$0 = \text{Cr} + (3 \times -1)$$

$$\text{Cr} = +3$$

اختزال

عامل مؤكسد





$$\text{Cl} = -1$$

$$0 = \text{Fe} + (2 \times -1)$$

$$\text{Fe} = +2$$



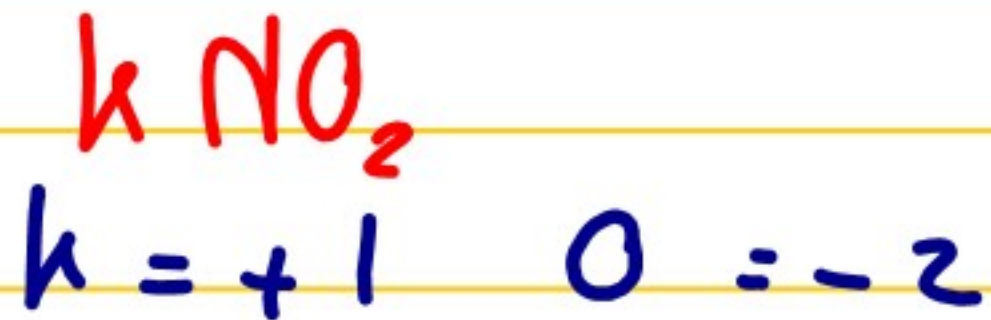
$$\text{Cl} = -1$$

$$0 = \text{Fe} + (3 \times -1)$$

$$\text{Fe} = +3$$

أكسدة
عامل مختزل





$$0 = (1 \times 1) + \text{N} + (2 \times -2)$$

$$0 = (1 \times 1) + \text{N} + (3 \times -2)$$

$$\text{N} = +3$$

زيادة

$$\text{N} = +5$$





$$0 = (1 \times 1) + \text{Mn} + (4 \times -2)$$

$$0 = \text{Mn} + (1 \times -2)$$

$$\text{Mn} = +7$$

اختزال

$$\text{Mn} = +2$$

عامل مؤكسد



ملاحظة هامة :

تفاعلات الإحلال المزدوج لا يحدث بها أكسدة أو اختزال لعدم حدوث انتقال للإلكترونات.



"تبادل الأيونات"



4- تفاعلات الانحلال الحراري :

حي تفاعلات تتفكك فيها المركب إلى جزيئات أبسط وأخف بالتسخين .

■ انواع تفاعلات الانحلال الحراري :

1- انحلال بعض أكاسيد الفلزات إلى الفلز ويتصاعد غاز الأكسجين :

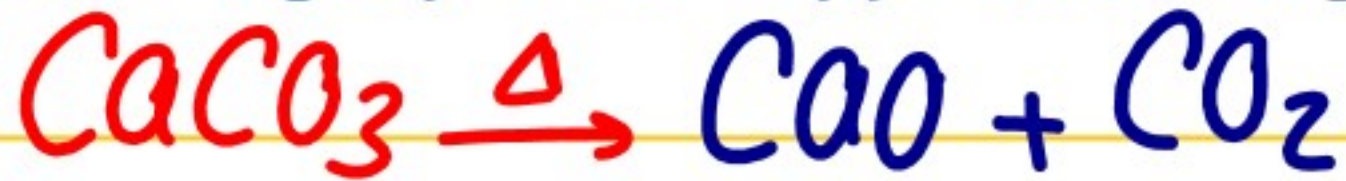


2- انحلال بعض هيدروكسيدات الفلزات إلى أكسيد الفلز وبخار الماء :

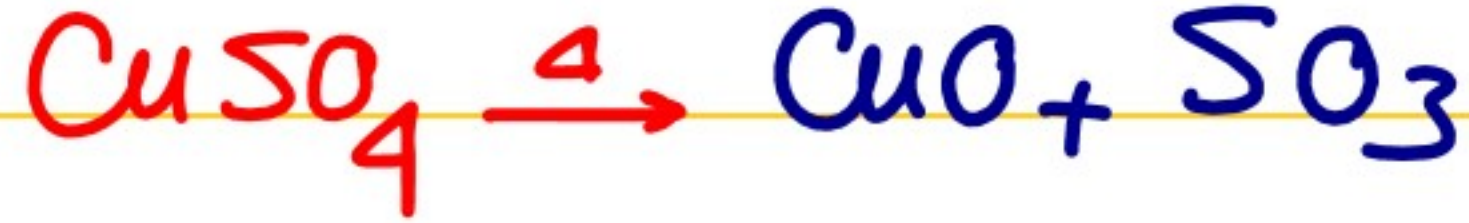
هيدروكسيد فلز $\xrightarrow{\Delta}$ أكسيد فلز + بخار ماء .



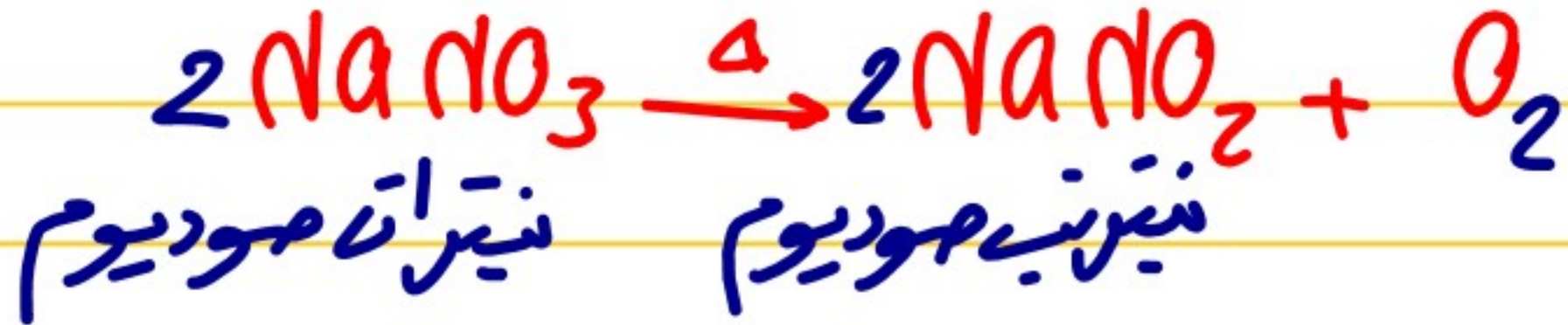
3- انحلال معظم كربونات الفلزات إلى أكسيد الفلز ويتصاعد غاز ثاني أكسيد الكربون :



4-إنحلال معظم كبريتات الفلزات إلى أكسيد الفلز ويتصاعد غاز ثالث أكسيد الكبريت :



5-إنحلال بعض نترات الفلزات إلى نيتريت الفلز ويتصاعد غاز الأكسجين :



✓ مستويات رئيسية



✓ مستويات فرعية



✓ أوربتالات



✓ $2e^-$



1- عدد الكم الرئيسي (n) : عدد صحيح يحدد رتبة كل مستوى من المستويات

الرئيسية . Q P O N M L K

n = 1 2 3 4 5 6 7

يمكن حساب عدد الإلكترونات التي تتسع بها المستويات الأربعة
الأولى من العلاقة $2n^2$.

