ملخص كيمياء

« أول وثاني ثانوي »

الدروس المضمّنة في هذا الملف :

- مقدمة في علم الكيمياء
- نظريات الذرة والجدول الدوري
- قوى التجاذب والروابط
- الحساب الكيميائي
- سرعة التفاعل والاتزان الكيميائي
- المخاليط والمحاليل
- الهيدروكربونات
- مشتقات الهيدروكربونات
- مشتقات الهيدروكربونات
- تفاعلات المشتقات
- البوليمرات
- الكيمياء الحيوية

تم بحمد الله .. إن أحسنّا فمن الله ، وإن أسأنا فمن نفسنا والشيطان

في حال وجود الأخطاء :
@profmona

قناة : تحصيلي ليمون 🍋
https://t.me/tahsylee

مقدمة في علم الكيمياء

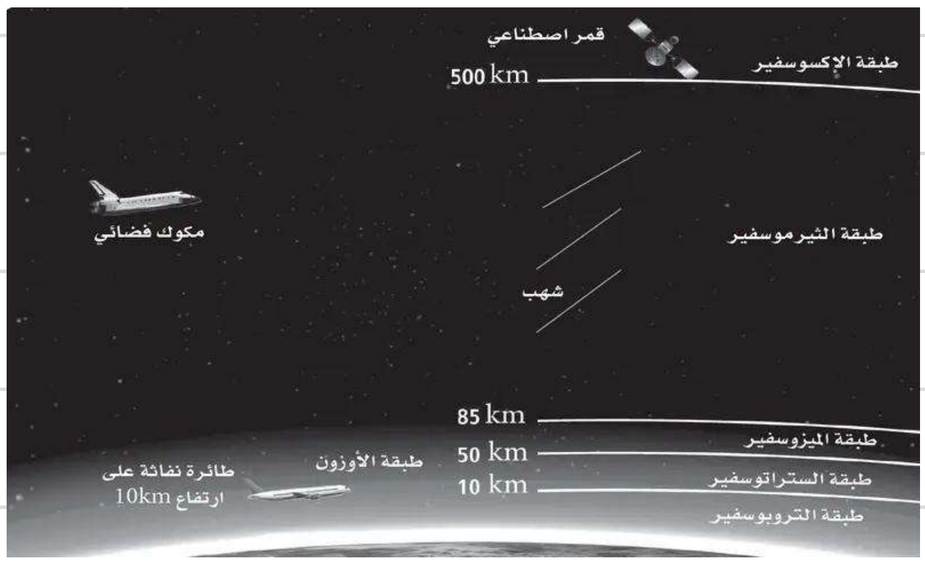
علم الكيمياء

الجدول 1-1 بعض فروع الكيمياء		
الفرع	مجال الدراسة	أمثلة
الكيمياء العضوية	معظم المواد التي تحتوي على الكربون	الأدوية، والبلاستيكات
الكيمياء غير العضوية	المواد التي لا تحتوي على كربون عمومًا	المعادن، والفلزات واللافلزات، وأشباه الموصلات
الكيمياء الفيزيائية	سلوك المادة وتغيراتها وتغيرات الطاقة المصاحبة لها	سرعة التفاعلات، وآلية التفاعلات
الكيمياء التحليلية	أنواع المواد ومكوناتها	الأغذية، وضبط جودة المنتجات
الكيمياء الحيوية	المادة والعمليات الحيوية في المخلوقات الحية	التمثيل الغذائي، والتخمر
الكيمياء البيئية	المادة والبيئة	التلوث، والدورات الكيميائية الحيوية
الكيمياء الاصطناعية	العمليات الكيميائية في الصناعة	الأصباغ، ومواد الطلاء
كيمياء البلمرات	البلمرات والمواد البلاستيكية	الأنسجة، ومواد الطلاء، والبلاستيكات
الكيمياء الذرية	نظريات تركيب المادة	الروابط، وأشكال المدارات، والأطياف الجزيئية والذرية، والتركيب الإلكتروني
الكيمياء الحرارية	الحرارة الناتجة عن العمليات الكيميائية	حرارة التفاعل

البحوث

- نظري
  - ★ زيادة المعرفة
  - ★ دون مشكلة أو دليل بيئي
- تطبيقي
  - ★ حل مشكلة قائمة

طبقة الأوزون



المتغيرات

- مستقل ← مثل درجة الحرارة
- تابع ← مثل سرعة الدوبان

★ ضابط: عينة يتحقق بها لاحقًا

الطريقة العلمية: طريقة منظمة تستعمل في دراسات علمية

خطواتها: ① الملاحظة ← البيانات النوعية والكمية
- النوعية (الجيزة): اللون، الشكل، الرائحة، درجة الغليان
- الكمية (غير الجيزة): التركيز، الطول، القياس

② الفرضية ← تجارب، استنتاج
- (✓) نظرية ← تجارب ← نظرية ← قانون علمي
- إعادة التجربة
- إصدار حكم قائم على المعلومات التي تم الحصول عليها

حالات المادة

	حجم	شكل	تراص
★ صلبة:	ثابت	ثابت	متراصة بقوة
★ سائلة:	ثابت	متغير	أقل تراص
★ غازية:	متغير	متغير	متباعدة

والتحول بينها إلى ضغط ودرجة حرارة

★ تغيرات الحالة ★

تغيرات الحالة الفيزيائية

- **ماصة (+)** — من المحيط ← النظام
  - التبخر (من الجو إلى البخار)
  - الانصهار (من الجو إلى اللافا)
  - السامي (من الهواء إلى النفثالين)
- **طاردة (-)** — من النظام ← المحيط
  - التكثف
  - التجمد (الماء هو الوحيد الذي كلما برد زاد حجمه)
  - الترسب (اليود)

تغيرات الحالة الكيميائية

- الاحتراق
- التعفن
- التحلل
- الانفجار
- الأكسدة والاختزال

المواد

- **نقية**
  - **عناصر** — لا يجزأ
  - **مركبات** — أصغر جزء منها يسمى الجزيء
- **غير نقية [مخاليط]** — اتحاد عنصرين فأكثر بنسب ثابتة أو أكثر بنسب ثابتة

أهم المركبات

- ماء — H_2O
- ملح الطعام — $NaCl$
- حمض الكلور (هيدروكلوريك) — HCl
- ثاني أكسيد الكربون — CO_2
- أول أكسيد الكربون — CO
- الأمونيا (النشادر) — NH_3
- ثاني أكسيد الكبريت — SO_2
- أول أكسيد النيتروجين — NO

أهم العناصر

= تأتي منفردة بصورة ثنائية

6
- كلور — F
- فلور — Cl
- برومـ — Br
- يود — I

8
- هيليوم — He^{2}
- نيون — Ne^{10}
- أرجون — Ar^{18}
- كريبتون — Kr^{36}
- زينون — Xe^{54}

4
- كربون — C
- سيليكون — Si

5
- نيتروجين — N
- فسفور — P

6
- أكسجين — O
- كبريت — S

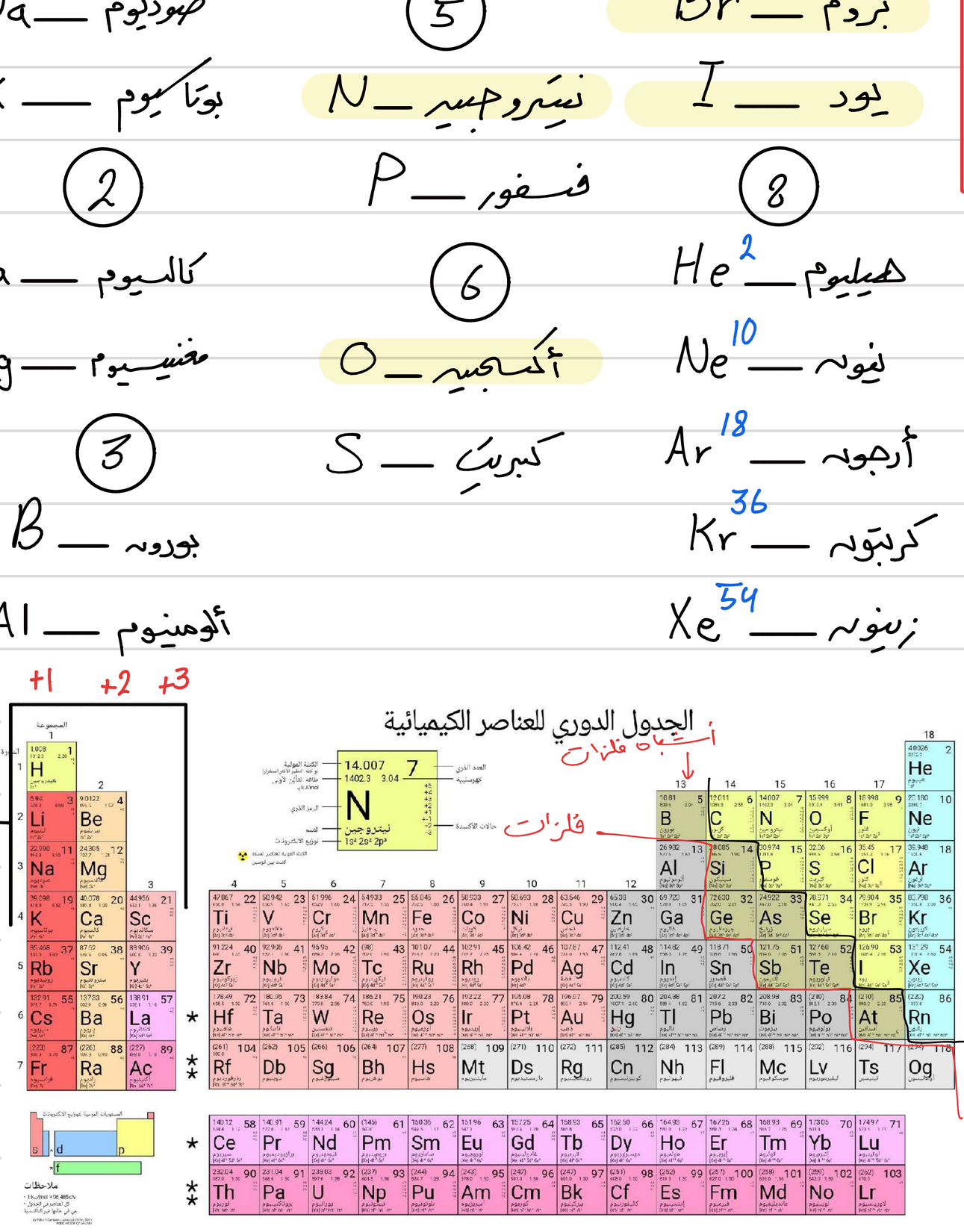
1
- هيدروجين — H
- ليثيوم — Li
- صوديوم — Na
- بوتاسيوم — K

2
- كالسيوم — Ca
- مغنيسيوم — Mg

3
- بورون — B
- ألومنيوم — Al

+1 +2 +3

تفقد (Na^+)



أنواع التفاعلات الكيميائية غير العضوية

- اتحاد (تكوين) — يكون ناتج واحد
  $A + B \rightarrow AB$
  - قانون النسب
    - قانون النسب الثابتة ← مركب ← $Na : Cl$ (1 : 1)
    - قانون النسب المتضاعفة ← مقارنة بين مركبين ← H_2O و H_2O_2 (تضاعفت O بنسبة 1 : 2)
  - قانون حفظ الكتلة ← مجموع كتل المواد المتفاعلة = مجموع كتل المواد الناتجة
    $A + B = C \rightarrow B = 5$ (10 ، x ، 15g)
- احتراق — تفاعل مع الأكسجين
  $A + O_2 = AB$
- تفكك — مساعدة إلى أكثر
  $AB \rightarrow A + B$
- إحلال
  - بسيط
    - فلز محل ماء
    - فلز محل فلز
    - لافلز محل لافلز
    - الأكثر نشاطًا ← الأقل نشاطًا
    - أكثر نشاطًا: $A + Bx = Ax + B$ (A عنصر، Bx مركب)
    - $RB \rightarrow K \rightarrow Na \rightarrow Li \rightarrow Ca \rightarrow Mg$ (Top)
      روبيديوم، بوتاسيوم، صوديوم، ليثيوم، كالسيوم، مغنسيوم
    - تحل محل:
      $Al \rightarrow Zn \rightarrow Fe \rightarrow Pb \rightarrow H \rightarrow Cu \rightarrow Ag \rightarrow$ هالوجينات
      ألومنيوم، خارصين، حديد، رصاص، نحاس، هيدروجين (لافلز)، فضة، لافلزة
  - مزدوج — تفاعل بين مركبين
    $A^{+}x^{-} + B^{+}y^{-} \rightarrow Ay + Bx$
    - نواتجه:
      - H_2O ← تحدث بكثرة في الحاليل المائية
      - (s) راسب
      - (g)

قانون حفظ الكتلة

مجموع كتل المواد المتفاعلة = مجموع كتل المواد الناتجة

المعامل = العدد الذي يكون قبل المركب / العنصر ← $2Al + O_2$

نظريات الذرة والجدول الدوري

نظريات الذرة

الفلاسفة القدماء

ديموقريطس: ★ يمكن تقسيم المادة ونصل إلى نهاية ○ النهاية

★ تتحرك في الفراغ

أرسطو: ★ لا وجود للفراغ، تتكون المادة من ماء / نار / هواء / تراب

دالتون: ★ تحقق من فكرة ديموقريطس لكن مع تجربة ← (.) كرة مصمتة

طومسون: شحنة سالبة (إلكترون)، ثم شحنة موجبة (بروتون) بنفس العدد

ميليكان: اكتشف شحنة الإلكترون من خلال تجربة قطرة الزيت

رذرفورد: تجربة قطعة الذهب حيث سلط عليها أشعة ألفا، اكتشف النواة موقعها وحجمها وشحنة البروتونات

