

تم تحميل هذا الملف من موقع المناهج السعودية



موقع المناهج المنهاج السعودي

* للحصول على أوراق عمل لجميع الصفوف وجميع المواد اضغط هنا

<https://www.almanahj.com/sa>

* للحصول على أوراق عمل لجميع مواد مرحلة ثانوية اضغط هنا

<https://almanahj.com/sa/32>

* للحصول على جميع أوراق مرحلة ثانوية في مادة كيمياء ولجميع الفصول, اضغط هنا

<https://almanahj.com/sa/32chemistry>

* للحصول على أوراق عمل لجميع مواد مرحلة ثانوية في مادة كيمياء الخاصة بـ الفصل الثاني اضغط هنا

<https://www.almanahj.com/sa/32chemistry2>

* لتحميل كتب جميع المواد في جميع الفصول للـ مرحلة ثانوية اضغط هنا

<https://www.almanahj.com/sa/grade32>

للحصول على جميع روابط الصفوف على تلغرام وفيسبوك من قنوات وصفحات: اضغط هنا

<https://t.me/sacourse>

أهمية في كيمياء المرحلة الثانوية

أهدي إليكم هذا الكتاب المتواضع
كمقدمة وأساسيات لكيمياء
المرحلة الثانوية .

عسى أن يحوز على رضاكم واستحسانكم
وأنتمسح العذر على التقصير

علم الكيمياء :

هو علم يعنى بطبيعة المادة ومكوناتها وكيفية تفاعل المواد مع بعضها البعض .

للمادة ثلاث أشكال وهي :

أولاً : العناصر	ثانياً : المركبات	ثالثاً : المخاليط
العنصر : هو مادة أولية لا يمكن تحويله إلى مواد أبسط منه بالطرق الفيزيائية أو الكيميائية العادية .	المركب : هو اتحاد عنصرين أو أكثر اتحاداً كيميائياً وينسب وزنية ثابتة .	المخلوط : مجموعة من العناصر أو المركبات مجتمعة مع بعضها البعض دون اتحاد كيميائي وبأي نسبة .
مثل الصوديوم Na	مثل الماء H ₂ O	مثل خليط من (الرمل والملح) .

بعض المصطلحات الكيميائية البسيطة :

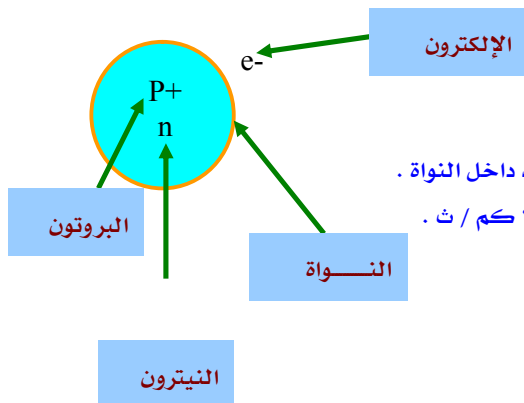
- الذرة : أصغر جزء من العنصر يمكن أن يدخل في التفاعلات الكيميائية دون أن ينقسم .
- الجزيء : أصغر جزء من المادة سواء كانت (عنصراً أو مركباً) يمكن أن يوجد منفرداً وتوضح فيه خواص المادة .
- الأيون : ذرة أو مجموعة من الذرات تحمل شحنة موجبة أو سالبة .
- العدد الذري : عدد البروتونات داخل نواة الذرة .
- عدد الكتلة : مجموع عدد البروتونات والنيوترونات داخل نواة الذرة .
- عدد الأكسدة : عدد الالكترونات التي تفقدها أو تكتسبها الذرة نتيجة دخولها في تفاعل كيميائي .
- الحجم الذري : حجم المجالات الالكترونية حول النواة .
- جهد التأين : الطاقة اللازمة لنزع أكثر الالكترونات بعداً عن النواة في الحالة الغازية .
- الألفة الالكترونية : الطاقة المنبعثة نتيجة إضافة إلكترون لمجال التكافؤ لذرة متعادلة في الحالة الغازية .
- السالبية الكهربائية : قابلية الذرة للاستئثار بالزوج الإلكتروني الرابط بينهما في المركب التساهمي .
- المجال الإلكتروني : حيز من الفراغ يحيط بالنواة يكون احتمال وجود الإلكترون فيه كبيراً .
- الزوج الإلكتروني : إلكترونان يتساويان في الأعداد الكمية عدا عدد الكم المغزلي (اتجاه الدوران) .
- الأعداد الكمية : الأعداد التي تحدد الصفات المميزة لكل إلكترون يدور حول النواة .
- النظائر : ذرات لعنصر واحد تتساوى في العدد الذري وتختلف في عدد الكتلة .
- المتكاثلات : ذرات لعناصر مختلفة تتساوى في عدد الكتلة وتختلف في العدد الذري .
- المحلول : مادة تتكون من مذيب ومذاب حيث تكون الكمية الأكبر مذيب والكمية الأقل مذاب .
- الحفاز (العامل المساعد) : مادة تزيد من سرعة التفاعل الكيميائي دون أن تستهلك .
- المجموعة (الوظيفية) (الفعالة) (المميزة) (الدالة) : ذرة أو مجموعة ذرات مرتبطة مع بعضها كيميائياً ولها خواص مميزة .

مكونات الذرة :

١. النواة ذات الشحنة الموجبة وتحتوي على :

- البروتونات : وهي جسيمات موجبة الشحنة توجد داخل النواة .
- النيوترونات : وهي جسيمات متعادلة الشحنة (عديمة الشحنة) توجد داخل النواة .

٢. الإلكترونات : وهي جسيمات سالبة الشحنة تدور حول النواة بسرعة كبيرة تصل إلى ٢٠٠٠ كم / ث .