2- عدد الكم الثانوي (l) ✓

عدد يحدد عدد المستويات الفرعية في كل مستوى رئيسي .

S P d f

0 1 2 3

م/ خالد صقر



3- عدد الكم المغناطيسي (m_l):

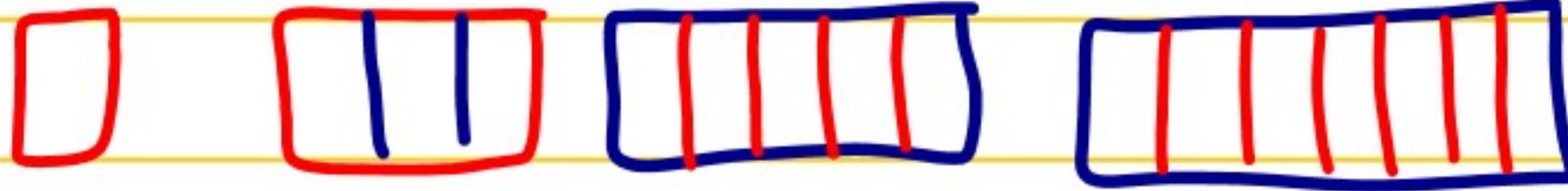
عدد يحدد عدد الزواريات في كل مستوى فرعي وانه كلما
واتجاهاتها.

مستويات فرعية

s p d f

↓
أوربيتالات

1 3 5 7



م/ خالد صقر

11

4- عدد الكم المغزلي (m_s):

عدد يحدد كيفية دوران الإلكترون حول محوره داخل

الذوربيتال ولهي إما مع عقارب الساعة $m_s = +\frac{1}{2}$

أو عكس عقارب الساعة $m_s = -\frac{1}{2}$



Σ P d f

قواعد توزيع الإلكترونات

2- قاعدة هوند

أوربيتالات

1- مبدأ البناء التصاعدي
مستويات فرعية

أولاً: مبدأ البناء التصاعدي:- لا بد للإلكترونات أن تملأ المستويات الفرعية ذات الطاقة المنخفضة أولاً. تملأ المستويات الفرعية ذات الطاقة الأعلى.

1s / 2s 2p / 3s 3p / 4s 3d 4p 5s 4d 5p 6s 4f 5d 6p

ns, np ns, (n-1)d ns, (n-2)f: 7s 5f 6d 7p



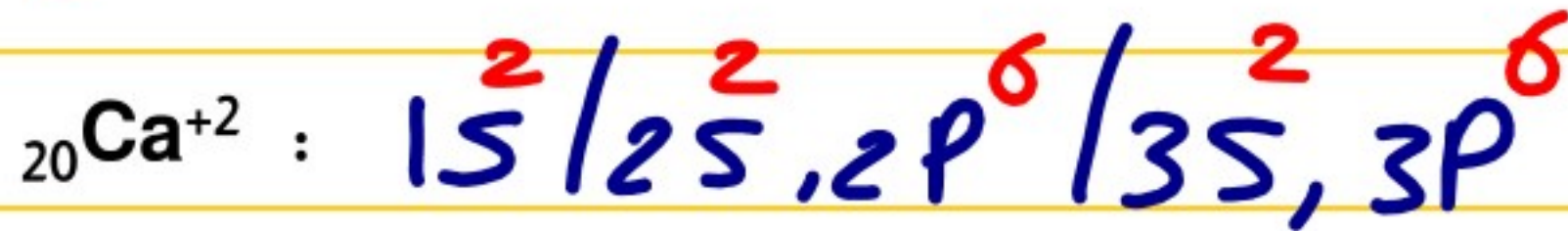
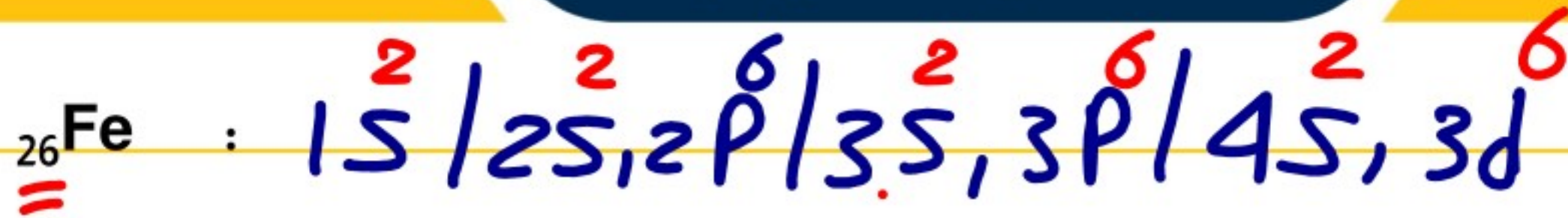
$2e^-$	يتشبع ←	أوربيتال	به	s	المستوى الفرعي
$6e^-$	يتشبع ←	٣ أوربيتال	به	p	المستوى الفرعي
$10e^-$	يتشبع ←	٥ أوربيتال	به	d	المستوى الفرعي
$14e^-$	يتشبع ←	٧ أوربيتال	به	f	المستوى الفرعي



أمثله :