شادويك: وجود جسيمات متعادلة الشحنة (نيترونات)

الأعداد الذرية والكتلية

عدد البروتونات = العدد الذري

مثال هنا = 7 - 3 = 4 ← عدد البروتونات + النيترونات = العدد الكتلي

العدد الكتلي > الذري دائمًا ← 7 / 3 i

مثال: فقد (+) — إلكترون / بروتون

اكتساب (-) — إلكترون / بروتون

كسب بروتون (+)

$^{27}_{13}Al^{+++}$

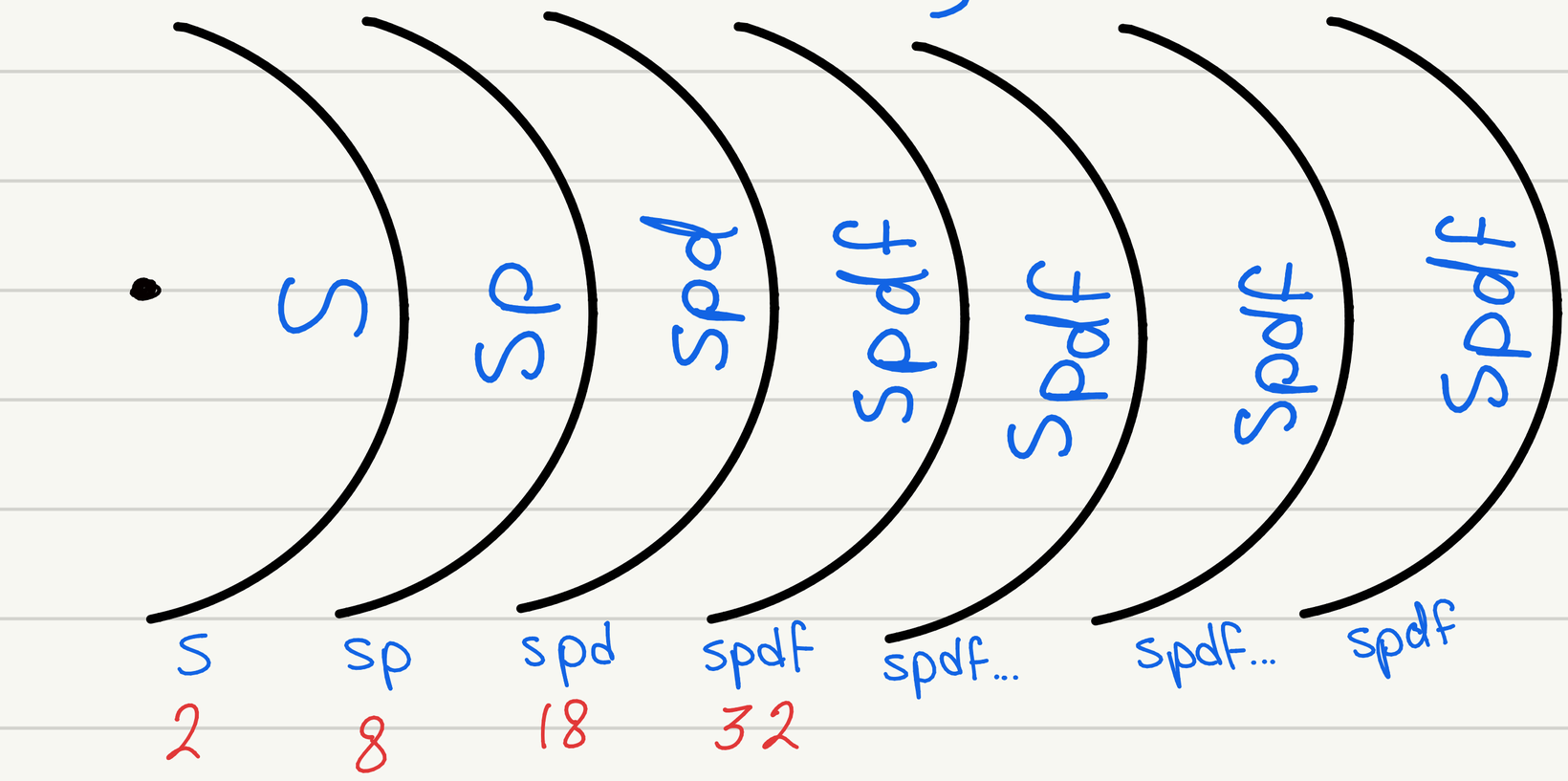
فيه 13 - 3 = 10 إلكترون

أنواع الإشعاعات

	ألفا (موجبة)	بيتا (سالبة)	جاما
تقلل البروتونات	تنجذب نحو (-)	تنجذب نحو (+)	
رمزها	α (أو) He^{2+}	β (نيوترون = بروتون + $\bar{e}$)	γ
أثرها	تقلل العدد الذري بمقدار 2، والعدد الكتلي بمقدار 4 (2 بروتون - 2 نيترون)	تزيد العدد الذري بمقدار 1 ولا تؤثر في العدد الكتلي ($\bar{e}$ = نيترون = بروتون + إلكترون)	لا تؤثر في العدد الذري ولا العدد الكتلي، لكنها مسؤولة عن انتاج الطاقة (تكون مرافقة)
مثال:	$^{226}_{88}Ra \rightarrow ^{222}_{86}Rn$	$^{14}_{6}C \rightarrow ^{14}_{7}C$	$^{238}_{92}U \rightarrow ^{234}_{90}Th + \alpha + 2\gamma$

مستويات الطاقة الرئيسية

عدد المستويات الرئيسية = 7



عدد الإلكترونات في أي مستوى = $2n^2$

مثال: الخامس = $2(5)^2 = 50$

200 km

(عدد الكم الرئيسي) المستوى الرئيسي n > المستوى الثانوي l > المجال المغزلي

عدد الطلاب ↓ | طاولات □ | (الفصول) spdf | (المدار) 1, 2, 3, 4 ...

S = [↿⇂] , P = [↿⇂][↿⇂][↿⇂] , d = [↿⇂][↿⇂][↿⇂][↿⇂][↿⇂] , F = [↿⇂][↿⇂][↿⇂][↿⇂][↿⇂][↿⇂][↿⇂]

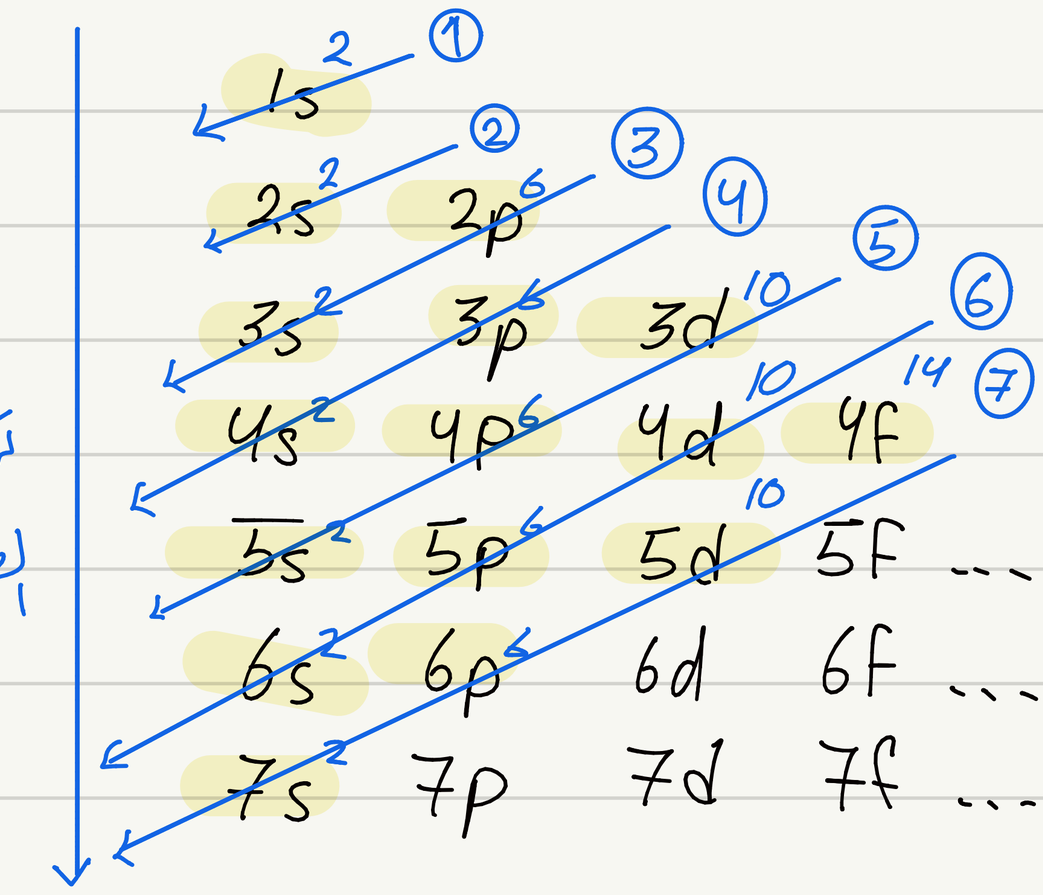
2é 6é 10é 14é

P = [↿⇂][↿⇂][↿⇂]

أوفباو: كل إلكترون يشغل المجال الأقل طاقة

باولي: كل مجال فرعي فيه إلكترونين متعاكسين في الاتجاه

هوند: البنية فردية أولاً في المجالات متساوية الطاقة (كلها عدا S)

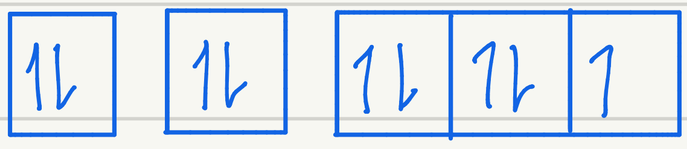


مبدأ أوفباو (البناء التصاعدي)

طرق التوزيع الإلكتروني

- التوزيع الإلكتروني
- التوزيع بالغاز النبيل (مختصر)
- رسم المربعات

$_9F: 1s^2, 2s^2, 2p^5$



$_2He \rightarrow {}^{10}Ne \rightarrow {}^{18}Ar \rightarrow {}^{36}Kr \rightarrow {}^{54}X$ (زينون، كربتون)

$[He]\ 2s^2, 2p^5$

$_9F = 1s^2, 2s^2, 2p^5$

استثناءات التوزيع

للعناصر الانتقالية النهائية بـ d و s - حيث يجب أن يكون المستوى الأخير ½ ممتلئ أو ممتلئ بالكامل

مثال: $_{24}Cr = [Ar], 4s^1, 3d^5$ بدلاً عن $_{24}Cr = [Ar], 4s^2, 3d^4$ وهذا لتركيز الوجود الإلكتروني أحيانًا

أنواع الأيونات للعناصر

- سالب
  - اكتساب إلكترون إضافي
  - $_{17}Cl^- = 18\acute{e}$
- موجب
  - فقد إلكترون
  - $_{11}Na^+ = 10\acute{e}$

والهدف منه للفقد أو الكسب كونه المستوى الخارجي إلى حد الاستقرار

مثال: $_{10}Ne^+ = 10\acute{e} = 1s^2, 2s^2, 2p^6$ (تصبح مثل الغازات النبيلة)

وفي العناصر الانتقالية نحذف من s أولًا ثم d إذا تطلب الأمر

مثال: $_{22}Ti \rightarrow 1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^2, 3d^2$

$[Ar^{18}], 4s^2, 3d^2$

$Ti^{+2} = [Ar]\ \cancel{4s^2}, 3d^2 = [Ar]\ 3d^2$

معرفة إلكترونات التكافؤ

إلكترونات مستوى الطاقة الرئيسي الأخير

$_{17}Cl = 1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^5$ = التكافؤ = 7

تمثيل لويس للعناصر

نقاط مرتبة على الجهات الأربع لعدد تكافؤ العنصر ← $\cdot\ddot{Cl}:$

تمثيل لويس للجزيئات

الجزيئات

عناصر

$[N_2, F_2, O_2]$

ثنائية الذرة فقط

أو أحادية للغازات النبيلة فقط

مركبات

(تساهمية فقط)

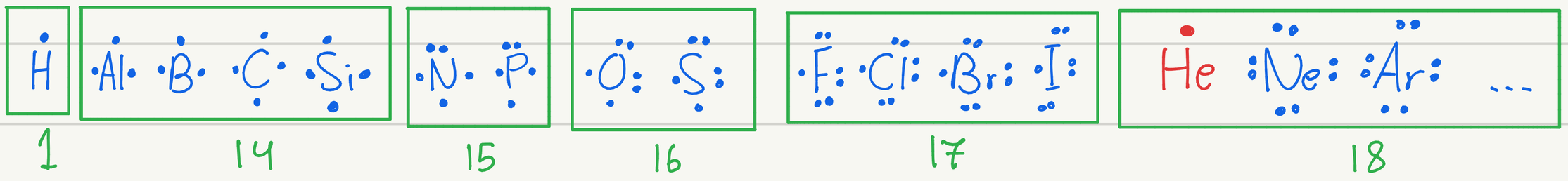
لافلز ولافلز

لافلز وشبه فلز

الأيونية وحدة صيغة كيميائية وبلورية X عكس تساهمية جزئيات

عناصر لاسية

+1 +3 +5 -2 -1



الطريقة الأولى:

مثال: NH_3 ← ① عدد الإلكترونات التكافؤ ← ② عدد الأزواج $= \frac{8}{2} = 4$

$(1 \times 5) + (3 \times 1) = 8$

الهيدروجين لا يوضع به أزواج أكثر من 1 + الأساس نضع بالجانبية ثم المركزية

عدد الأزواج المتبقية = 1

مثال: BF_3 ← ① عدد الإلكترونات التكافؤ ← ② عدد الأزواج $= \frac{24}{2} = 12$

$(1 \times 3) + (3 \times 7) = 24$

الطريقة الثانية:

مثال: $PCl_3 = (1 \times 5) + (3 \times 7) = 26\acute{e}$ ① ← ② عدد الأزواج $= \frac{26}{2} = 13$

$_{15}P = 1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^3$ (5) ، $_{17}Cl = 1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^5$ (7)

الجدول الدوري الحديث

صفوف / دورات (٧)

أعمدة / مجموعات (١٨)

فلزات قلوية أرضية

غازات نبيلة

هالوجينات

ليس ثابت، تختلف

فلزات انتقالية

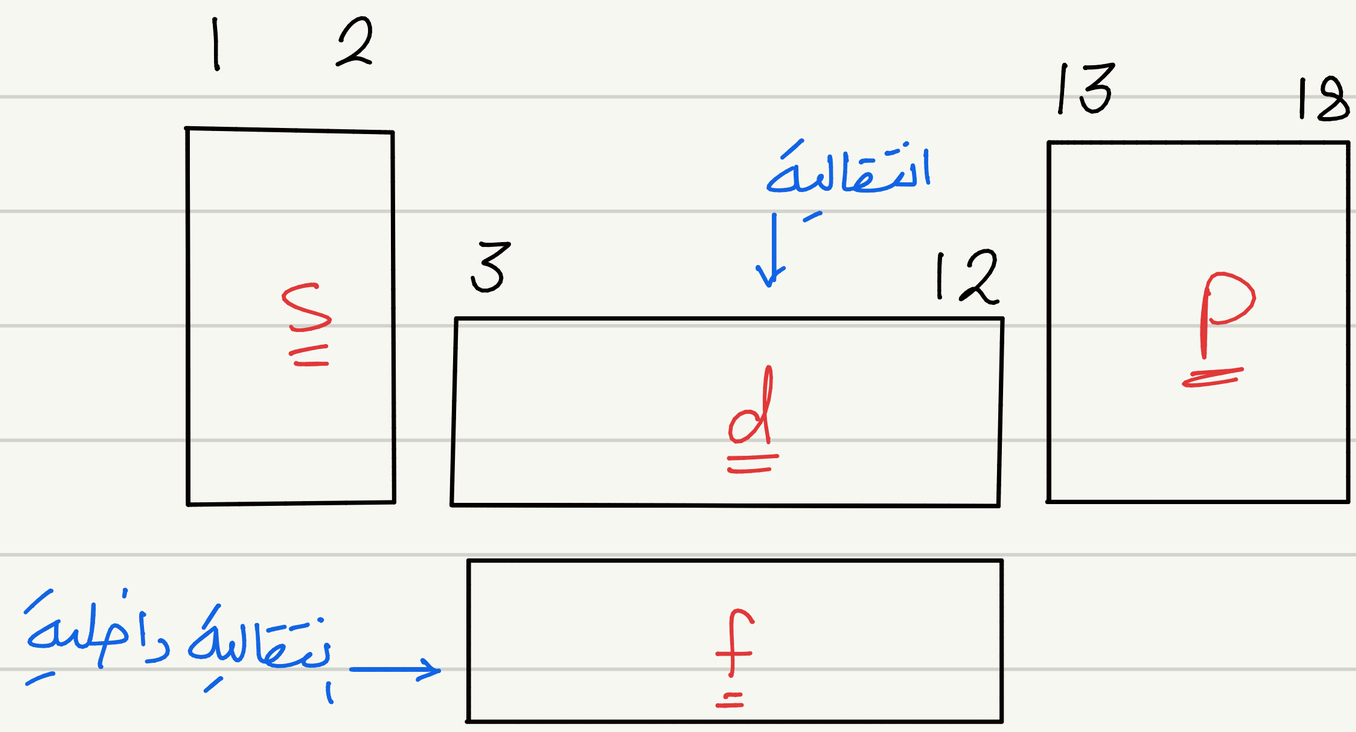
لا فلزات

فلزات قلوية (تفقد 1+)

انتقالية داخلية (تفقد 3+)

أشباه الفلزات واللافلزات

ستكون العناصر التالية في الجدول الدوري متتالية د:-



تحديد الدورة والمجموعة

$Na^{11} = 1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^1$

الدورة: رقم أكبر رئيسي

3

+ ليس له علاقة بالفئة

المجموعة: عدد الإلكترونات في أكبر رئيسي

الأولى

* له علاقة بالفئة

ولو كانت p آخر شيء حسب الإلكترونات s و p + 10

مثال: $Br^{35} = 1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^2, 3d^{10}, 4p^5$

الدورة: 4 الفئة: p المجموعة: 5 + 10 + 2 = 17 السابعة عشر

ولو كانت d حسب الإلكترونات s و d معًا

مثال: $Fe^{26} = 1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^2, 3d^6$

الدورة: 4 الفئة: d المجموعة: 6 + 2 = 8 الثامنة

* عند السؤال عن عنصر يقع عنصر آخر في الصيغة الكيميائية يتوجب وجودهما في ذات المجموعة

مثال: Na^{11} يشبه : $Cl^{17}, Mg^{12}, Ne^{10}, Li^{3}$

Li^3: $1s^2, 2s^1$ — Na^{11}: $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^1$

2

تدرج خواص العناصر

دورة ← يقل نصف القطر

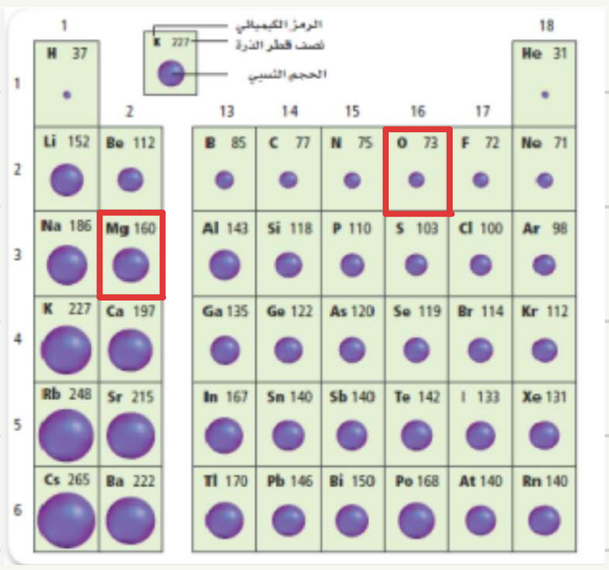
تزداد

- طاقة التأين
- الكهروسالبية (العكس)

مجموعة ↓ يزداد نصف القطر

تقل

- فلزات
- لافلزات



نصف القطر

86 أي العناصر التالية له أقصر نصف قطر؟

Ⓐ $_{3}Li$ Ⓑ $_{11}Na$ Ⓒ $_{19}K$ Ⓓ $_{37}Rb$

نبحث عن العنصر الأصغر في العدد الذري

الطريقة ١: حفظ العناصر

بالغالب تكون متجاورة رأسيًا أو أفقيًا، هنا

Li^{3} ↓ Na^{11} ↓ K^{19} ↓ Rb^{37} ← يزيد نصف القطر

الطريقة ٢: التوزيع

نعرف أنها ليست في دورة واحدة

$Li = 1s^2, 2s^1$

$Na = 1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^1$

والأصغر دورة هو الليثيوم (ويمكن معرفة المجموعة)

طاقة التأين

احتاج لذرة للوصول إلى الاستقرار (٨)

للغازات فقط:

طاقة التأين الأولى: مثال:

فقد الإلكترون الأول ← أيون موجب

$Na^{11}: 1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^1$ ← يفقد

$Na^{+}: 1s^2, 2s^2, 2p^6$ مستقر ← يصبح

طاقة التأين الثانية: مثال:

فقد الإلكترون ثاني من الأيون موجب

"وطاقتها أكبر لأنها أقرب وأكثر جذبًا للنواة"

الكهروسالبية

مدى قابلية ذرات العنصر على جذب الإلكترونات في الروابط الكيميائية فقط

مثال: يكتسب ← H—Cl ← يفقد ∴ كهروسالبية أقل

∴ كهروسالبية أكبر

قوى التجاذب والروابط

قوى التجاذب

قوى جزيئية > أقوى وأكبر > قوى بين جزيئية

قوى جزيئية: داخل الجزيء الواحد (كيميائية (داخلية))

قوى بين جزيئية: بين الجزيئات (فيزيائية (خارجية)) ← مسؤولة عن حالة المادة

$H-\underset{(جاء)}{O}-H$

① أيونية

- أحادية الذرات
- موجب (كاتيون): ذرة فقدت $\bar{e}$ أو أكثر حتى تستقر (٨) $p^+ > \bar{e}$ لو كانت 3,2,1
- سالب (أنيون): ذرة كسبت $\bar{e}$ أو أكثر حتى تستقر (٨) $\bar{e} > p^+$ لو كانت 7,6,5

★ تنشأ بين الفلزات واللافلزات

فقد: Li⁺ Be⁺² Al⁺³ / Na Mg / K Ca / Rb Ba / Cs — عناصر المجموعة الانتقالية كلها فلزات

اكتساب لافلزات: N⁻³ O⁻² F⁻ / P⁻³ S⁻² Cl⁻ / Br⁻ / I⁻

- عديد الذرات
  - الأهم: PO_4^{-3} CO_3^{-} NH_4^{+}
  - الأشهر: HCO_3^{-} NO_3^{-} OH^{-}
  - كبريتيت SO_3^{-2} / كبريتات SO_4^{-2}

كتابة الصيغ: مثال: أكسيد المغنيسيوم $MgO = Mg_2O_2$

مثال: فوسفات الأمونيوم $(NH_4)_3PO_4$

هيبو...يت < يت < ات < بيرات: ClO^- ClO_2^- ClO_3^- ClO_4^-

فلزية

توجد في الفلزات

⊕ ⊕

تجاذب بين أيونات فلزية وموجبة في بحر الإلكترونات

★ كلما زاد عدد الإلكترونات الحرة زادت قوة الرابطة

تساهمية

- تحدث بين لافلز ولافلز أو لافلز وشبه فلز
- البقية لحسين ← H
- B, Al, C, Si, N
- الوجبينات: P, O, S
- أحادية: σ A–B — S–S / S–P — "جميع اللافلزات والأشباه تكونها"
- متعددة:
  - ثنائية: σ π A=B — C, O, S
  - ثلاثية: σ 2π A≡B — C, N

وσ تداخل رأسي لذلك أقوى من π تداخل أفقي

لكن ثلاثية أقصر وأقوى لأنها σ و 2π

$H-H, O=O, N\equiv N$

قطبية: ذرتين إحداهما أعلى في كهروسالبية

$A^{+\delta}-B^{-\delta}$

أعلى كهروسالبية: هالوجين - الأقل

① H–F	C–F
② H–O	C–O
③ H–Cl	C–Cl
④ H–N	C–N

غير قطبية: متعادلة

في الكهروسالبية: $H-H$, $O=O$ | $N\equiv N$ هيدروكربونات

صماء تلسية ★ مثل ينيب مثل

② ثنائية القطبية

الأشهر: H → S, Cl, Br

أما "جزيئات قطبية" أما O, F, N شاذة

$H-\overset{\delta^+}{Cl}\cdots\overset{\delta^+}{H}-\overset{\delta^-}{Cl}$

ثنائية القطبية

③ تشتت (لندن)

أضعف أنواع القوى وتنشأ بين جزيئات غير قطبية "ومتماثلة"

H_2-H_2 "أو" O_2-O_2

كلها غير قطبية ومتماثلة

★ جميع الهيدروكربونات غير قطبية

✓ $CH_4 - CH_4$

تحدث بسبب إزاحة الإلكترونات

$H \rightarrow H$ تنافر فتصبح $\overset{-}{\ominus}\ \overset{+}{\oplus}$ قطبية مؤقتاً

زيادة قوى التشتت فتختلف الحالة من زيادة الإلكترونات:

$^{9}F_2$	غاز
$^{17}Cl_2$	غاز
$^{35}Br_2$	سائل
$^{53}I_2$	صلب

① رابطة الهيدروجينية

ذرة ذات كهروسالبية عالية، تحوي على الأقل زوج إلكترونات غير مرتبطة

مثال: NH_3-NH_3

$NF-NF$

حالة في حالة سائلة

ارتباط: N, O, F — H

إذا: H–F > H–O > H–Cl > H–N

غير قطبية: C–H، أي ذرتين متماثلتين

★ يجب الانتباه لصيغة السؤال، مثال:

ما نوع الرابطة بين جزيئات الهيدروجين؟ تشتت

" " في جزيء الهيدروجين؟ تساهمية

★ قوى تجاذب مؤقتة "تشتت"، لو دائمة أو ماكث "ثنائية القطبية"

تسمية وصيغ الأيونية:

الصيغ

★ الحصيلة سالب، والبار موجب

التسمية

★ الحصيلة سالب، والبار موجب

- لو كان أحادي الذرة

نضيف للأيون السالب يد

- ننزل الموجب كما هو

تسمية المركبات الجزيئية: (الجزيئات)

ثنائية الذرة:

H_2O ← أكسيد ثنائي الهيدروجين

CO_2 ← ثاني أكسيد الكربون

NF_3 ← ثلاثي فلوريد النيتروجين

الأحماض

ثنائية: تحوي H، والهالوجين

HCl ← كلوريد الهيدروجين

← حمض الهيدرو كلوريك

HF ← فلوريد الهيدروجين

← حمض الهيدرو فلوريك

HBr ← بروميد الهيدروجين

← حمض الهيدرو بروميك

أكسجينية:

HNO_3 حمض نتريك

HNO_2 حمض نيتريت وز

$HClO_3$ حمض كلوريك

$HClO_2$ حمض كلوريت وز

← لا تكتب

الشبكة البلورية: "المركبات الأيونية فقط"

تكوين الرابطة الأيونية ($Na + Cl_2 = NaCl_2$ + طاقة) ينتج طاقة، لكن عندما تتكون من تفاعلات: ($NaCl_2$ + طاقة = $Na + Cl_2$)

تسمى طاقة الشبكة البلورية، نحتاجها لنفصل بين الأيونات

تزداد بازدياد الشحنة

$K^+Cl^- < Ca^{+2}Cl_2^-$

$Na^{+1}Cl^{-1} < Mg^{+2}Cl^{-1}$

قوى الجذب أكبر

تقل بازدياد الحجم

K^+F^- K^+Cl^- K^+Br^- K^+I^- (الأعلى ← الأقل)

يزداد الحجم الذري (من اليمين لليسار)

"علاقة عكسية"

مواد الصلبة البلورية : "مؤشر تكوين ثلاثية الأبعاد"

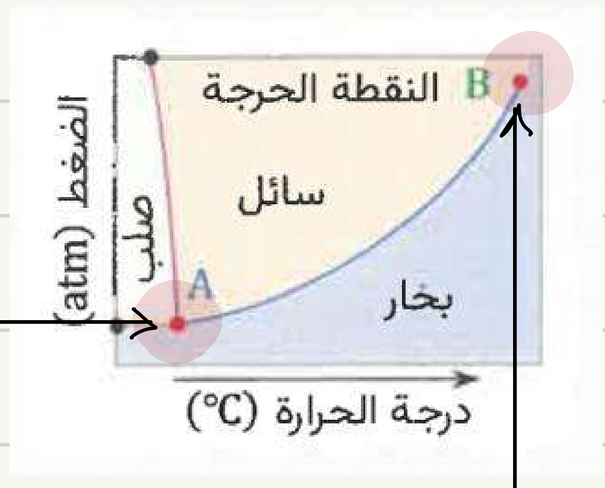
مواد الصلبة

- **بلورية**
  - ذرية : الماس السيليسيوم عند تجميدها
  - جزيئية : السكر، الثلج
  - تساهمية : الألماس والكوارتز
  - أيونية : ملح الطعام
  - فلزية : جميع الفلزات ✭ موصلة للكهرباء
- **غير بلورية**
  - شكل عشوائي، غير منتظم
  - (الطاط، والزجاج)

✭ التآصل :

عنصر يوجد في ٣ أشكال، وله الحالة الفيزيائية نفسها

✭ مثال : C ← ألماس، البكمنستر فوليرين، جرافيت



النقطة الثلاثية

النقطة الحرجة : غازية لا يمكن تحويلها لسائل

أشكال الجزيئات : (أشكال المركبات التساهمية)

عدد الأزواج حول الذرة المركزية	خطي	مثلث مستوٍ	رباعي أوجه منتظم	مثلث هرمي	منحني
الرابطة :	2	0	4	3	2
غير الرابطة :	0	3	0	1	2
نوع التهجين :	sp	sp^2	sp^3	sp^3	sp^3
مقدار الزاوية :	180	120	109.5	107.3	104.5
	مركزية Be	Al أو B	$C(x)_4$ أو $Si(x)_4$	$N(x)_3$ أو $P(x)_3$	$O(x)_2$ أو $S(x)_2$
	$BeCl_2$ أو CO_2	"ألكينات"	"ألكانات"		H_2O أو H_2S
	"ألكاينات"				أو OCl_2 إلخ...

القطبية والتماثل ★ ليس بكتاب ناصر

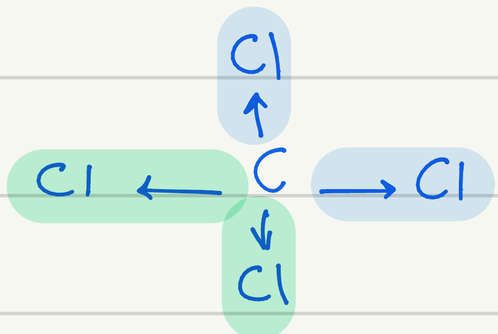
★ يمكن أن تحوي الروابط قطبية لكن الجزيء غير قطبي في حالتين :-

إذا كان الجزيء خطي

$O = C = O$ ← قطبي، قطبي ← متناظر

CO_2 غير قطبي لأنه محصلة العزوم = صفر

إذا كان الجزيء رباعي الأوجه منتظم



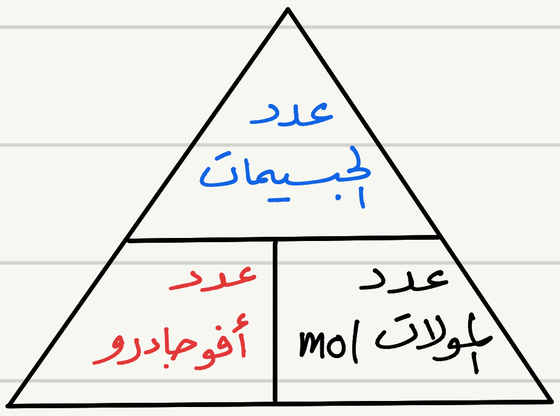
تلغي الـ C لأنه متماثل

كذلك $C(x)_4$ حتى لو لروابط قطبية

الحساب الكيميائي

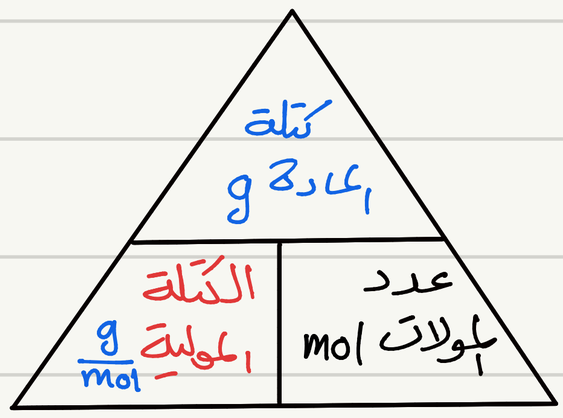
الحسابات الكيميائية

① حسابات لا تحتاج للمعادلة فقط تحتاج إلى (صيغة المركب أو الجزيء)



عدد المولات = عدد الجسيمات ÷ عدد أفوجادرو

عدد الجسيمات = عدد المولات × عدد أفوجادرو



عدد المولات = كتلة المادة ÷ الكتلة المولية

كتلة المادة = عدد المولات × الكتلة المولية

مثال : الكتلة المولية لـ H_2O = (2 X 1) + (1 X 16) = 18 g/m

② معادلات ، نستخدم القوانين السابقة + المعادلة

مثال: q7 عدد مولات المطلوب = 3 mol ← $2H_2O \rightarrow 2H_2 + O_2$ ← g

: plan a

$2mol\ H_2O \rightarrow 1mol\ O_2$

$3mol\ H_2O \rightarrow x$

$\Rightarrow 1.5\ mol\ O_2$

كتلة O_2 بـ g = عدد المولات × الكتلة المولية

$(2 \times 16) \times 1.5 = 48\ g$

: plan b

$2H_2O \rightarrow O_2$

$(2 \times 18) = 36g$ ، $(1 \times 32) = 32g$

$(3 \times 18) = 54g$ ، $x = 48$

النسبة المئوية بالكتلة للعنصر

$$\text{النسبة المئوية بالكتلة للعنصر} = \frac{\text{الكتلة المولية للعنصر}}{\text{الكتلة المولية للمركب}} \times 100$$

ملح مائي

مثال: $CaCl_2$ ← كلوريد الكالسيوم ثنائي الماء

q20 كبريتيد SO^{-2} ، كبريتيت SO_3^{2-} ، كبريتات SO_4^{2-}

قوانين الغازات

درجة الحرارة بـ K

أما الضغط أي شيء

القانون	V الحجم	P الضغط	T درجة الحرارة	n كمية الغاز
بويل $P_1V_1 = P_2V_2$	عكسية	عكسية	ثابتة	ثابتة
شارل $\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$	طردية	ثابتة	طردية	ثابتة
جاي لوساك $\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$	ثابتة	طردية	طردية	ثابتة
القانون العام للغازات $\frac{P_1V_1}{T_1} = \frac{P_2V_2}{T_2}$	عكسية	عكسية	طردية	ثابتة

مبدأ أفوجادرو

عدد الجسيمات يكون نفسه عند نفس الحرارة والضغط حتى لو الغاز مختلف

* عند إعطاء عدد المولات (n) وأنك في الظروف المعيارية

الحجم المولاري = $22.4 \times n$

قانون الغاز المثالي

$$PV = nRT \longrightarrow R = \frac{PV}{nT}$$

الحسابات

لو كان التفاعل للغاز نأخذ الحجم ، أما لو سائل أو غيره نأخذ المولية

$$2C_{(s)} + O_{2(g)} \rightarrow 2CO_{(g)}$$

2 mol 1 vol (L) 2 vol (L)

المادة المحددة للتفاعل والمادة الفائضة

$$A + B \longrightarrow C + D$$

- A: تفاعل كلّي
- B: تفاعل جزئي
- (المادة المحددة للتفاعل)
- (المادة الفائضة)

المردود العملي والمردود النظري

المثال المقبل قليل

$$2H_2 + O_2 \longrightarrow 2H_2O$$

3 mol — 48 g → مردود نظري بالحسابات دقيقه 100%

أما المردود العملي أقل لبعض العوامل مثل التبخر، التفاعلات ...

نسبة المردود المئوية : $\frac{\text{المردود العملي}}{\text{المردود النظري}} \times 100$

نظرية الحركة الجزيئية للغازات (فروض)

- **حركة الجسيمات**
  - تتكون الغازات من جسيمات
  - أصغر من حجم الفراغات بينها
  - التجاذب والتنافر تكاد تكون منعدمة
  - بل تتمدد وتنتشر وتُدفع وتُضغط
- **حجم الجسيمات**
  - مستمرة
  - وعشوائية
- **طاقة الجسيمات**
  - تعتمد الطاقة على الكتلة والسرعة
  - لذلك قانون الطاقة الحركية
  - $KE = \frac{1}{2} m v^2$
  - الكتلة تفسرها لأن الجزيئات نفسها
  - لكن السرعة تختلف

الانتشار: انتقال الغاز من التركيز المرتفع إلى المنخفض

التدفق: خروج الغاز من ثقب صغير

قانون جراهام

$$\frac{\text{معدل انتشار الغاز}}{\text{معدل انتشار الغاز}} = \frac{1}{3} = \sqrt{\frac{3}{1}}$$

معدل انتشار الغاز $\propto \frac{1}{\sqrt{\text{الكتلة المولية}}}$

* سؤال جميل: ما الكتلة المولية لغاز يتدفق 3 مرات أبطأ من الهيليوم ($He_2 = 4$)

من قانون "جراهام":

$$\frac{\text{معدل تدفق A}}{\text{معدل تدفق B}} = \sqrt{\frac{\text{كتلة مولية B}}{\text{كتلة مولية A}}}$$

$$\frac{x \leftarrow 1}{He \leftarrow 3}^2 = \sqrt{\frac{4 \leftarrow \text{كتلة مولية He}}{x \leftarrow \text{كتلة مولية المطلوب}}}^2$$

$$\frac{1}{9} = \frac{4}{x} \longrightarrow x = (4)(9) = 36$$

الضغط =

$$\frac{N}{m^2} = \frac{\text{القوة}}{\text{المساحة}}$$

= بالسكال، على اسم العالم

1 atm = 101.3 kPa

قانون دالتون للضغوط الجزيئية

$$P_{total} = P_1 + P_2 + P_3 \dots$$

العوامل المؤثرة على الضغط الجزئي للغاز

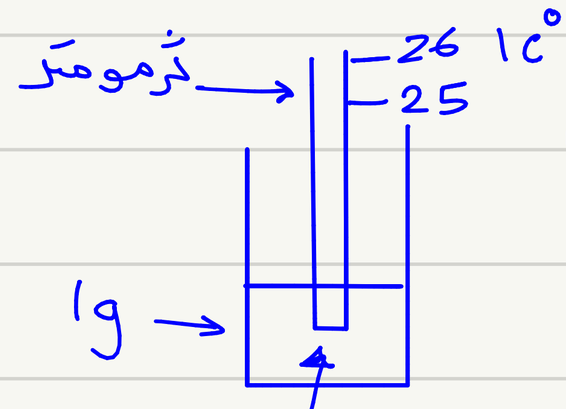
① عدد المولات

② حجم الوعاء

③ درجة حرارة خليط الغاز

طاقة الوضع الكيميائية والحرارة

البسر :-



الحرارة النوعية : كمية الحرارة اللازمة لرفع درجة حرارة 1g من المادة 1c°

1- لو سخان يصبح سعر

$$Q = mc\Delta t$$

Q: كمية الحرارة، m: الكتلة g، c: الحرارة النوعية J/g.c°، Δt: درجة الحرارة

في التفاعلات الكيميائية $Q_p = H$

البسر: يستخدم لحساب كمية الحرارة عمليًا

$$A + B = C + D$$

$H_A \quad H_B \quad H_C \quad HD$

ΔH_{rxn} (التغير في المحتوى الحراري)

= (النواتج) − (المتفاعلات) = $(H_C + H_D) - (H_A - H_B)$

- طارد = − : حرارة خارجة : تقلل باردة
- ماص = + : حرارة داخلة : تقلل ساخنة

★ تحويل الكتلة إلى مولات

عدد مولات الكربون = الكتلة بالجرام / الكتلة الجزيئية

$0.5 mol = \frac{6}{12}$

83 في المعادلة $2C(s) + O_2(g) \rightarrow 2CO(g) + 52\ kcal$ كم تبلغ قيمة الحرارة الناتجة عن احتراق 6 g من الكربون؟ علمًا أن الكتلة الذرية C = 12 .