◆ نبذة سريعة وموجزة عن الجدول الدوري للمناسر :

ترتب العناصر في الجدول الدوري الحديث على أساس العدد الذري وفق قانون موسلي .

◆ من فوائد الجدول الدوري :

- تصنيف العناصر .
- معرفة خواص العناصر بشكل عام .
- تسهيل دراسة العناصر من خلال تقسيمها إلى مجموعات .

◆ يتكون الجدول الدوري من : دورات ومجموعات وهي كالتالي :

- المجموعة : هي العمود الراسي في الجدول الدوري . وتنقسم المجموعات في الجدول الدوري إلى :
 ١. المجموعات الرئيسية (أ) : (العناصر التمثيلية) . وعددها (٨ مجموعات رئيسية) .
 ٢. المجموعات الفرعية (ب) : (العناصر الانتقالية) . وعددها (٨ مجموعات فرعية) .
- خلال المجموعة وبزيادة العدد الذري من أعلى إلى أسفل الجدول الدوري باتجاه السهم حيث نلاحظ ما يأتي :
 - يزداد الحجم الذري .
 - يقل كل من : (جهد التأين ، الألفة الإلكترونية ، السالبية الكهربية)

- الدورة : هي الصف الأفقي في الجدول الدوري . عدد الدورات في الجدول الدوري : (٧ دورات) .

خلال الدورة وبزيادة العدد الذري من يسار إلى يمين الجدول الدوري باتجاه السهم حيث نلاحظ ما يأتي :

- يقل الحجم الذري .
- يزداد كل من : (جهد التأين ، الألفة الإلكترونية ، السالبية الكهربية) .

◆ مناطق الجدول الدوري ومسميات لبعض المجموعات :

المنطقة	المجموعات الموجودة بها	مجال الالكترونات	مسميات لبعض المجموعات
اليسرى	تشمل عناصر المجموعتين الرئيسيتين الأولى (أ) والثانية (أ) .	S	المجموعة ١ (أ) : فلزات قلوية . المجموعة ٢ (أ) : فلزات قلوية أرضية .
اليمنى	تشمل عناصر المجموعات الرئيسية الآتية : ٣ (أ) ، ٤ (أ) ، ٥ (أ) ، ٦ (أ) ، ٧ (أ) ، بالإضافة إلى عناصر المجموعة الثامنة (أ) (مجموعة الصفر) .	S, p	المجموعة ٧ (أ) : هالوجينات . المجموعة ٨ (أ) : غازات خاملة (نادرة) .
الوسطى	تشمل العناصر الانتقالية	d	المجموعة ١ (ب) : فلزات العملة . وتشمل النحاس والفضة والذهب .
السفلى	تشمل العناصر الانتقالية الداخلية : اللانثانيدات واللاكتنيدات .	f	اللانثانيدات : عناصر الأرض النادرة . اللاكتنيدات : العناصر المشعة .

التوزيع الإلكتروني للمناصر التمثيلية (الرئيسية)

- ❖ العناصر التمثيلية هي عناصر المجموعات الرئيسية (العناصر غير الانتقالية) الواقعة **يمين ويسار** الجدول الدوري
 - ❖ يتم توزيع الإلكترونات في مجالاتها بدءاً بالمستويات الأقرب للنواة ذات الطاقة الأقل أولاً حسب مبدأ البناء التصاعدي .
- كالاتي **1s 2s2p 3s3p 4s** وهكذا مع مراعاة الآتي :

شكل المجال	أقصى استيعاب للمجال من الإلكترونات	المجال الفرعي
كروي	٢	s
أجراس صماء	٦	p
معقد	١٠	d
أكثر تعقيداً	١٤	f

☀️ **من خلال التوزيع نستطيع أن نحدد منطقة العنصر (اليسرى أو اليمنى) :**

- ١- إذا انتهى التوزيع بـ (s) يقع العنصر في المنطقة اليسرى .
- ٢- إذا انتهى التوزيع بـ (s و p) يقع العنصر في المنطقة اليمنى .

☀️ **من خلال التوزيع نستطيع أن نحدد الدورة والمجموعة :**

- ١- مجموع الإلكترونات في المجال الخارجي يحدد المجموعة .
- ٢- أكبر عدد كم رئيسي (المجال الخارجي) يحدد الدورة .
- ٣- عدد الأكسدة هو عدد الإلكترونات التي تفقدها أو تكتسبها الذرة أثناء دخولها في تفاعل كيميائي

إليك الجدول الآتي :

إذا كان عدد الإلكترونات في المجال الخارجي :								من خلال التوزيع الإلكتروني لعنصر رئيسي يمكنه تحديد الآتي
٨	٧	٦	٥	٤	٣	٢	١	
صفر	١ -	٢ -	٣ -	٤ ±	٣+	٢+	١+	التكافؤ
٨ (أ)	٧ (أ)	٦ (أ)	٥ (أ)	٤ (أ)	٣ (أ)	٢ (أ)	١ (أ)	المجموعة
	لا فلزات	أشباه فلزات		فلزات		فلز أم لا فلز		فلز أم لا فلز
	أيونات سالبة	شبه موصل		موصلة للتيار الكهربائي		أيونات موجبة		الكهربائية
								الأيون
أكبر عدد كم رئيسي أثناء التوزيع الإلكتروني يحدد الدورة .								الدورة

• ((هناك بعض التجاوزات في هذا الجدول .. فما هو إلا للتوضيح بشكل عام))

- ❖ أثناء التوزيع الإلكتروني لأيون موجب يتم فقد (نقص) عدد إلكترونات بمقدار الشحنات الموجبة على ذلك الأيون .
- ❖ أثناء التوزيع الإلكتروني لأيون سالب يتم اكتساب (زيادة) عدد إلكترونات بمقدار الشحنات السالبة على ذلك الأيون .