▪ أكتب التوزيع الإلكتروني لكل من :-





✍

 ${}_{9}\text{F}^{-}$

يوزع الأيون الموجب بعد طرح الإلكترونات المفقودة ✓



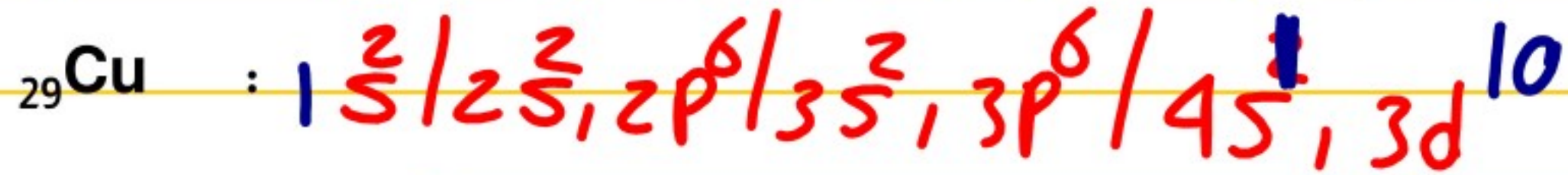
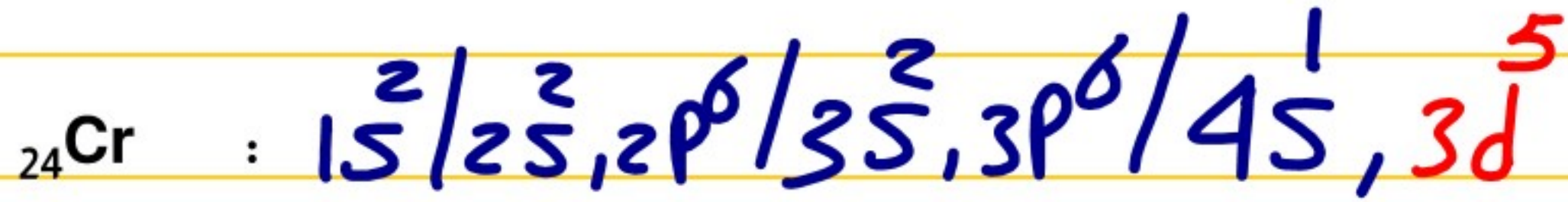
يوزع الأيون السالب بعد إضافة الإلكترونات المكتسبة



ملاحظة هامة

"عند توزيع العناصر إذا انتهى توزيع العنصر بالمستوى الفرعي d وكان المستوى d يحتوي على 4 ، 9 إلكترونات يتم سحب الإلكترون من المستوى الفرعي s ويوضع في d حتى يصبح ممتلئ أو نصف ممتلئ وهما حالتا استقرار".





❖ علل لما يأتي :

يشذ التوزيع الإلكتروني لكل من :

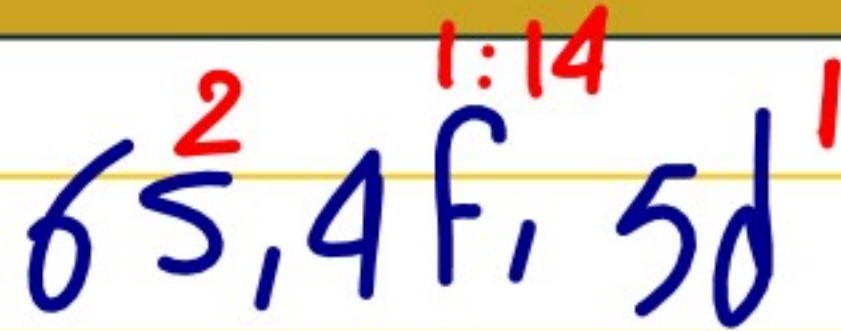
الكروم ${}_{24}\text{Cr}$ والنحاس ${}_{29}\text{Cu}$



حالت تاذة .

ملاحظة هامة

" عند توزيع الالكترونات فى المستويين السادس والسابع فإنه يتم وضع إلكترونين فى المستوى s ثم إلكترون فى d ثم يتتابع ملء المستوى الفرعى f "



■ التوزيع لأقرب غاز خامل:- يسبق العنصر.