Ⓐ 2 kcal Ⓑ 0.5 kcal Ⓒ 6 kcal Ⓓ 13 kcal

نلاحظ أن كتلة الكربون نقصت إلى الربع وبالتالي كمية الحرارة المنطلقة ستنقص إلى الربع

★ نستخدم المعادلة

2 mol	52 kcal
0.5 mol	x

$13\ kcal \leftarrow$

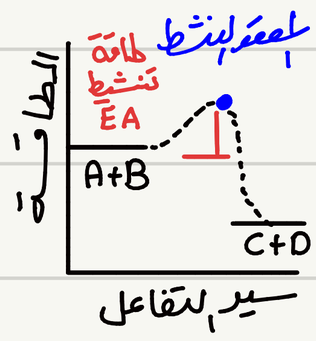
تغيرات حرارة

طاردة (-) — نواتج (منطلقة)

طاقة أكبر — طاقة أصغر

$A+B \longrightarrow C+D +$ حرارة ناتجة

ΔH سالبة = H متفاعلات − H نواتج



سير التفاعل: احتراق، تحلل، تكثف، ترسب

$A_{(g)} \rightarrow A_{(g)}$ ، $A_{(g)} \rightarrow A_{(l)}$ ، $A_{(l)} \rightarrow A_{(s)}$ ، $A+O_2$

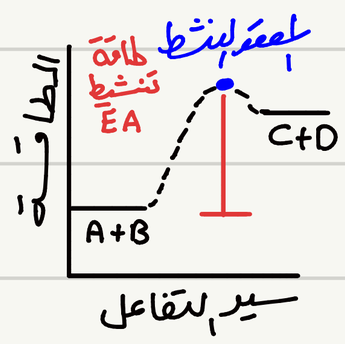
ماصة (+) — متفاعلات (لازمة)

أكبر — أصغر

$A+B+$ حرارة لازمة $\longrightarrow C+D$

ΔH موجبة = H متفاعلات − H نواتج

يحتاج طاقة تنشيط أكبر ←



سير التفاعل: تفكك، انصهار، تبخر، تسامي

$A_{(s)} \rightarrow A_{(g)}$ ، $A_{(l)} \rightarrow A_{(g)}$ ، $A_{(s)} \rightarrow A_{(l)}$ ، $AB \rightarrow A+B$

★ كلما زادت طاقة التنشيط كان التفاعل أبطأ

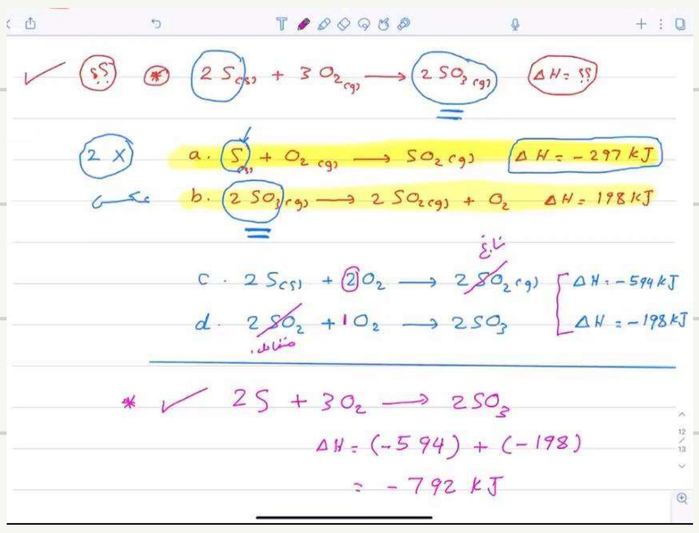
طرق قياس المحتوى الحراري

- عملياً: بالمسعر
- نظرياً:
  - قانون هس
  - قانون التجميع

(حرارة التكوين القياسية)

= (H النواتج − H المتفاعلات)

★ تعريف أدعم: تغير الطاقة في تفاعل كيميائي = مجموع التغيرات في طاقة المتفاعلات ما كونه له



سرعة التفاعل والاتزان الكيميائي

متوسط سرعة التفاعل

$$\text{ع} = \frac{\text{التغير في التركيز (بالمولارية)}}{\text{الزمن}} = \frac{mol/L}{s} = mol/L.s$$

وتكون سالبة إذا كانت السرعة بمعلومية تركيز المتفاعلات أما النواتج فلا

نظرية التفاعل : شروط التفاعل:

① حدوث تصادم ، لكنه ليس كل تصادم مسبب تفاعل

② الاتجاه الجسيمات المتصادمة صحيح ، مثال: $CO + O$: ✓ OCO ، ✗ COO

③ توفر طاقة كافية لبدء التفاعل (طاقة التنشيط)

A ← ؟ → C

A: المتفاعلات

؟: المعقد النشط: حالة انتقالية غير مستقرة بسرعة تحول المتفاعلات للنواتج

الحد الأدنى لاجتياز هذا الحاجز هو طاقة التنشيط

C: النواتج

أنواع التفاعلات

- غير عكسي (غير مكتمل): $A + B \rightarrow C + D$
- عكسي (مكتمل) (اتزان): $A + B \rightleftharpoons C + D$ ⇌⇌ ليس اتزانين لأنه أحد السرعات أكبر من الأخرى

★ عند الاتزان لا تتساوى تراكيز المتفاعلات وإنما تثبت تراكيز المواد المتفاعلة والناتجة ، فقط السرعة تتساوى

أنواع الاتزان

- اتزان متجانس: جميع المتفاعلات والنواتج في الحالة الغازية نفسها
- غير متجانس: المتفاعلات والنواتج ليست في نفس الحالة الفيزيائية

★(أ) و(د) لا تكتب في قوانين الاتزان لأن تراكيزها ثابتة مهما اختلفت الكميات ← 5g ملح = 1g ملح

شروط الاتزان

① التفاعل في أواني مغلقة

② حجم الوعاء ثابت

③ درجة الحرارة ثابتة

④ الاتزان غير ساكن (ديناميكي)

التعبير عن الاتزان

$$aA + bB + cC + dD$$

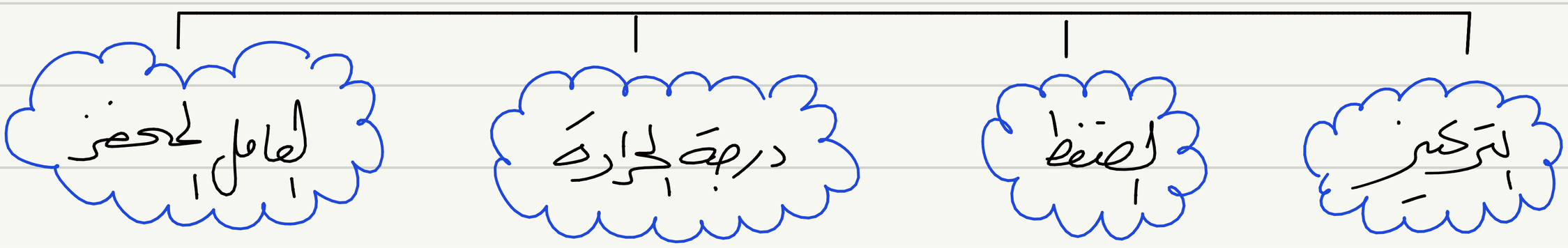
$$K_{eq} = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$$ ← قانون الاتزان الكيميائي

ثابت الاتزان

★ مع شرط ثبات درجة الحرارة

- $K_{eq} < 1$: تركيز المتفاعلات > النواتج
- $K_{eq} > 1$: تركيز المتفاعلات < النواتج

العوامل المؤثرة في الاتزان الكيميائي



$$A + B \rightleftharpoons C + D$$

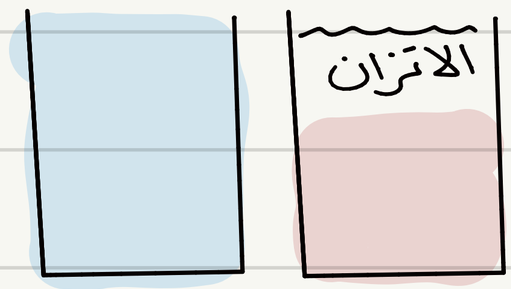
العامل المؤثر	اتجاه الاتزان	كميات المتفاعلات	كميات النواتج	ثابت الاتزان
إضافة متفاعلات	نحو النواتج	تقل	تزيد	
إضافة نواتج	نحو المتفاعلات	تزيد	تقل	
نقص متفاعلات	نحو المتفاعلات	تزيد	تقل	
نقص النواتج	نحو النواتج	تقل	تزيد	

= المتفاعلات ، = النواتج

عند نقص المتفاعلات

أو زيادة النواتج ⟸

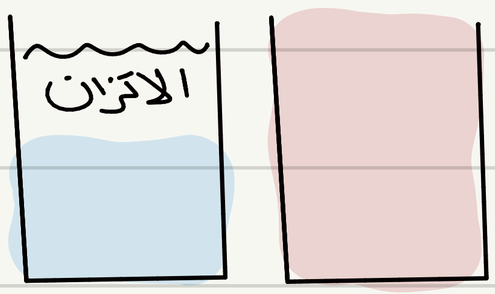
"الاتزان نحو المتفاعلات"



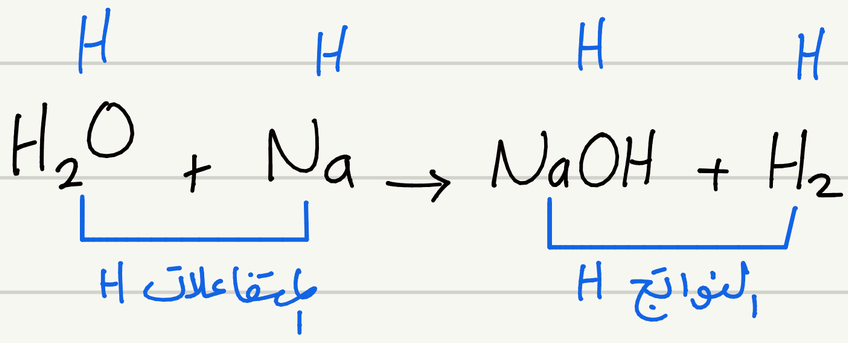
عند زيادة المتفاعلات

أو نقص النواتج ⟸

"الاتزان نحو النواتج"



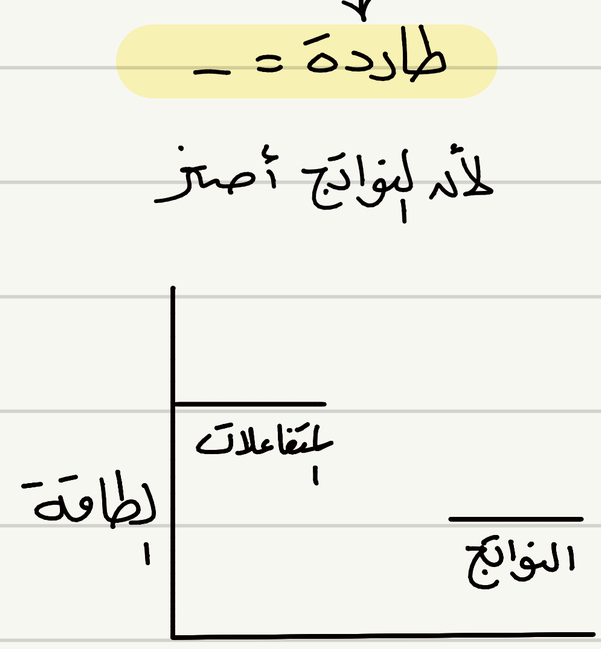
التغير في المحتوى الحراري (ΔH)