❖ بعد قراءة الملاحظات السابقة انظر الأمثلة التالية :



س : اكتب التوزيع الإلكتروني للذرات والأيونات الآتية ثم أكمل الجدول الآتي :

الرمز	التوزيع الإلكتروني	الدورة	المجموعة	عدد الأكسدة	المنطقة
Li ₃	1s ² 2s ¹	٢	(أ) ١	١+	اليسرى
Na ₁₁	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ¹	٣	(أ) ١	١+	اليسرى
K ₁₉	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ¹	٤	(أ) ١	١+	اليسرى
Mg ₁₂	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ²	٣	(أ) ٢	٢+	اليسرى
Al ₁₃	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ¹	٣	(أ) ٣	٣+	اليسرى
F ₉	1s ² 2s ² 2p ⁵	٢	(أ) ٧	١ -	اليمنى
S ₁₆	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁴	٣	(أ) ٦	٢ -	اليمنى
Cl ₁₇	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁵	٣	(أ) ٧	١ -	اليمنى
Li ⁺	1s ²			١+	
Na ₁₁ ⁺	1s ² 2s ² 2p ⁶			١+	
Mg ₁₂ ⁺⁺	1s ² 2s ² 2p ⁶			٢+	
Al ₁₃ ⁺⁺⁺	1s ² 2s ² 2p ⁶			٣+	
F ₉ ⁻	1s ² 2s ² 2p ⁶			١ -	
S ₁₆ ⁻	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶			٢ -	
Cl ₁₇ ⁻	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶			١ -	

التوزيع الإلكتروني حسب قاعدة هند :

- نص قاعدة هند :

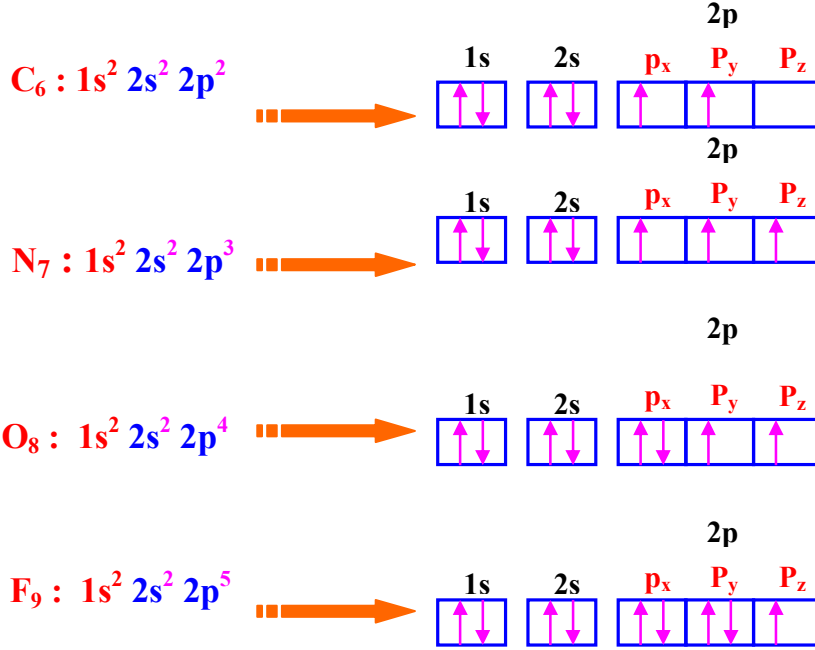
((تعتمد الالكترونات في ملئها المجالات إلى جعل حركة دورانها حول نفسها في نفس الاتجاه ما أمكنها ذلك ، عند تساوي جميع الاختيارات الأخرى)) .

- وبمعنى أبسط :

((في المجالات المتساوية الطاقة (f ، d ، p) لا يزدوج إلكترونان حتى ينال كل مجال إلكترون واحد على الأقل)) .

يرمز للمجال الإلكتروني . ↑ يرمز للإلكترون .

- تطبيقات على قاعدة هند للتوزيع الالكتروني :



- مبدأ باولي للاستبعاد :

((في الذرة الواحدة لا يمكن أن يتواجد إلكترونان يشتركان في جميع أعداد الكم الأربعة)) .

❖ نستطيع أن نفهم ذلك بشكل مبسط من خلال التوزيع الإلكتروني السابق حسب قاعدة هند للتوزيع

حيث نلاحظ أن كل إلكترونين داخل مجال إلكتروني واحد (مربع) في اتجاهين متعاكسين .

- كل إلكترونين داخل مجال إلكتروني واحد يطلق عليهما اسم (الزوج الإلكتروني) .

التوزيع الإلكتروني للمعادن الانتقالية

- ❖ هي عبارة عن عشر مجموعات فرعية (ب) تقع في وسط الجدول الدوري وتضم (٣٠) عنصراً في كل متسلسلة عشرة عناصر ولها التركيب الإلكتروني الآتي :
- المتسلسلة الأولى لها تركيب الغاز الخامل الأرجون Ar ذو العدد الذري ١٨
 - المتسلسلة الثانية لها تركيب الغاز الخامل الكريبتون Kr ذو العدد الذري ٣٦
 - المتسلسلة الثالثة لها تركيب الغاز الخامل الزينون Xe ذو العدد الذري ٥٤

n الموجودة على المجال الفرعي **d** تعني عدد الإلكترونات من ١ حتى ١٠ كأقصى عدد من الإلكترونات في **d**