هيليوم ${}^2\text{He} / 2s$

كريبتون ${}^{36}\text{Kr} / 5s$

نيون ${}^{10}\text{Ne} / 3s$

زينون ${}^{54}\text{Xe} / 6s$

أرجون ${}^{18}\text{Ar} / 4s$

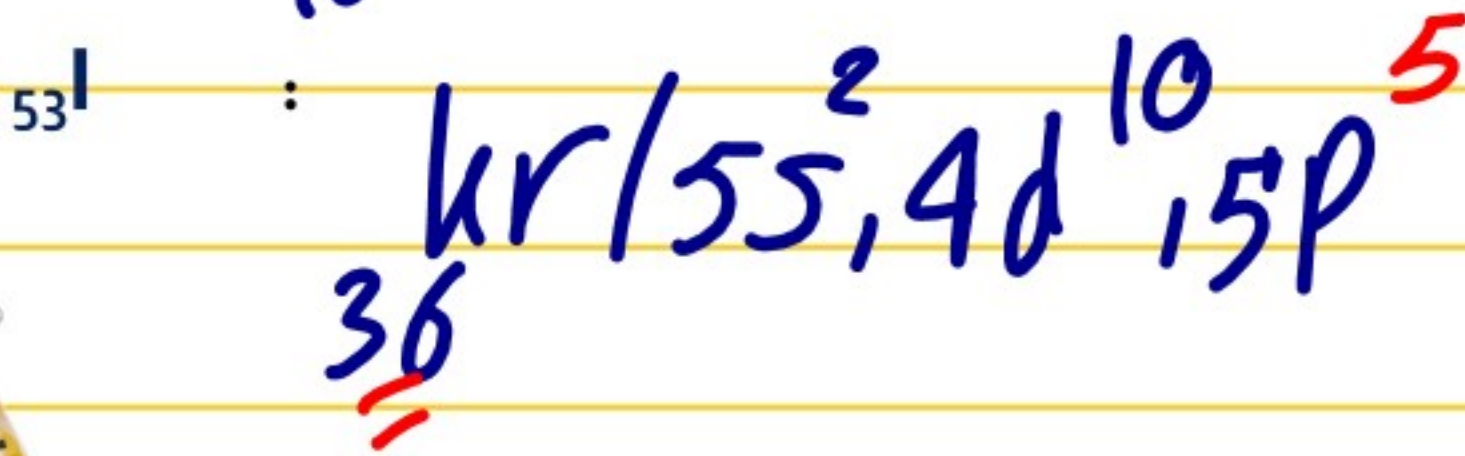
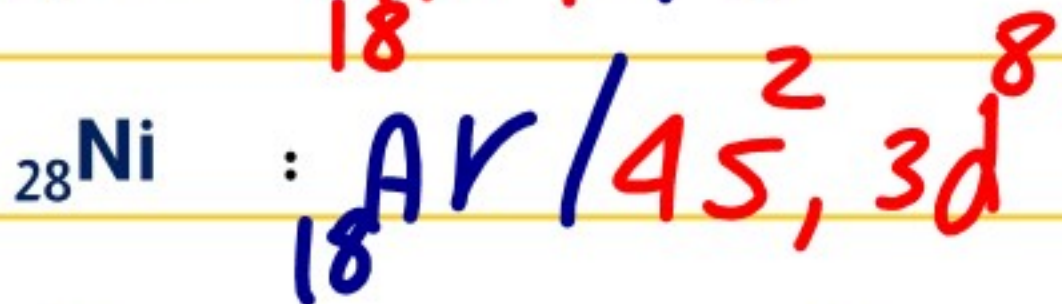
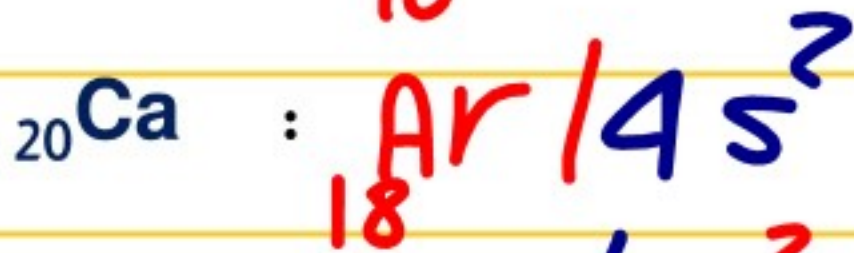
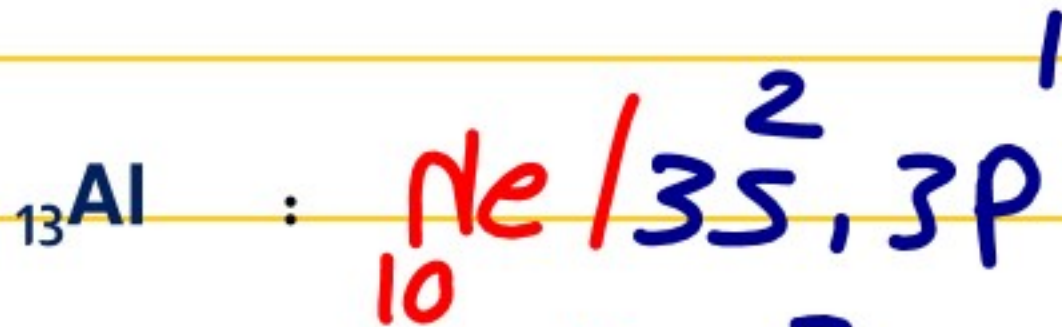
رادون ${}^{86}\text{Rn} / 7s$

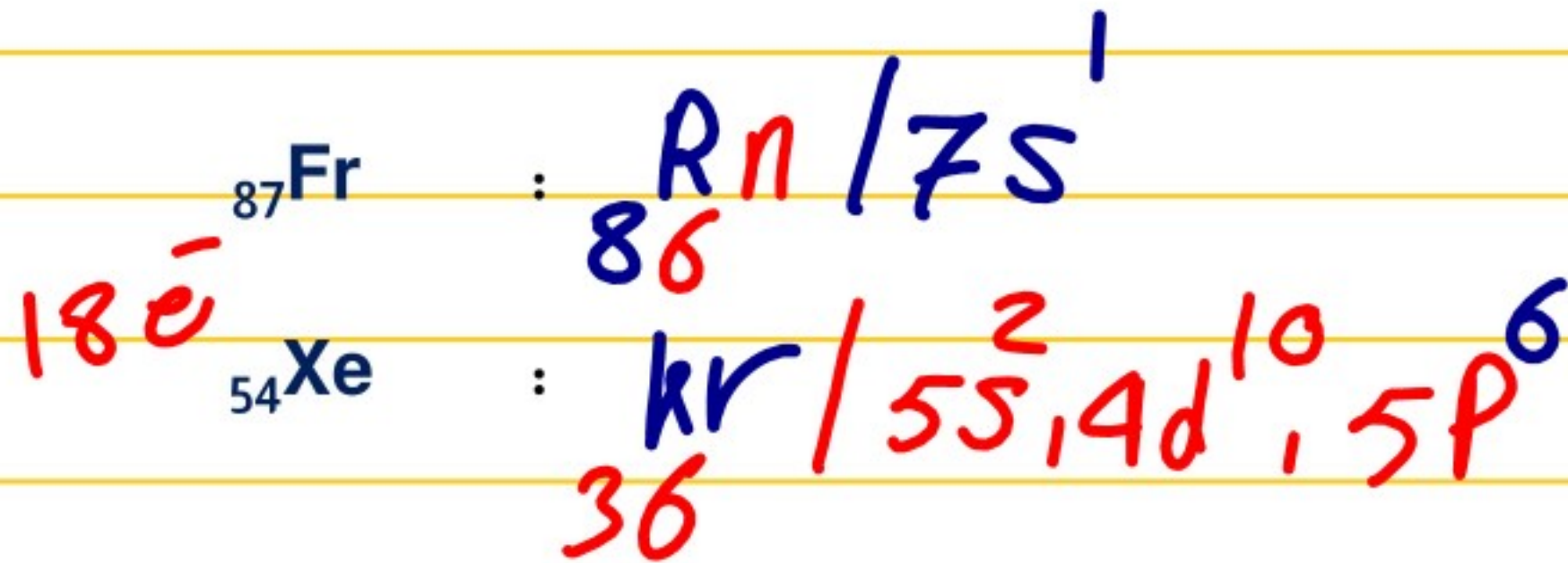
كل غاز خامل يمثل نهاية مستوى رئيسي ✓
 $19k: 1s^2 / 2s^2, 2p^6 / 3s^2, 3p^6 / 4s^1$