H_{rxn} = H النواتج − H المتفاعلات

طاردة = −

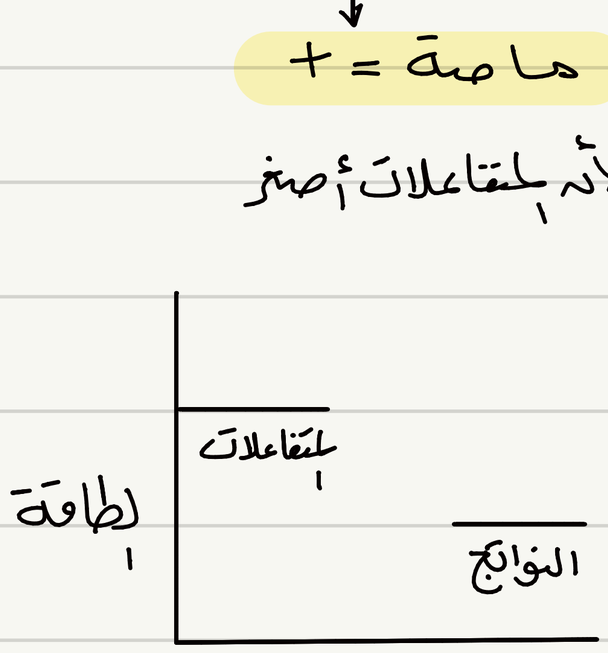
لأن النواتج أصغر



مسار التفاعل

ماصة = +

لأن المتفاعلات أصغر



مسار التفاعل

مثال :

$H_2O_{(s)} \longrightarrow H_2O_{(l)}$ $\quad \Delta H = 40$

$H_2O_{(l)} \longrightarrow H_2O_{(s)}$ $\quad \Delta H = ?$ -40

$\Delta H_{\text{الانصهار}} = -\Delta H$ التجمد

ΔH التبخر $= -\Delta H$ التكثف

قانون هس

ينص على طبيعة المواد الداخلة والناتجة بس الخطوات ، ويستخدم لحساب ΔH التي قد تأخذ تفاعلاتها وقتًا وجهدًا طويلًا

حرارة التكوين القياسية

عنصر عنصر ← مركب

$A + B \longrightarrow A + B$

مثال :

H_2O ← مركب (ناتج) H ، ΔH ف = عناصر H = 0

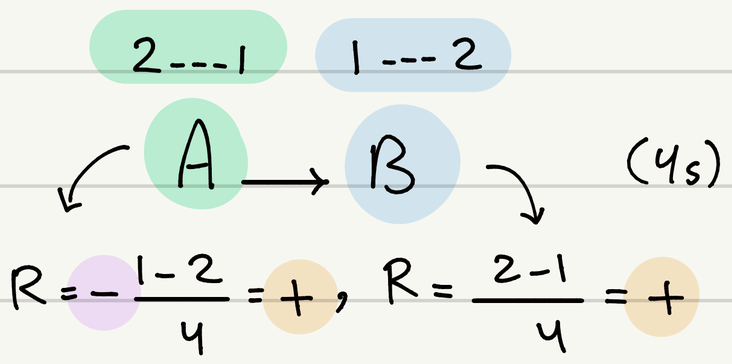
متوسط سرعة التفاعل الكيميائي

السرعة = التركيز المولاري / الزمن

بمعلومية تركيز:

- المتفاعلات : نضع − في القانون
- النواتج : بالموجب

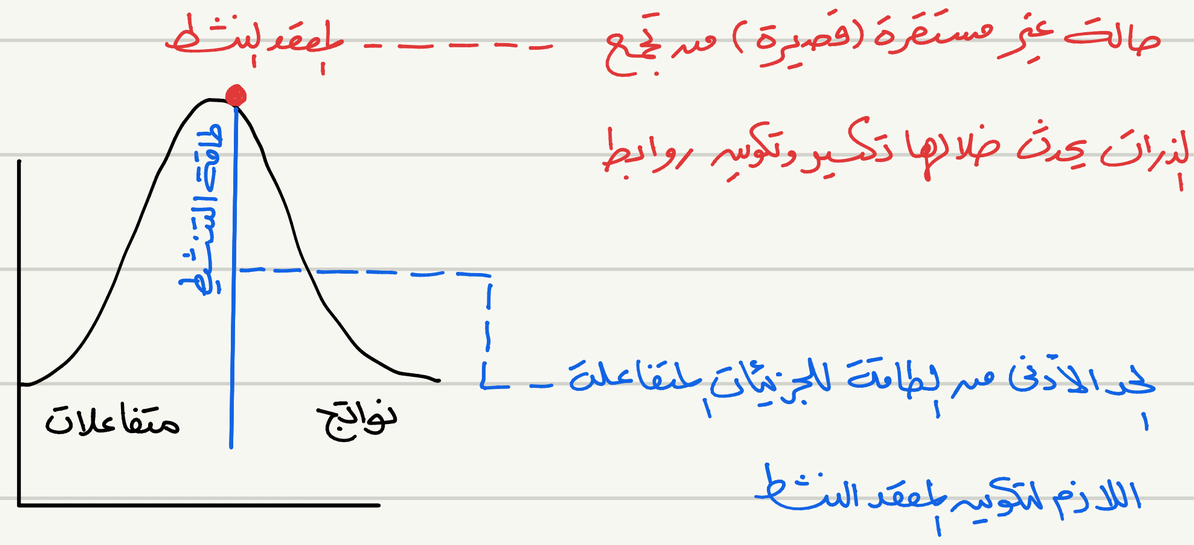
التركيز



نظرية التصادم

كل تفاعل ناتج عن تصادم ، لكن ليس كل تصادم ينتج تفاعل

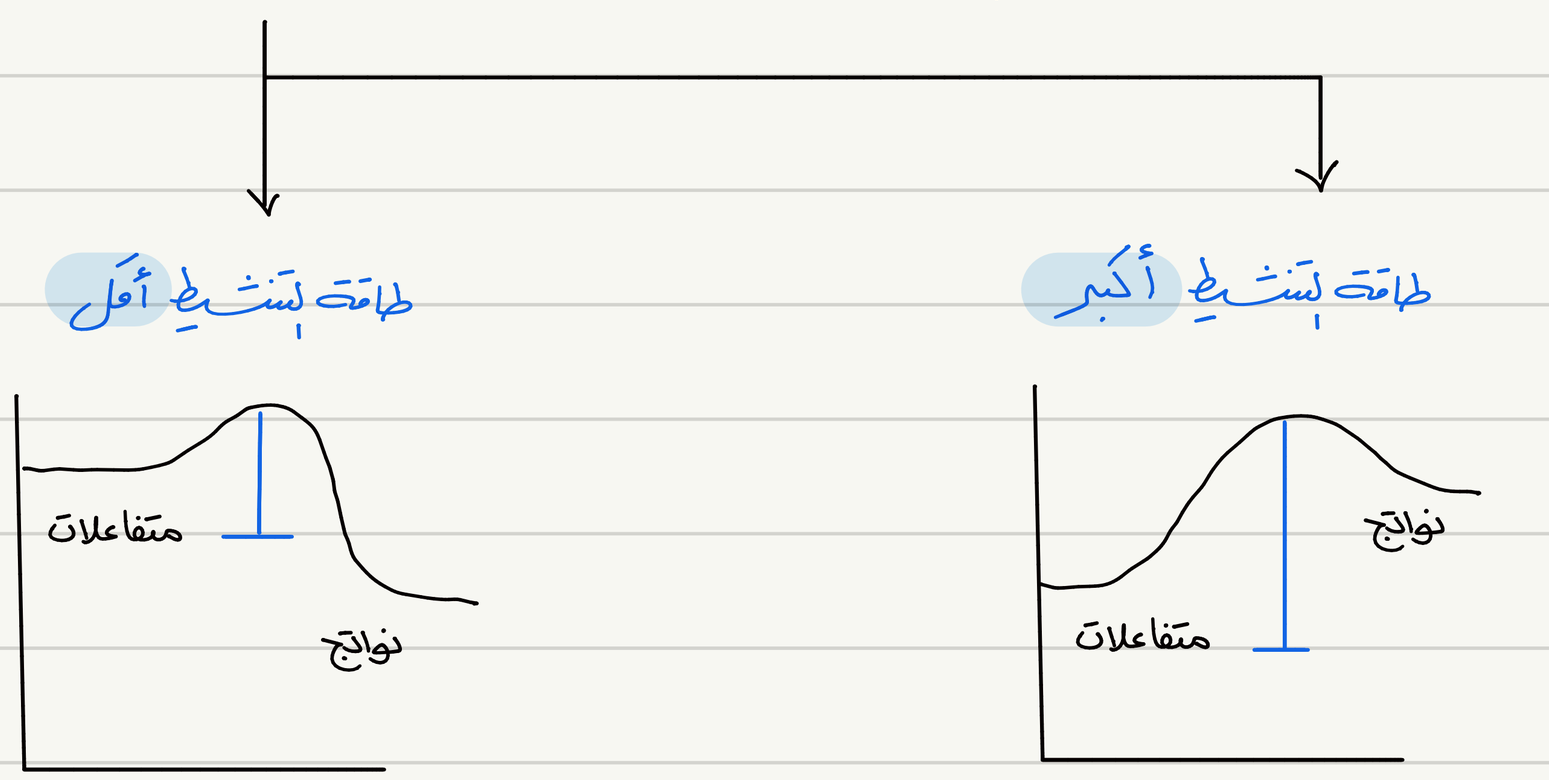
- يكون التصادم مثمر إذا : ① كان في الاتجاه الصحيح ، ② وفّر طاقة التنشيط (الطاقة اللازمة لإحداث التفاعل)



معقد التنشيط ---- حالة غير مستقرة (قصيرة) من تجمع الذرات يحدث خلالها تكسير وتكوين روابط

الحد الأدنى من الطاقة للجزيئات للتفاعل ----

اللازم لتكوين معقد النشط



"ماص"

"طارد"

العوامل المؤثرة في سرعة التفاعل الكيميائي — طردية

- قوة النشاط الكيميائي
- كبر مساحة السطح
- زيادة التركيز
- المحفزات ← تقلل التنشيط
  المثبطات ← تزيد التنشيط
- زيادة درجة الحرارة

رتبة التفاعل

ناتج جمع رتب المواد المتفاعلة

وتحدد من خلال مقارنة السرعات الابتدائية بتغير تركيز المتفاعلات (البيانات التجريبية)

قانونه: $R = [A]^m [B]^n$ ← $m+n$

الاتزان الكيميائي

يكون مع التفاعل العكسي ⇌ المتساوي الهمية (متساوي السرعات) (⇌ / ⟶ ×)

* حيث تثبت التراكيز (X لو جاء يتساوى)

- متجانس: كل عناصر التفاعل في نفس الحالة
- غير متجانس: تختلف العناصر المكونة للتفاعل في الحالة الفيزيائية

قانون الاتزان الكيميائي

$aA + bB \rightarrow cC + dD$

ثابت Keq $= \frac{[C]^c[D]^d}{[A]^a[B]^b}$

- نواتج
- متفاعلات

يتأثر بدرجة الحرارة

- $Keq > 1$ النواتج أكبر
- $Keq < 1$ المتفاعلات أكبر

تكتب المركبات والعناصر الغازية فقط، أما بقية الحالات لا تحسب؛ لأنها = 1

$C_{(s)} + H_2O_{(g)} \rightarrow CO_{(g)} + H_{2(g)}$

$R = \frac{[CO][H_2]}{[H_2O]}$

شروط وخصائص الاتزان

- ثبات درجة الحرارة
- تراكيز المتفاعلات والنواتج ثابتة
- الاتزان ديناميكي ← مثلاً إناء ماء في الشمس يتبخر ويتكثف ويرجع لنفس العدد من الجزيئات دون أن نراه
- النظام مغلق

العوامل المؤثرة على "حالة" الاتزان الكيميائي

- التركيز
- درجة الحرارة — "يؤثر على الكمية أيضًا"
- الحجم والضغط — "علاقة عكسية"

"يؤثر على الغازات"

مبدأ لوتشاتليه

إذا بذل جهد على نظام فذلك يؤدي لإزاحة النظام في الاتجاه لتخفف الأمر

△ التركيز

$$CO + 3H_2 \rightleftharpoons CH_4 + H_2O$$

إذا زاد تركيز النواتج ← يزاح لتفاعل للمتفاعلات

إذا زاد تركيز المتفاعلات ← يزاح لتفاعل للنواتج

★ وعند نقصانه يزاح لجهة النقص

△ درجة الحرارة

طارد (-)	ماص (+)
الحرارة مع النواتج	الحرارة مع المتفاعلات
زادت: اتجه للمتفاعلات	زادت: اتجه للنواتج
يقل Keq	يزداد Keq
نقصت: اتجه للنواتج	نقصت: اتجه للمتفاعلات
يزداد Keq	يقل Keq

لأنه Keq يزيد بزيادة النواتج والتأثر عليها

△ الحجم والضغط

يعتمد على عدد مولات في المتفاعلات والنواتج:

← تساوي ← لا يؤثر

$$H_2(g) + F_2(g) \rightleftharpoons 2HF$$

1mol + 1mol = 2mol

← أحدهما أكبر: التأثر عليه

مثال: $CO + 3H_2 \rightarrow CH_4 + H_2O$

4mol > 2mol

زاد الضغط	قل الضغط
اتجاه النواتج	اتجاه المتفاعلات

★ اختصار: عند زيادة أحد العوامل يزاح التفاعل للاتجاه الآخر للموازنة، وإذا نقص اتجه لنفس اتجاه النقص

العوامل المحفزة والاتزان

تؤدي العوامل المحفزة إلى زيادة سرعة التفاعل في كلا الاتجاهين لإيصال التفاعل إلى الاتزان دون تغير كمية النواتج

ثابت حاصل الذائبية

ناتج ضرب تراكيز الأيونات الذائبة، وهو خاص بالأملاح القليلة الذوبان، ليس له وحدة، والمواد الصلبة (s) لا تكتب.