التركيب الإلكتروني	أعدادها الذرية	المتسلسلة
$[Ar] 4s^2 3d^n$	من ٢١ حتى ٣٠	المتسلسلة الأولى
$[Kr] 5s^2 4d^n$	من ٣٩ حتى ٤٨	المتسلسلة الثانية
$[Xe] 6s^2 4f^{14} 5d^n$	٥٧ ومن ٧٢ حتى ٨٠	المتسلسلة الثالثة

أكتب التوزيع الإلكتروني للعناصر الانتقالية الآتية :

رمز العنصر	التوزيع الإلكتروني
Sc ₂₁	$[Ar] 4s^2 3d^1$
Zn ₃₀	$[Ar] 4s^2 3d^{10}$
Y ₃₉	$[Kr] 5s^2 4d^1$
Ta ₇₃	$[Xe] 6s^2 4f^{14} 5d^3$
ملاحظات هامة :	
١- يكون المجال الفرعي d أكثر استقراراً عندما يكون ممتلئاً أو نصف ممتلئاً وبالتالي فإنه :	
عندما يكون في d أربعة إلكترونات ينتقل إلكترون من s إلى d فيشذ عن القاعدة السابقة .	
و عندما يكون في d تسعة إلكترونات ينتقل إلكترون من s إلى d فيشذ عن القاعدة السابقة .	
انظر الأمثلة الآتية :	
Cr ₂₄	$[Ar] 4s^1 3d^5$
Cu ₂₉	$[Ar] 4s^1 3d^{10}$
٢- عندما نؤين ذرة عنصر انتقالي يتم نزع الإلكترونات من s أولاً وإذا انتهى من s فننزع من d	
انظر الأمثلة الآتية :	
Fe^{++}_{26} الحديد الثنائي (حديدوز)	$[Ar] 3d^6$
Fe^{+++}_{26} الحديد الثلاثي (حديدك)	$[Ar] 3d^5$

تحديد الدورة والمجموعة لعنصر انتقالي :

يمكن تحديد موقع العنصر الانتقالي من خلال تحديد الدورة والمجموعة من التوزيع الإلكتروني كالاتي :

١. أكبر عدد كم رئيسي أثناء التوزيع الإلكتروني يحدد الدورة .

٢. من معرفة مجموع إلكترونات (d + s) يمكن تحديد المجموعة كالاتي :

- تطبيق على تحديد الدورة والمجموعة لعنصر انتقالي :
س : حدد الدورة والمجموعة لعنصر المنجنيز : Mn_{25} ؟؟
التوزيع الإلكتروني :



أو بالطريقة المختصرة :



وفي كلتا الحالتين :

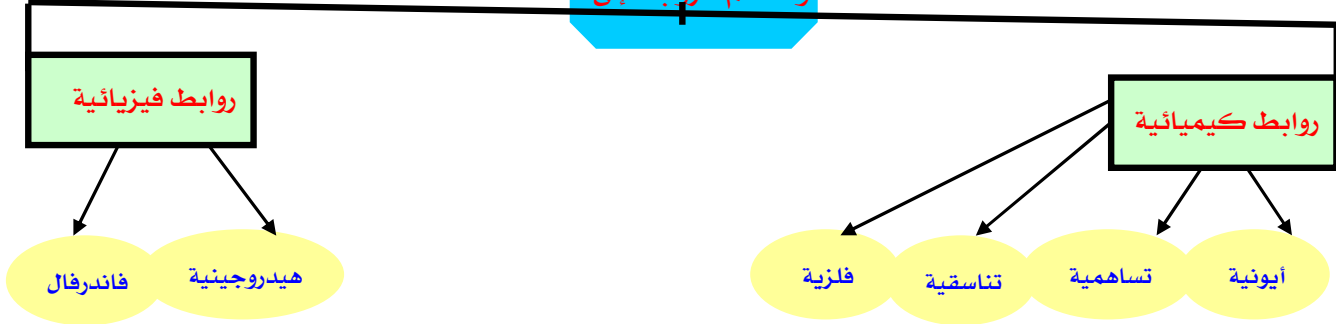
- يكون أكبر عدد كم رئيسي ٤ وهو يحدد الدورة : المنجنيز يقع في الدورة الرابعة .
- مجموع إلكترونات (d + s) = ٧ وبالتالي المنجنيز يقع في المجموعة السابعة (ب) .

المجموعة	مجموع إلكترونات (d + s)
ب. ٣	٣
ب. ٤	٤
ب. ٥	٥
ب. ٦	٦
ب. ٧	٧
ب. ٨	٨
	٩
	١٠
ب. ١	١١
ب. ٢	١٢

الروابط الكيميائية

هي القوى التي تربط ذرات العناصر مع بعضها البعض في الجزيئات أو المركبات .

وتنقسم الروابط إلى :



وستوضح بإيجاز بعض هذه الروابط :

• الرابطة الأيونية :

تتكون الرابطة الأيونية بين :

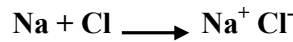
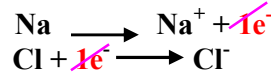
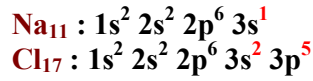
لا فلز / فلز

يكتسب / يفقد

أيون سالب / أيون موجب

هي رابطة تتكون بين ذرتين أحدهما تفقد إلكترون أو أكثر لتكون الأيون الموجب والأخرى تكتسب لتكون الأيون السالب .

مثال : الرابطة الأيونية بين الصوديوم والكلور في مركب كلوريد الصوديوم . NaCl

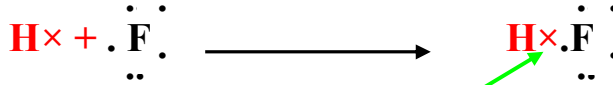
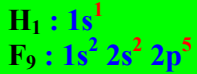


الصوديوم فلز يفقد ليكون أيون موجب بينما الكلور لا فلز يكتسب ليكون أيون سالب .