$18k: \text{Ar} / 4s^1$

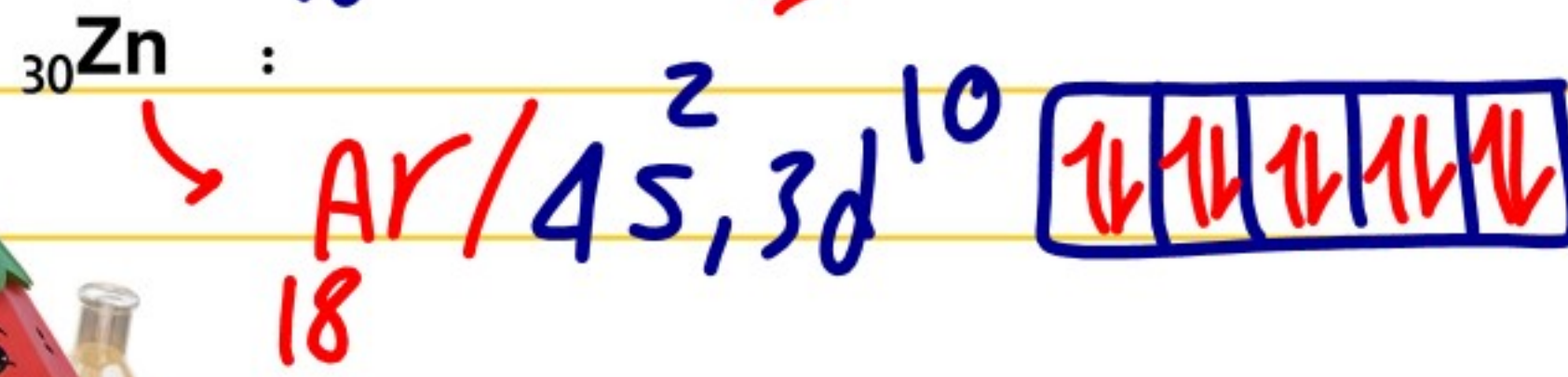
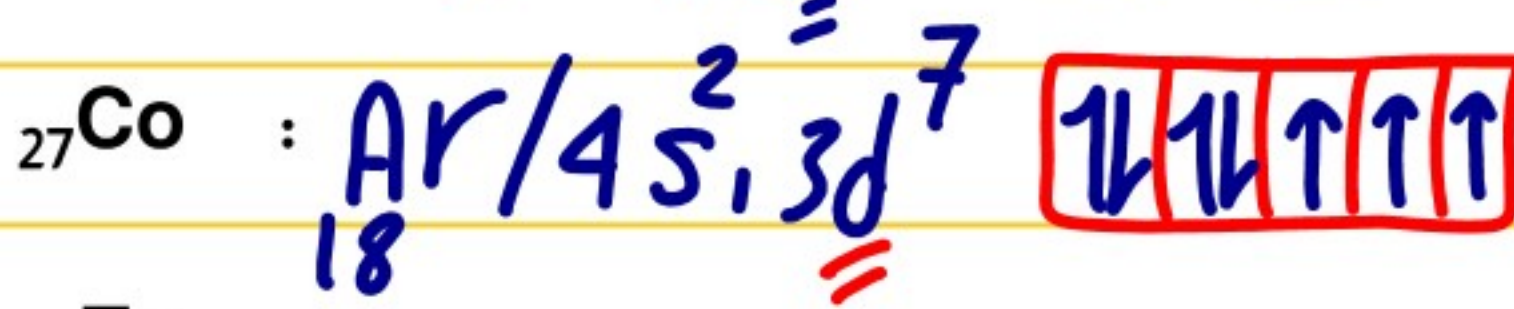
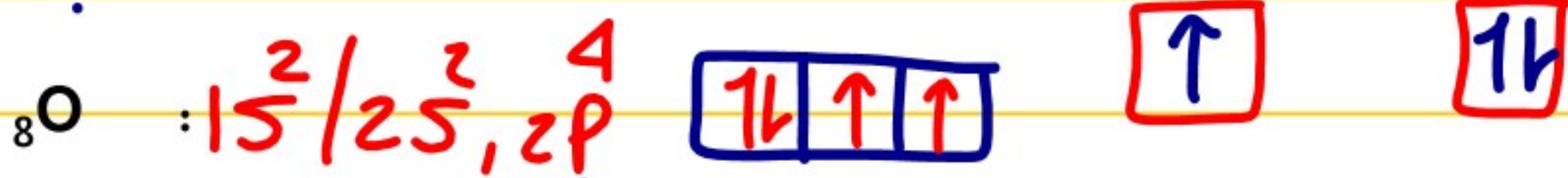
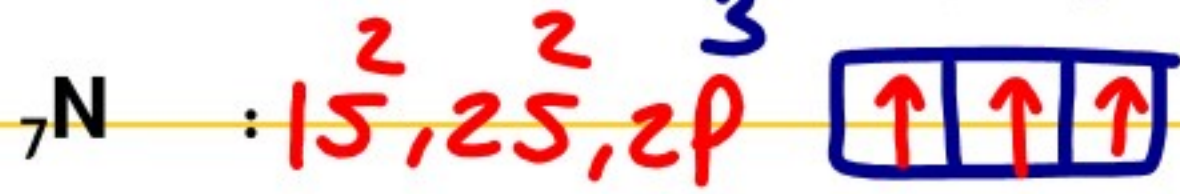


حيث يوزع العنصر لأقرب غاز خامل يسبقه





■ ثانياً: قاعدة هوند:- لا يحدث ازدواج لـ إلكترونين حتى مستوى خريز معين إلّا بعد أن تشغل أوربيتالاته فردية أولاً.



ملاحظة هامة

تشغل الإلكترونات فرادى أولاً في الأوربيتالات لأن ذلك يقلل من قوة التنافر فيعطي الذرة حالة أقل طاقة وأكثر ثباتاً واستقراراً. ✓



مستويات فرعية s p d f

الجدول الدوري :