مثال: ~~$CaCO_{3(s)}$~~ $\rightleftharpoons Ca^{2+}_{(aq)} + CO_3^{2-}_{(aq)}$ ⟶ $Ksp = [Ca^{2+}][CO_3^{2-}]$

الحاصل الأيوني (توقع تكون الرواسب) ← قيمة افتراضية مجربة

$Ksp < Qsp$	$Ksp = Qsp$	$Ksp > Qsp$
يتكون راسب	المحلول مشبع (الا يحدث تغير)	غير مشبع ولا يتكون رواسب

الأيون المشترك

مذيب	مذاب	مذيب
H_2O	$BaSO_4$	K_2SO_4
لا يوجد		يوجد

يسبب انخفاض ذائبية المادة بسبب وجود أيون مشترك

المخاليط والمحاليل

المخاليط

أنواع المخاليط :

- **متجانسة**
  - تركيبها ثابت
  - امتزاجها منتظم
    - ملح وماء
- **غير متجانسة**
  - تركيبها غير ثابت
  - امتزاجها منتظم
    - سلطة

فصل المخاليط :

1. **الترشيح :** فصل عن سائل بوجود حاجز ← رمل مع محلول ملحي
2. **التقطير :** تعتمد على درجة الغليان ← الماء
3. **السامي :** تبخر فصل دوبه مرور به بالسيولة ← سامي النفثالين
4. **الكروماتوجرافيا :** تعتمد على جذاب المواد لأسطح بعضها ← الدم، الحبر
5. **التبلور :** فصل مادة صلبة نقية من محلولها ← السكر في الماء

المحاليل

مخاليط متجانسة تحوي **مادتين** أو أكثر

مذاب ← مذيب

مذاب	مذيب	مثال
غاز	غاز	الهواء الجوي
غاز	سائل	الشادر في الماء
سائل	غاز	الهواء الرطب
سائل	سائل	مزيج ماء المطر والبحر
سائل	صلب	لزئبق
صلب	سائل	أملاح ذائبة بماء البحر
صلب	صلب	السبيكة، الفولاذ

الهيدروكربونات

الهيدروكربونات

أبسط مركبات عضوية، مكونة من C و H فقط، وهي مصدر طاقة. مصادرها:

① النفط ② الغاز الطبيعي

★ توقع أنها تكوّنت فقط داخل المخلوقات الحية إلى أن صنع فوهلر اليوريا بالمختبر

طرق التنقية والفصل

التقطير التجزيئي ← تبخر النفط ثم تجمع المشتقات في التكثف

التكسير الحراري ← تكسير الهيدروكربونات الثقيلة لأصغر

تسمية الهيدروكربونات

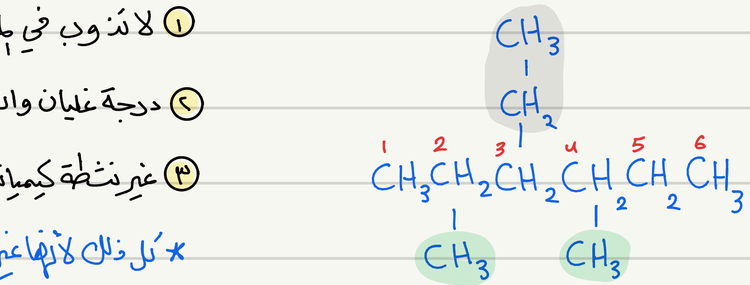
1- نسمي على أطول سلسلة متصلة

2- نرقم ذرات الكربون من الأقرب للفرع لو كانت غير مشبعة: الأقرب للرابطة

3- نكتب عدد تكرار الفرع مثل: ثلاثي

4- نكتب رقم ذرة كربون التفرع ثم (-) وعند وجود أكثر من تكرار (،)

5- نرتب بالأبجدية الإنجليزية للبادئ



3-إيثيل 2،4- ثنائي ميثيل هكسان

الأعداد:

ميث	إيث	بروب	بيوت	بنت	هكس	هبت	أوكت	نون	دیك
(1)	(2)	(3)	(4)	(5)	(6)	(7)	(8)	(9)	(10)

وهي على عدد n، ويضاف بالمقطع (ان / ين / اين) بعدها

بصيغة البنائية: سلسلة رئيسية (مستمرة) تبدأ وتنتهي بـ CH_3 وما بينها CH_2

مثال: $CH_3(CH_2)_2CH_3 = CH_3CH_2CH_2CH_3$

وذلك لأن H-C(H)(H)-C(H)(H)-C(H)(H)-C(H)(H)-H ← عدد مرات التكرار

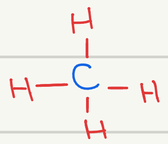
سلسلة بديلة (تفرع) حذف H من الألكان ووضع بدلها مجموعة بديلة تبنى على وزن: ألكيل

مثل: CH_3 ـــ : ميثيل

الهيدروكربونات الأليفاتية

مشبعة (ألكانات)

C_nH_{2n+2} مثال: CH_4



★ روابط أحادية

خصائصها:

① لا تذوب في الماء

② درجة غليان وانصهار ضعيفة

③ غير نشطة كيميائياً

★ كل ذلك لأنها غير قطبية

غير مشبعة

ألكينات

C_nH_{2n} مثال: C_2H_4

H-C=C-H

★ رابطة ثنائية، إذا وجد أكثر من 1 نستخدم داي، تراي، تترا

خصائصها: ① ② الألكانات + أكثر نشاطاً من الألكانات

ألكاينات

C_nH_{2n-2} مثال: C_2H_2

H-C≡C-H

★ روابط ثلاثية

خصائصها: نفس الألكانات لكن أكثر نشاطاً لسهولة كسر الروابط الثلاثية

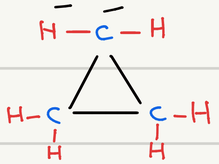
الهيدروكربونات الحلقية

مركب عضوي يحوي حلقة هيدروكربونية

الألكانات الحلقية - C_nH_{2n}

هيدروكربون حلقي يحوي روابط أحادية

هيكلي | مطي | مكثف



★ الأكثر شيوعاً

الألكينات والألكاينات نفس التمثيل

لكن يختلف عدد الروابط ← مثال:

تسمية الهيدروكربونات الحلقية

1- نرقم من الكربون المرتبط بالمجموعة البديلة ونضيف "حلقي"

2- عند وجود أكثر من مجموعة بديلة نرقم الحلقة لحصول المجموعة أصغر عدد

متشكلات الهيدروكربونات

متشكلات الهيدروكربونات

اثنان أو أكثر من المركبات متماثلة في الصيغة الجزيئية ومختلفة في الصيغة البنائية

المتشكلات البنائية

+ تختلف في مواقع الذرات، وبناءً على ذلك تختلف فيزيائيًا وكيميائيًا

المتشكلات الفراغية

تختلف في اتجاه الذرات في الفراغ

أحادية (ألكانات)

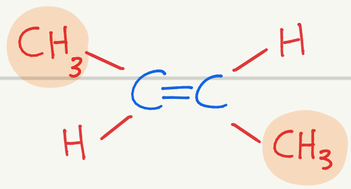
تدور حرية (بإمكانها تغيير الذرات والمجموعات)

ثنائية (ألكينات)

لا يمكن أن تدور

متشكلات هندسية

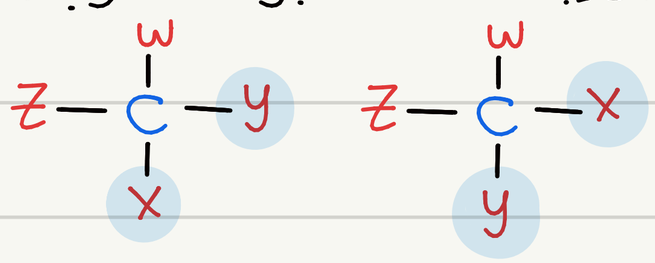
- سيس: نفس الجهة
- ترانس: عكس الجهة



كيرالية (المتشكلات الضوئية)

تحدث عند وجود ذرة كربون غير متماثلة

(ارتباط مختلف المجموعات الأربعة)



أنواعها:

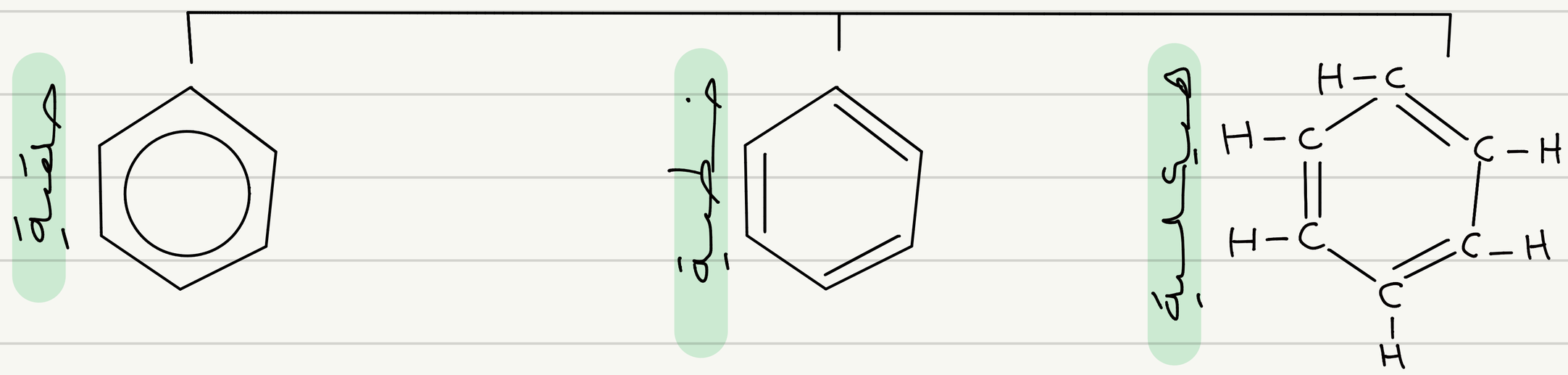
- L يتحرك عكس عقارب الساعة
- D يتحرك مع عقارب الساعة

تحصيلي ليمون 🍋
@Tahsylee

الهيدروكربونات الأروماتية

مركبات عضوية تحوي حلقة بنزين (سداسي وبه تبادل) أو أكثر

أشكال حلقة البنزين



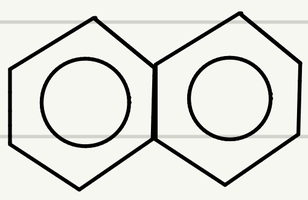
★ تسمى بنفس طريقة الألكانات الحلقية

الصيغة البنائية للبنزين:

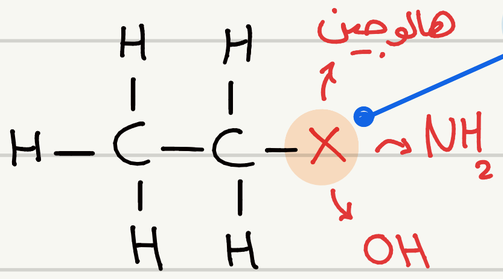
① حلم كيكولي: اقترح أن شكل البنزين سداسي تتساوى فيه الروابط

② لينوس باولينج: اقترح أن أزواج الإلكترونات متحركة ومتشاركة للكربون

البنزوبايرين: من مواد الحمى الطبخة (في السجائر وأعواد البخور) / نفثالين



مشتقات الهيدروكربونات



مشتقات الهيدروكربونات

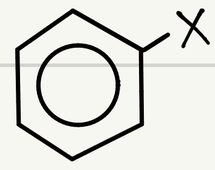
استبدال أحد الـ H بعناصر أو مجموعات أخرى مثل :

المجموعة الوظيفية : ذرة / ذرات تكسب المركب العضوي خواص مميزة (أبسطها الهالوجينات)

هاليدات الألكيل والأريل

الألكيل : مركبات عضوية تحوي ذرة هالوجين أو أكثر مرتبطة بذرة كربون أليفاتية. $R-X$

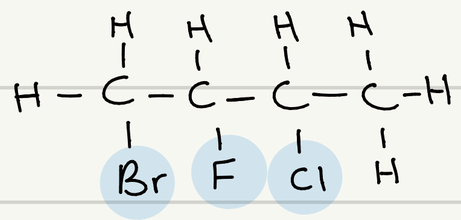
الأريل : نفس الألكيل لكن ذرة كربون أروماتية (بنزين)



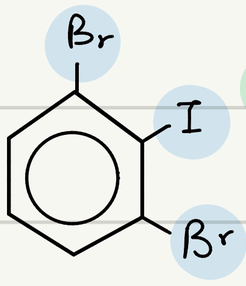
تسمية الألكيل والأريل :

اسم الهالوجين + (و) نهايته ، مع ترتيب بالأبجدية عند التعدد

ألكيل : 1-برومو-3-كلورو-2-فلورو بيوتان



أريل :