• الرابطة التساهمية :

هي رابطة تتكون بين ذرتين يساهم كل منهما بنصف عدد الإلكترونات الزوج الرابط بينهما .

مثال : الرابطة التساهمية بين الهيدروجين والفلور في مركب فلوريد الهيدروجين . HF



الزوج الرابط حيث تساهم كل ذرة بإلكترون واحد

تتكون الرابطة التساهمية بين :

• لا فلز / لا فلز .. مثل : الرابطة التساهمية في جزيء الكلور . Cl₂

• لا فلز / شبه فلز .. مثل : الرابطة التساهمية في الميثان . CH₄

تكون الرابطة التساهمية :

١ . قطبية : عندما يكون هناك فرق في السالبية الكهربائية بين الذرتين التي تتكون بينهما الرابطة التساهمية .

((مقدار الفرق في السالبية الكهربائية بين الذرتين ≤ ٠,٥)) .

٢ . غير قطبية : وذلك عندما تكون الذرتين المشتركة في تكوين الرابطة التساهمية :

❖ متساوية في السالبية الكهربائية .

❖ متقاربة في السالبية الكهربائية . ((مقدار الفرق في السالبية الكهربائية بين الذرتين > ٠,٥)) .

• إذا كان الفرق في السالبية بين الذرتين < ٢,١ فإن الرابطة تكون رابطة ((أيونية)) .

إليك قيم السالبية الكهربائية لأهم العناصر :

الفلور F	الأكسجين O	النيتروجين N	الكلور Cl	البروم Br	اليود I	الكربون C	الهيدروجين H
٤	٣,٥	٣	٣	٢,٨	٢,٤	٢,٤	٢,٢

مثال : بين أي الروابط التساهمية قطبية وأيها غير قطبية في المركبات التالية :

١. N_2 الرابطة في هذا الجزيء رابطة تساهمية غير قطبية لأنها بين ذرتين من نفس النوع ..
((أي متساوية في السالبية الكهربائية)) .

٢. CH_4 الرابطة في هذا المركب رابطة تساهمية غير قطبية لأنها بين ذرتين متقاربة في السالبية الكهربائية حيث أن الفرق بينهما أقل من ٠,٥

الفرق في السالبية الكهربائية بين الكربون والهيدروجين = $٢,٤ - ٢,٢ = ٠,٢$

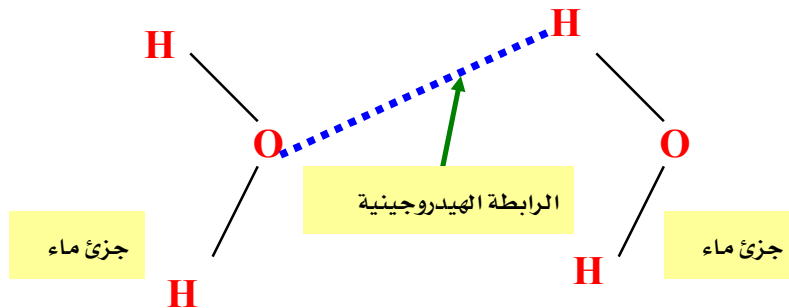
٣. HF الرابطة في هذا المركب رابطة تساهمية قطبية لأنها بين ذرتين بينهما فرق في السالبية الكهربائية حيث أن الفرق بينهما أكبر من ٠,٥

الفرق في السالبية الكهربائية بين الفلور والهيدروجين = $٤ - ٢,٢ = ١,٨$

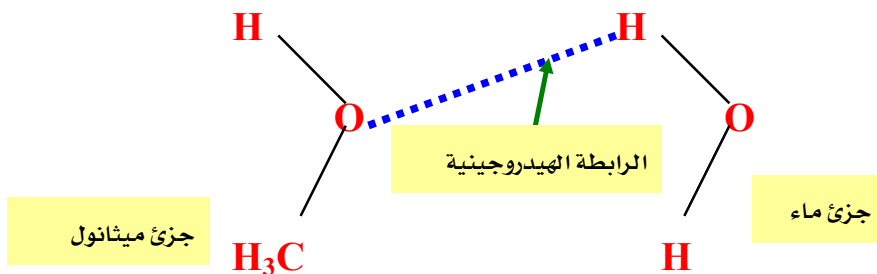
• الرابطة الهيدروجينية :

هي رابطة تتكون بين ذرة هيدروجين في جزيء وذرة لها سالبية كهربائية عالية في جزيء آخر ((F , O , N))

مثال : الروابط الهيدروجينية بين جزيئات الماء H_2O



❖ ((ليس بالضرورة أن يكون الجزيئان من نفس النوع قد تتكون الرابطة الهيدروجينية بين جزيئين مختلفين كجزيء ماء وجزيء ميثانول كالتالي :



الرموز والصيغ الكيميائية :

الرمز : حرف أو حرفان مشتقة من اسم العنصر للدلالة عليه .

الصيغة : مجموعة رموز تبين نوع وعدد الذرات في المركب .

البيكرموز أهم العناصر وتكافؤاتها :

التكافؤ	الرمز	اسم العنصر
١	F	فلور
	Cl	كلور
	Br	بروم
	I	يود
٢	O	أكسجين
	S	كبريت
٣	N	نيتروجين
٤	C	كربون

التكافؤ	الرمز	اسم العنصر
١	H	هيدروجين
	Li	ليثيوم
	Na	صوديوم
	K	بوتاسيوم
	Ag	فضة
٢	Mg	ماغنيسيوم
	Ca	كالكسيوم
	Zn	خارصين
٣	B	بورون
	Al	ألومنيوم
	Bi	بزموت
٢، ١	Cu	نحاس
	Hg	زئبق
٣، ١	Au	ذهب
٣، ٢	Fe	حديد
٤، ٢	Mn	منجنيز
	Pb	رصاص
٤	Si	سليكون

❖ أثناء التفاعل الكيميائي نجد أن :

- الفلزات تفقد الإلكترونات لتكون أيونات موجبة الشحنة .
- اللافلزات تكتسب الإلكترونات لتكون أيونات سالبة الشحنة .