1 H 1.008																	2 He 4.003		
3 Li 6.941	4 Be 9.012													5 B 10.81	6 C 12.01	7 N 14.01	8 O 15.99	9 F 18.99	10 Ne 20.18
11 Na 22.99	12 Mg 24.30													13 Al 26.98	14 Si 28.08	15 P 30.97	16 S 32.06	17 Cl 35.45	18 Ar 39.95
19 K 39.09	20 Ca 40.08	21 Sc 44.95	22 Ti 47.87	23 V 50.94	24 Cr 51.99	25 Mn 54.94	26 Fe 55.84	27 Co 58.93	28 Ni 58.69	29 Cu 63.54	30 Zn 65.41	31 Ga 69.72	32 Ge 72.64	33 As 74.92	34 Se 78.96	35 Br 79.90	36 Kr 83.79		
37 Rb 85.47	38 Sr 87.62	39 Y 88.90	40 Zr 91.22	41 Nb 92.90	42 Mo 95.94	43 Tc 97.91	44 Ru 101.0	45 Rh 102.9	46 Pd 106.4	47 Ag 107.8	48 Cd 112.4	49 In 114.8	50 Sn 118.7	51 Sb 121.7	52 Te 127.6	53 I 126.9	54 Xe 131.3		
55 Cs 132.9	56 Ba 137.3	57 - 71 *	72 Hf 178.4	73 Ta 180.9	74 W 183.8	75 Re 186.2	76 Os 190.2	77 Ir 192.2	78 Pt 195.1	79 Au 196.9	80 Hg 200.6	81 Tl 204.4	82 Pb 207.2	83 Bi 208.9	84 Po 208.9	85 At 209.9	86 Rn 222.0		
87 Fr 223.0	88 Ra 226.0	89 - 103 **	104 Rf 261.1	105 Db 262.1	106 Sg 263.1	107 Bh 264.1	108 Hs 265.1	109 Mt 268.1	110 Ds 281.1	111 Rg 273.1	112 Cn [285]	113 Uut [284]	114 Fl [289]	115 Uup [288]	116 Lv [293]	117 Uus [292]	118 Uuo [294]		
* اللانثانيدات			57 La 138.9	58 Ce 140.1	59 Pr 140.9	60 Nd 144.2	61 Pm 144.9	62 Sm 150.3	63 Eu 151.9	64 Gd 157.2	65 Tb 158.9	66 Dy 162.5	67 Ho 164.9	68 Er 167.2	69 Tm 168.9	70 Yb 173.0	71 Lu 174.9		
** الأكتينيدات			89 Ac 227.0	90 Th 232.0	91 Pa 231.0	92 U 238.0	93 Np 237.0	94 Pu 244.0	95 Am 243.0	96 Cm 247.1	97 Bk 247.1	98 Cf 251.1	99 Es 252.1	100 Fm 257.1	101 Md 258.1	102 No 259.1	103 Lr 262.1		



🍉 الأساس العلمي الذي بنى عليه الجدول الدوري :

١- ترتيب العناصر تصاعدياً حسب الزيادة في العدد الذري.
بحيث يزداد كل عنصر عن الذي يسبقه بمقدار ابروتون

٢- مراعاة هرفيعة حل المستويات الفرعية بالالكترونات
" مبدأ البناء التتصاعدي "



يتكوّن :-
١٨ | عصور رأسي مجموعة
٧ | صفوف أفقية "دورات"



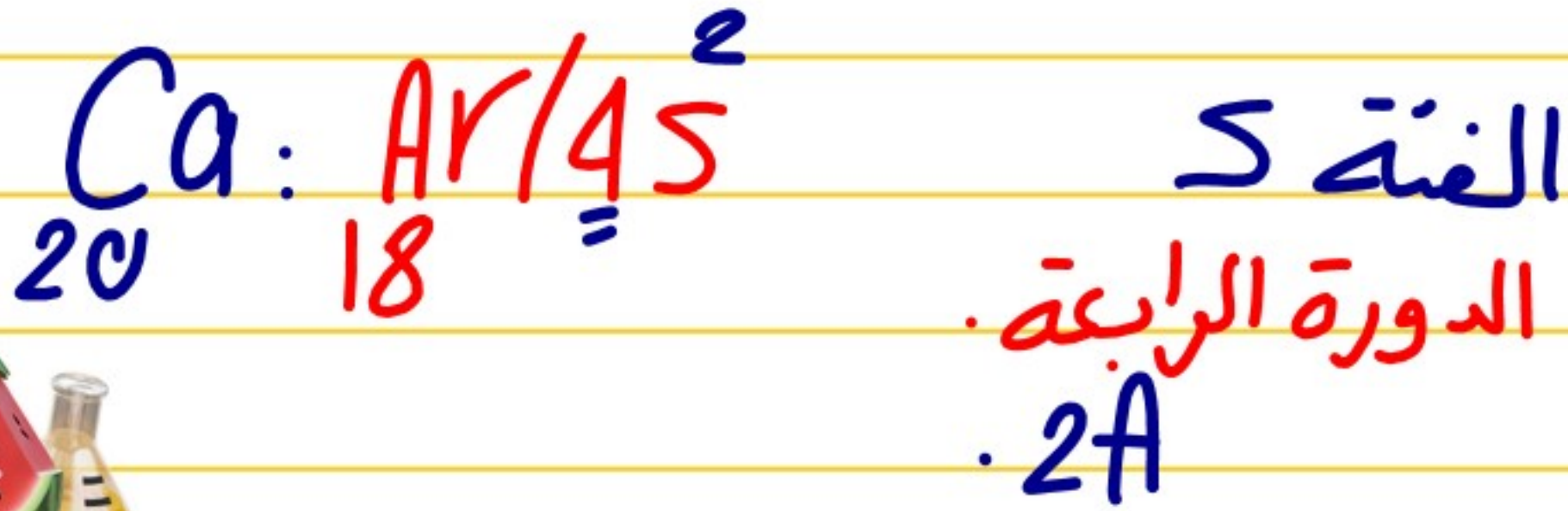
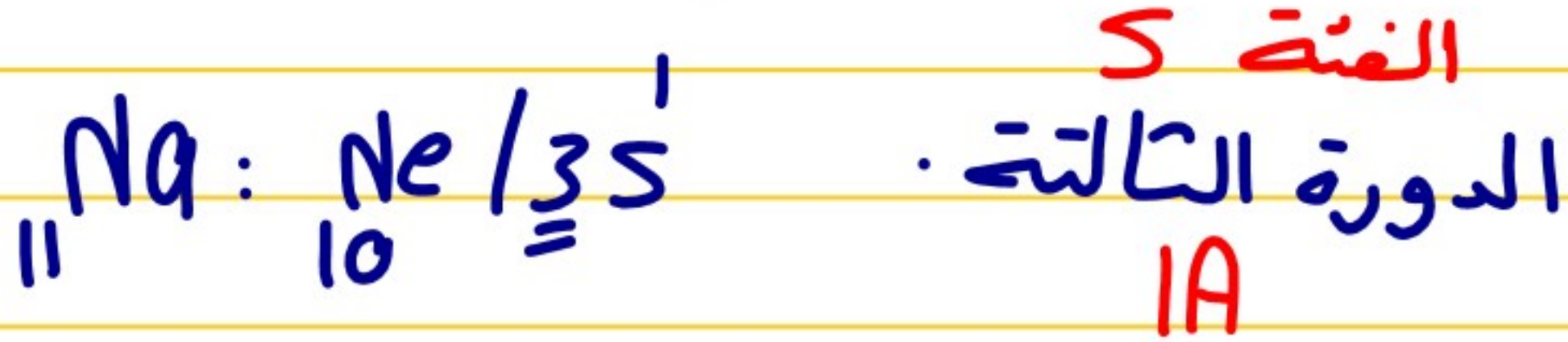
▪ فئات الجدول الدوري : أربع فئات :