❖ جزئيات ثنائية الذرة :

H ₂	جزئ هيدروجين
O ₂	جزئ أكسجين
N ₂	جزئ نيتروجين
F ₂	جزئ فلور
Cl ₂	جزئ كلور
Br ₂	جزئ بروم
I ₂	جزئ يود

الشقوق :

هي مجموعة من الذرات مرتبطة مع بعضها ولها تكافؤ مشترك .

• جميع الشقوق سالبة ماعدا شق الأمونيوم فهو الشق الوحيد الموجب .

• **البيك صيغ بعض الشقوق وتكافؤاتها :**

٣ -		٢ -		١ -		١ +	
الصيغة	اسم الشق	الصيغة	اسم الشق	الصيغة	اسم الشق	الصيغة	اسم الشق
PO_4^{--}	فوسفات	CrO_4^{--}	كرومات	NO_3^-	نترات	NH_4^+	أمونيوم
AlO_3^{--}	ألومينات	$Cr_2O_7^{--}$	داي كرومات	NO_2^-	نيتريت		
		CO_3^{--}	كربونات	HCO_3^-	بيكربونات		
		SO_4^{--}	كبريتات	HSO_4^-	بيكبريتات		
		SO_3^{--}	كبريتيت	CN^-	سيانيد		
		SiO_3^{--}	سليكات	ClO_3^-	كلورات		
		$Cr_2O_4^{--}$	أكسالات	ClO^-	هيبوكلورايت		
				OH^-	هيدروكسيد		
				MnO_4^-	برمنجنات		
				$C_2H_3CO_2^-$	إيثانوات		

• بعد أن انتهينا من معرفة رموز العناصر وصيغ الشقوق نتعرف على طريقة كتابة صيغة مركب كيميائي .

• عند كتابة صيغة مركب كيميائي :

١ . نكتب رموز العناصر وصيغ الشقوق الداخلة في تكوين المركب .

٢ . نبادل بينها التكافؤات مع مراعاة الآتي :

(أ) . إذا كان بين التكافؤات عامل مشترك نقسم عليه لنحصل على أبسط قيمة عددية .

وبطريقة أسهل يمكننا القول :

" إذا تساوت التكافؤات فإنها لا تكتب في الصيغة الكيميائية "

(ب) . يوضع الشق بين قوسين إذا اتحد مع عنصر أو شق لا يساويه في التكافؤ .

• عند تسمية المركب تكون أسماء الفلزات كما هي أما اللافلزات فيضاف المقطع (يد) نهاية اسم العنصر كالتالي :

((كلور .. كلوريد)) ، ((أكسجين .. أكسيد)) ، ((فلور .. فلوريد)) ، ((كبريت .. كبريتيد)) ... وهكذا .

• إليك الأمثلة الآتية على كتابة الصيغ الكيميائية وتسميتها :

الصيغة	اسم المركب	الصيغة	اسم المركب
$ZnSO_4$	كبريتات الخارصين	$NaCl$	كلوريد الصوديوم
CaO	أكسيد الكالسيوم	$Fe Br_3$	بروميد الحديد (III)
$KMnO_4$	برمنجنات البوتاسيوم	$Al (OH)_3$	هيدروكسيد الألمنيوم
H_2S	كبريتيد الهيدروجين	$KHCO_3$	بيكربونات البوتاسيوم
$CuCO_3$	كربونات النحاس (II)	$AgNO_3$	نترات الفضة

الشق بين قوسين لأنه اشترك مع عنصر يختلف عنه في التكافؤ .

المعادلة الكيميائية :

هي وصف موجز لكنه دقيق للتفاعل الكيميائي .

أسس كتابة المعادلة الكيميائية :

- الإلمام التام برموز العناصر وتكافؤاتها وصيغ الشقوق وتكافؤاتها من اجل كتابة صيغ صحيحة للمركبات .
- معرفة المواد المتفاعلة والمواد الناتجة .
- مراعاة قانون حفظ المادة : كتلة المواد المتفاعلة = كتلة المواد الناتجة .

ملاحظات هامة على المعادلات الكيميائية :

أولاً : اليك الرموز الآتية التي قد تراها في المعادلة الكيميائية :

مدلول الرمز	رمز هام في المعادلة الكيميائية
صلب	s
سائل	l
غاز	g
محلول مائي	aq
تصاعد غاز	↑ سهم إلى الأعلى
تكون راسب	↓ سهم إلى الأسفل
حرارة	△

ثانياً : الجزئيات الآتية تكتب في المعادلة ثنائية الذرة . (O₂ , N₂ , H₂ , Cl₂ , Br₂ , I₂ , F₂) .

ثالثاً : عندما نجد في المعادلة الكيميائية :

الحرارة ضمن النواتج فإن التفاعل : طارد ((منتج للحرارة)) .

الحرارة ضمن المتفاعلات فإن التفاعل : ماص ((مستهلك للحرارة)) .

رابعاً : لوزن المعادلة الكيميائية يراعى الآتي :

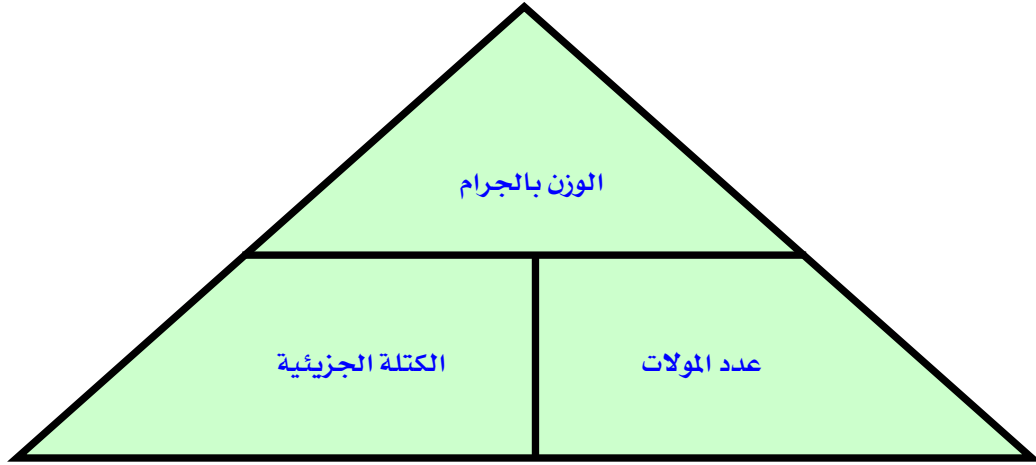
- اكتب المعادلة الكيميائية صحيحة .
- لا تغير أي رقم مكتوب أسفل الرموز والصيغ .
- أوزن المعادلة بضبط المعاملات التي تسبق الرموز والصيغ .

تطبيق لوزن معادلة كيميائية :



ملاحظات هامة	عدد الذرات في المواد المتفاعلة			عدد الذرات في المواد الناتجة		
	بعد الوزن	قبل الوزن	الذرة	بعد الوزن	قبل الوزن	الذرة
وزنا هذه المعادلة بالضرب في العدد (٢) للمواد المتفاعلة (بيكربونات الصوديوم) .. وهو مضروباً في جميع ذرات ذلك المركب . لاحظ : عدد الذرات للمواد المتفاعلة والمواد الناتجة بعد الوزن تجد أنها متساوية كما يبين الجدول .						
❖ لا داعي لعمل الجدول في كل مرة ..	٢	١	Na	٢	٢	Na
	٢	١	H	٢	٢	H
	٢	١	C	٢	٢	C
الجدول للتوضيح فقط .	٦	٣	O	٦	٦	O

قوانين نعلم إليها في المسألة الكيميائية :



❖ هام جداً :

يقال للكتلة وزن في الكيمياء ((تجاوزاً)) .

• من خلال مثلث العلاقات السابق نجد أن :

$$1. \text{ عدد المولات} = \frac{\text{الوزن بالجرام}}{\text{الكتلة الجزيئية}}$$

$$2. \text{ الوزن بالجرام} = \text{عدد المولات} \times \text{الكتلة الجزيئية} .$$

$$3. \text{ الكتلة الجزيئية} = \frac{\text{الوزن بالجرام}}{\text{عدد المولات}}$$

• ويمكن حساب الكتلة الجزيئية لمركب ما من خلال معرفة الوزن الذري لكل عنصر في ذلك المركب حيث أن :

الكتلة الجزيئية : مجموع كتل الذرات الداخلة في تكوين الجزيء .

• **تطبيق :** احسب الكتلة الجزيئية لكل من :

1. جزيء الكلور Cl_2 إذا علمت أن الوزن الذري للكلور $\text{Cl} = 35.5$ ؟

الكتلة الجزيئية = $2 \times 35.5 = 70$ جم / مول .

2. الماء H_2O إذا علمت أن الأوزان الذرية : $\text{H} = 1$,, $\text{O} = 16$ ؟

الكتلة الجزيئية = $(1 \times 2) + (16 \times 1) = 18$ جم / مول .

3. هيدروكسيد الصوديوم NaOH إذا علمت أن الأوزان الذرية : $\text{H} = 1$,, $\text{O} = 16$,, $\text{Na} = 23$ ؟

الكتلة الجزيئية = $(23 \times 1) + (16 \times 1) + (1 \times 1) = 40$ جم / مول .

• عندما نتكلم عن ذرة أي عنصر فإننا نستخدم **الكتلة الذرية** فعلى سبيل المثال نقول :

الكتلة الذرية للصوديوم = 23 و . ك . ذ .

• عندما نتكلم عن جزيء عنصر أو جزيء مركب فإننا نستخدم **الكتلة الجزيئية** فعلى سبيل المثال نقول :

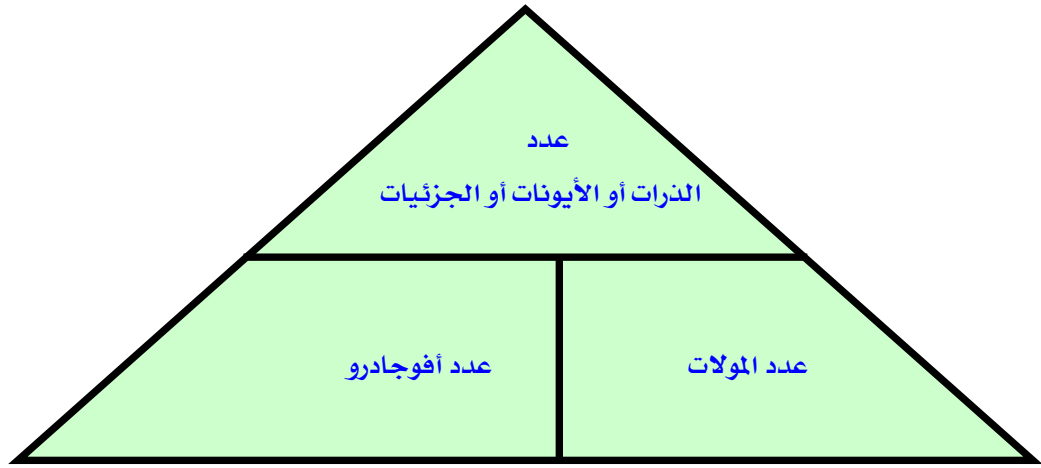
الكتلة الجزيئية لجزيء الكلور = 70 جم / مول .