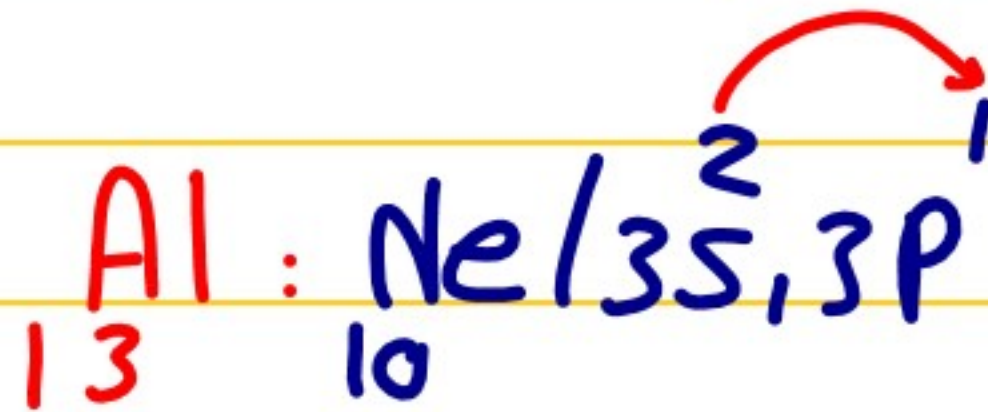
الفئة s [عناصر صلبة 7A : 1A عدا الخاملة 0
الفئة p .
الفئة d . انتقالية رئيسية .
الفئة f . انتقالية داخلية .



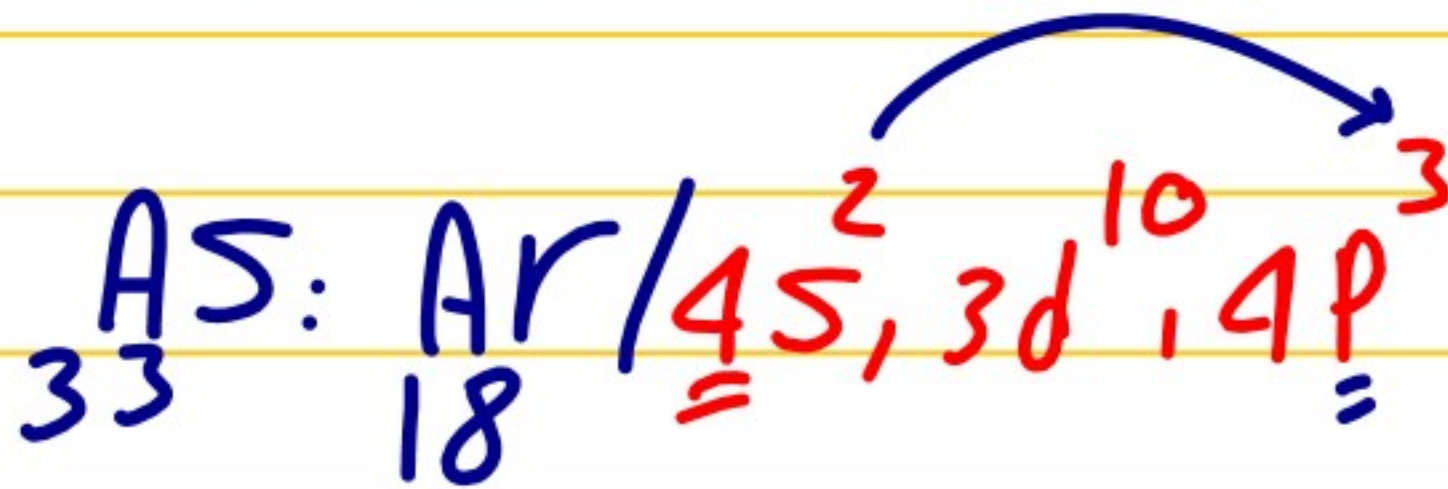
▪ يحدد موقع العنصر في الجدول الدوري عن طريق :-

١- رقم الدورة ٢- رقم المجموعة .