الكتلة الجزيئية للماء = 18 جم / مول .

• الكتلة الذرية الجرامية = الكتلة الذرية بوحدة الجرام .

• الكتلة الجزيئية الجرامية = الكتلة الجزيئية بوحدة الجرام .

• و . ك . ذ تعني : وحدة كتلة ذرية .

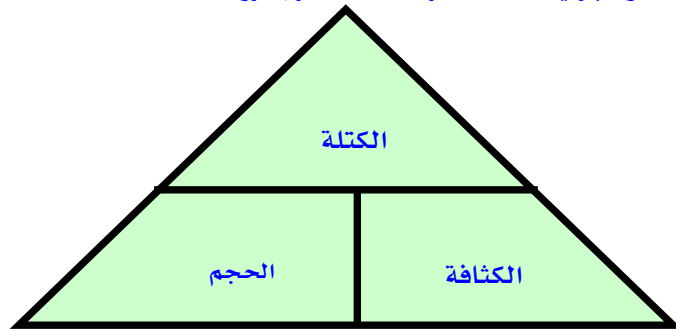


❖ من خلال مثلث العلاقات السابق نجد أن :

$$\text{عدد أفوجادرو ثابت} = 6.02 \times 10^{23}$$

$$1. \text{ عدد المولات} = \frac{\text{عدد الذرات أو الأيونات أو الجزيئات}}{\text{عدد أفوجادرو}}$$

$$2. \text{ عدد (الذرات أو الأيونات أو الجزيئات)} = \text{عدد المولات} \times \text{عدد أفوجادرو} .$$



❖ من خلال مثلث العلاقات السابق نجد أن :

$$1. \text{ الحجم} = \frac{\text{الكتلة}}{\text{الكثافة}}$$

$$2. \text{ الكثافة} = \frac{\text{الكتلة}}{\text{الحجم}}$$

$$3. \text{ الكتلة} = \text{الكثافة} \times \text{الحجم} .$$

معادلة الحالة الغازية :

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \quad \text{أو} \quad \text{ح} \times \text{ض} = \text{ن} \times \text{ك} \times \text{ت}$$

الرمز	ما يدل عليه	الوحدة المستخدمة
ح	الحجم	الليتر
ض	الضغط	الضغط الجوي
ن	عدد المولات	مول
ك	الثابت العام للغازات 0,082	ليتر × ضغط جوي / مول × درجة حرارة مطلقة
ت	درجة الحرارة	درجة حرارة مطلقة (كلفن) درجة الحرارة المطلقة = م + 273 حيث م : الدرجة المئوية .

تحويلات نهمد

1 كجم	=	1000 جم
1 لتر	=	1000 ملل
1 لتر	=	1000 سم ³
1 ملل	=	1 سم ³
1 ضغط جوي	=	76 سم زئبق
1 ضغط جوي	=	760 ملم زئبق

بالقسمة

قوانين اخرى هامة [تركيز الموائيل] :

اولاً ، النسبة المئوية الكتلية (الوزنية) ،

$$\frac{\text{كتلة المذاب بالحرام}}{\text{كتلة المحلول بالجرام}} \times 100 = \text{النسبة المئوية الكتلية}$$

وفي هذا القانون يمكن إيجاد كتلة المحلول (إن لم تكن معطاة) بأحد هذين القانونين حسب معطيات المسألة :

• حجم المحلول = كتلة المذاب + كتلة المذيب .

• $\frac{\text{حجم المحلول}}{\text{الكتلة}} =$

الكثافة

ثانياً : المولالية :

$$\frac{\text{عدد مولات المذاب}}{\text{كتلة المذيب بالكيلوجرام}} = \text{المولالية}$$

ومن خلال هذا القانون يمكن حساب عدد مولات المذاب بدلالة المولالية كالتالي :

$$\text{عدد مولات المذاب} = \text{المولالية} \times \text{كتلة المذيب بالكيلوجرام} .$$

ثالثاً : المولارية :

$$\frac{\text{عدد مولات المذاب}}{\text{حجم المحلول باللتر}} = \text{المولارية}$$

ومن خلال هذا القانون يمكن حساب عدد مولات المذاب بدلالة المولارية كالتالي :

$$\text{عدد مولات المذاب} = \text{المولارية} \times \text{حجم المحلول باللتر} .$$

❖ قانون التخفيف :



$C_1 \times T_1 = C_2 \times T_2$	
ح ₁	حجم المحلول قبل التخفيف .
ح ₂	حجم المحلول بعد التخفيف .
ت ₁	تركيز المحلول قبل التخفيف .
ت ₂	حجم المحلول بعد التخفيف .

القواعد		الأحماض	
NaOH	هيدروكسيد الصوديوم	HCl	حمض الكلور
KOH	هيدروكسيد البوتاسيوم	HNO ₃	حمض النيتروجين
Ba (OH) ₂	هيدروكسيد الباريوم	H ₂ SO ₄	حمض الكبريت
Mg (OH) ₂	هيدروكسيد المغنيسيوم	H ₃ PO ₄	حمض الفسفور
Na ₂ CO ₃	كربونات الصوديوم	CH ₃ COOH	حمض الخل
NH ₃	النشادر	H ₂ CO ₃	حمض الكربون

مع خالص تمنياتي لكم بالتوفيق