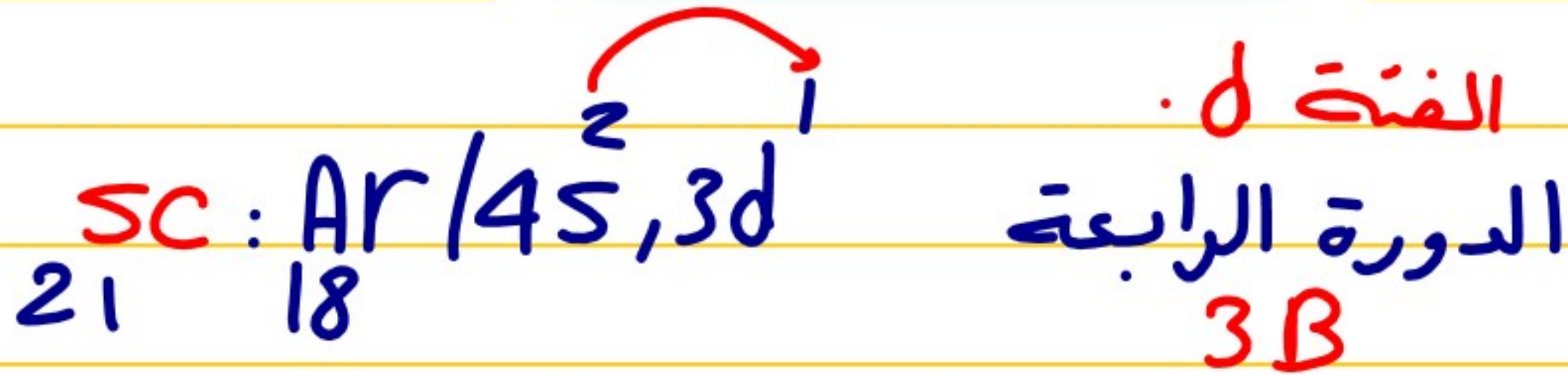


الفئة P
الدورة الثالثة
3A

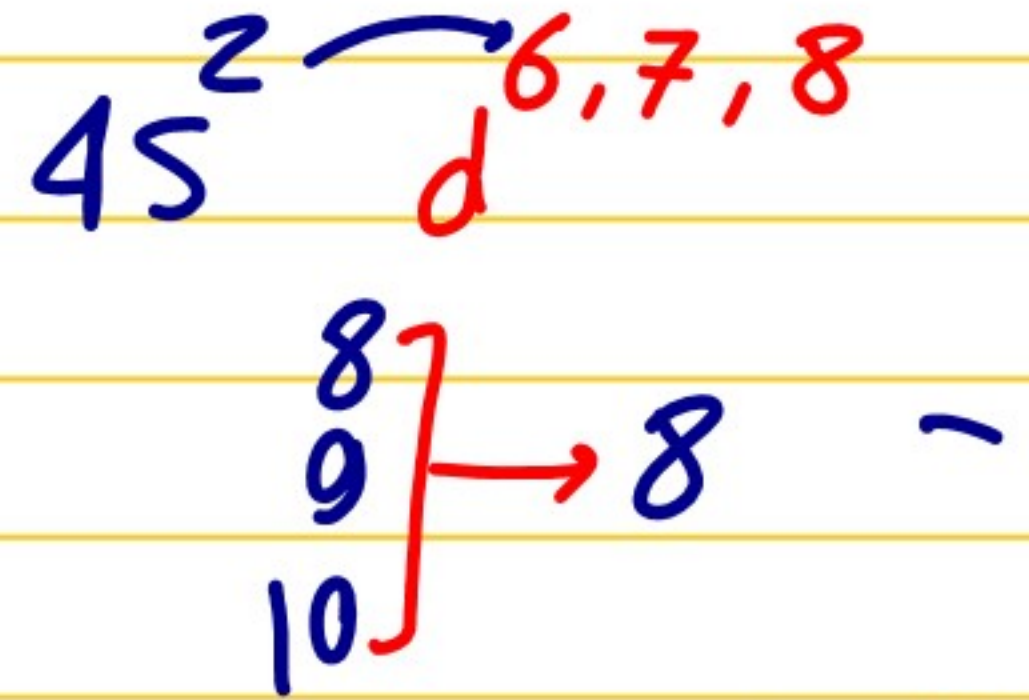
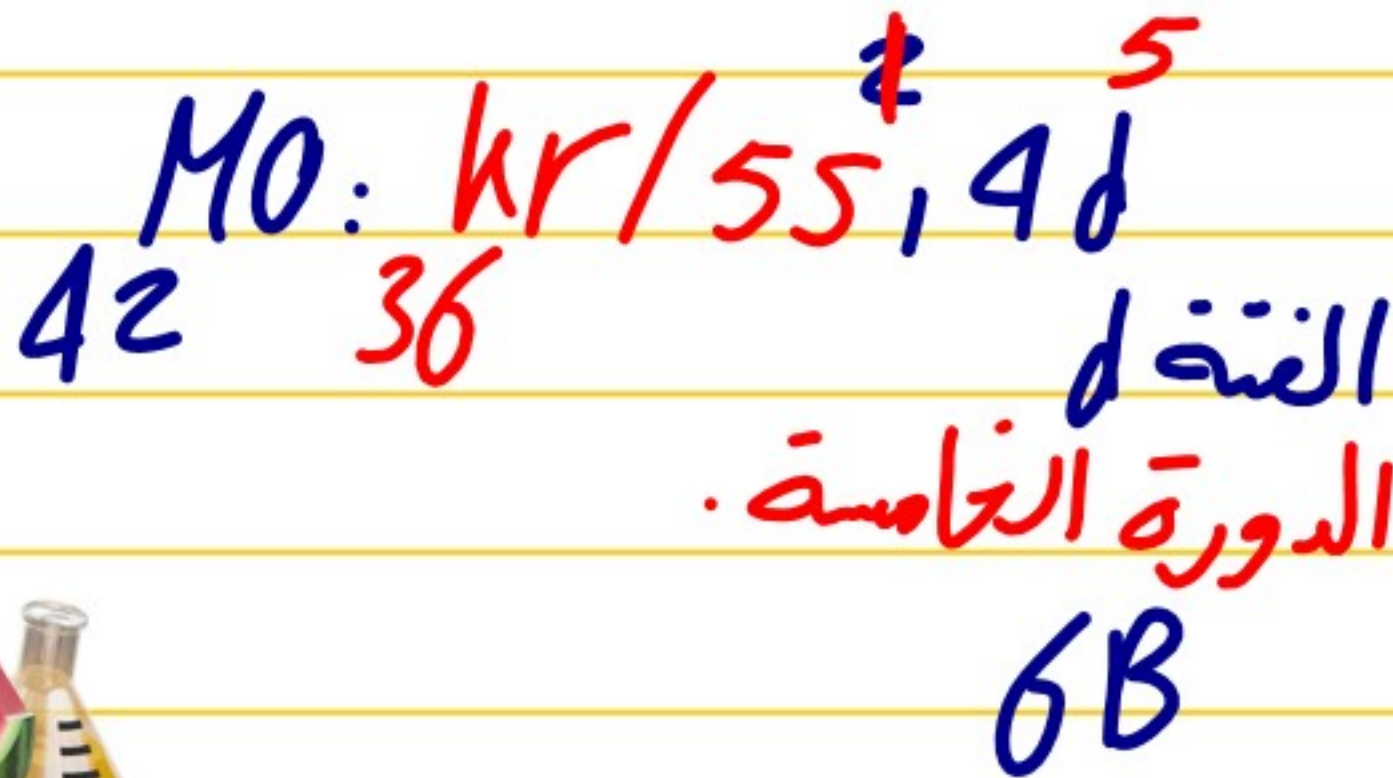


الفئة P
الدورة الرابعة
5A





نجمع إلكترونات s, d ويضاف العرف B.



نهاية محاضرات الأساسيات

بلمينغتون الكبيرة

2025



BE THE BEST

أساسيات الكيمياء

OR DIE TRYING



م/ خالد صقر