١،٣- ثنائي برومو -2- أيودو بنزين

خصائص واستعمالات الهاليدات :

خصائص

درجة غليان وكثافة هاليد الألكيل أعلى من الألكان المقابل $CH_3Cl > CH_4$

CH_3Cl قطبي ، CH_4 غير قطبي

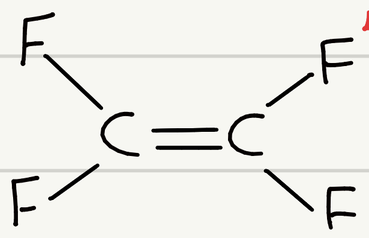
تزداد قوى التشتت $CH_3F \quad CH_3Cl \quad CH_3Br \quad CH_3I$

الاستعمالات :

تستخدم كمواد أولية في الصناعات الكيميائية

الكلوروميثان : في صناعة مواد للاصقة (السيليكون)

رباعي فلورو بولي إيثين PTFE : للبلاستيك



الهالوثان : مخدر في العمليات الجراحية

الكحولات :

مركبات عضوية تم إحلال مجموعة الهيدروكسيل (OH) فيها محل ذرة الهيدروجين $R-OH$

(سلسلة أو حلقة) إليفاتية

أبسط المركبات : CH_3OH

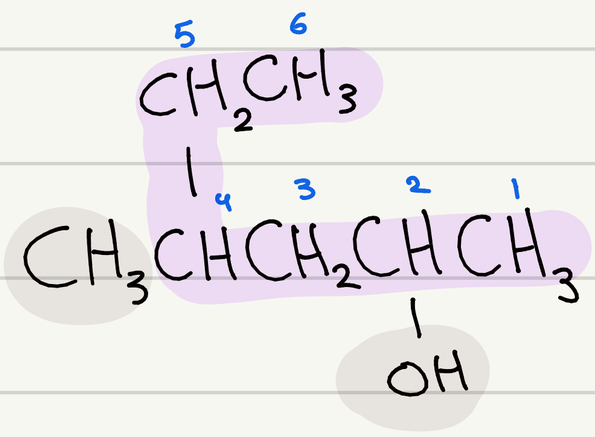
تسمية الكحولات :

① نختار أقرب ترقيم من الـ OH وتكون أطول سلسلة

② نسمي التفرعات الأخرى إن وجدت

③ رقم ذرة الكربون — OH بجانبها اسم الألكان حسب السلسلة الرئيسية + ول

مثال : جاء بسنة بالخيبة



٤- ميثيل -2- هكسانول

خصائص واستعمالات الكحولات :

خصائص

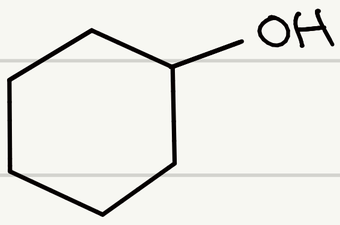
تكون روابط هيدروجينية

لزلك درجة غليانها مرتفعة

لأن كانت < هاليدات الألكيل < الكحولات

استعمالات

- إيثانول : مطهر - معقم - تحضير مركبات أكثر تعقيدًا
- إيثيلين جليكول : بدهانات - بلذيبات
- جليسرول : مانع لتجمد لوقود في لطائرات
- هكسانول حلقي : مركب سام يستخدم



لمبيدات لحشرية وملذيب للبلاستيكات

- بيوتانول : يستخدم كمذيب للأصباغ

الإيثرات :

مركبات عضوية تحوي ذرة أكسجين مرتبطة بذرتي كربون

$R - O - R'$

ألكيل ألكيل

أبسطها : $CH_3 - O - CH_3$

تسمية الإيثرات :

متماثلة ($R = R'$)

لبادئة : ثنائي + اسم الألكيل + حلقي إيثر

وأحيانًا لا تكتب ثنائي

غير متماثل ($R \neq R'$)

ترتب هجائيًا + إيثر

$CH_3CH_2 - O - CH_2CH_2CH_3$

P بروبيل E إيثيل

= إيثيل بروبيل إيثر

خصائص واستعمالات الإيثرات :

خصائص

لاتكون روابط هيدروجينية ($O - H$)

لذلك هي غير قطبية ، فقليلة لذوبان

شديدة لتطاير

استعمالات

ثنائي إيثيل إيثر : أول مخدر جراحي مكتشف

الأمينات :

مركبات عضوية تحوي ذرة نيتروجين مرتبطة بذرة كربون سواء ألِفاتية أو أروماتية $R-NH_2$

أقسام الأمينات:

- أولية: $R-NH_2$
- ثانوية: $R-NH-R$
- ثالثية: $R-N(R)-R$

تسمية الأمينات :

الطريقة الشائعة :

* ألكيل + أمين (CH_3NH_2 ← مثيل أمين / هكسيل حلقي أمين / أنيلين $C_6H_5NH_2$ يستخدم على لدغات البشري)

نظام الأيوباك :

* الترقيم من الأقرب لمجموعة الأمين

① كتابة الأرقام - البادئة - أمينو - اسم الألكان

② كتابة الأرقام - اسم الألكان - البادئة - أمين

$CH_3CH(NH_2)CH_3$: 2 - بروبان ثنائي أمين

$CH_3CH_2CH_2NH_2$: 1 - بروبان ثنائي أمين

خصائصها واستعمالاتها : ذات رائحة قوية

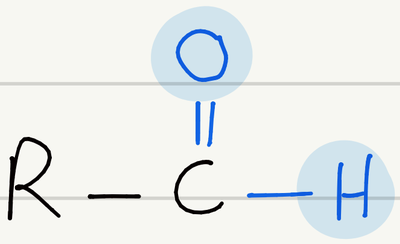
الأنيلين : يستخدمها الكلاب البوليسية لتحديد أماكن لدغات البشري

إثيل أمين : يستعمل في الحشرية ، الحفاظ ، الأدوية ، الإطارات

مركبات الكربونيل

- الألدهيدات
- الكيتونات
- الأحماض الكربوكسيلية
- الأسترات
- الأميدات

أولاً : الألدهيدات

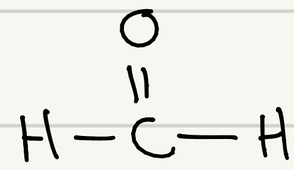


مركبات عضوية تقع فيها مجموعة كربونيل في آخر السلسلة ، وترتبط بـ C من جهة و H في الأخرى

التسمية :

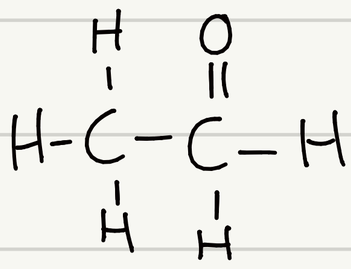
يرقم من ذرة الكربون الألدهيدي 1 = C ، إذا وجدت تفرعات نسميها أولاً ، ثم كتابة اسم الألكان + ال

مثال :



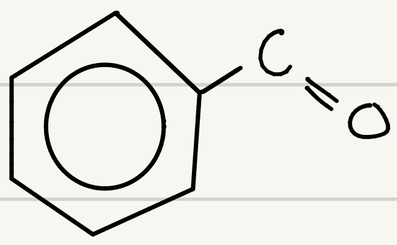
أيوباك : ميثانال

الشائع : فورمالدهيد



أيوباك : إيثانال

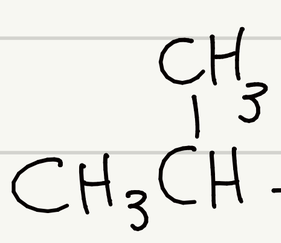
الشائع : أسيتالدهيد



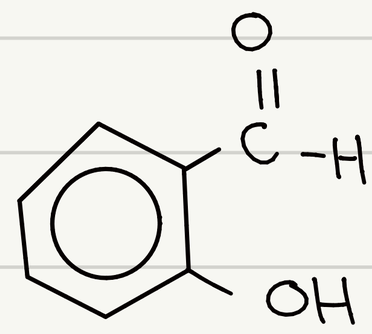
أيوباك : فينيل (لأنه أخذ H حُذِفَ)

الشائع : بنزالدهيد

مثال مع تفرع :

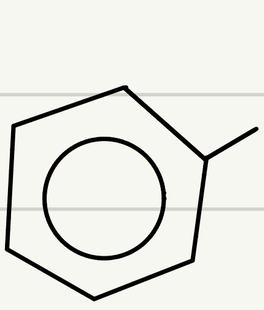


تسميتها في الصيغة البنائية ← 3-ميثيل - بيوتانال



سالسالدهيد

2 - هيدروكسي بنزالدهيد



سيناماالدهيد

(بعض العرفة رائحة مميزة)

خصائصها واستعمالاتها :

خصائص	استعمالات
- لا تكون روابط هيدروجينية ، بناءً على ذلك ذوبانيتها أقل من الكحولات والأمينات	فورمالدهيد : حفظ العينات البيولوجية - يتفاعل مع اليوريا لصنع نوع من البلاستيك - البلاستيك في صناعة الأزرار

ثانيًا: الكيتونات:

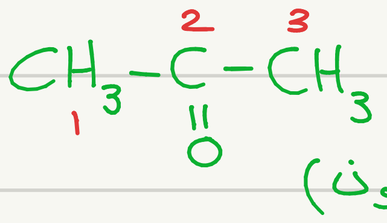
مركبات عضوية ترتبط فيها ذرة كربون في مجموعة كربونيل مع ذرتي كربون في السلسلة

التسمية:

نرقم من السلسلة الأقرب لـ ، نسمي التفرعات إن وجدت، رقم ذرة كربون — — ثم الألكان + ون

متماثلة

2-بروبانون

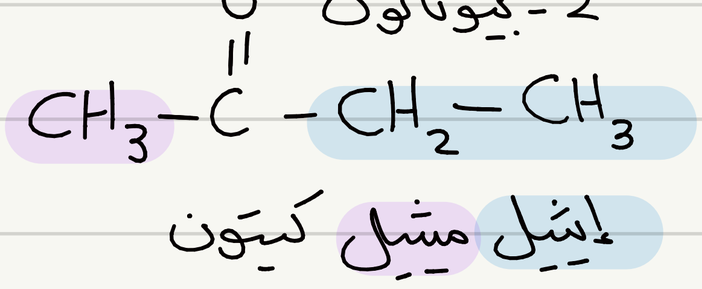


(وهو الأسيتون)

ثنائي ميثيل كيتون

غير متماثلة

2-بيوتانون



إيثيل ميثيل كيتون

خصائصها واستعمالها:

خصائص

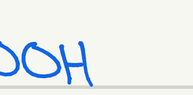
* أقل نشاطًا من الألدهيدات
* مذيبات شائعة للمواد العضوية
* لاتكون روابط هيدروجينية مع نفسها، فقط مع الماء

استعمالات

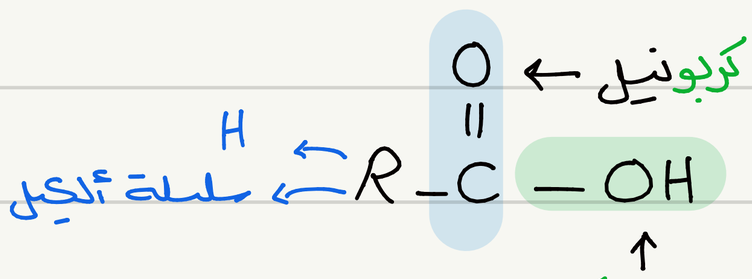
- الأسيتون لإزالة طلاء الأظافر
- أبسط كيتون

ثالثًا: الأحماض الكربوكسيلية (العضوية):

التسمية:

- نرقم أطول سلسلة تحوي  ونبدأ الترقيم منها
- نسمي التفرعات إن وجدت
- نكتب "حمض" + اسم الألكان + ويك

الخصائص والاستعمالات:



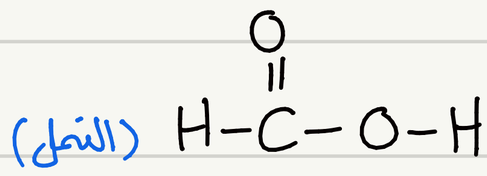
استعمالات:

خصائص:

تكون روابط هيدروجينية، وأقوى من الكحولات

هي أحماض فتحول تباع الشمس للون الأحمر

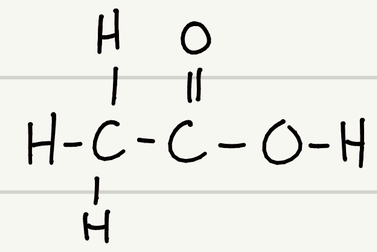
أكثر قابلية للذوبان في الماء (لأنها أكثر قطبية)



(النمل) حمض الميثانويك (الفورميك)

ناتج عن الفورمالدهيد

(مع O+)



(الخل) حمض الإيثانويك (الأسيتيك)

ناتج عن الأسيتالدهيد

(مع O+)

أحماض عديدة الحمض:

الأكساليك، الأدبيك، تحوي مجموعتي COOH

اللاكتيك، تحوي مجموعات وظيفية أخرى مع COOH، هي والهيدروكسيل

مشتقات الأحماض الكربوكسيلية

رابعًا: الأسترات:

سلسلة أو هيدروجينية ← $R-C(=O)-O-R$ = RCOOR ← سلسلة كربونية

تحل مجموعة ألكيل محل كل ذرة H في مجموعة الكربوكسيل (RCOOH)

التسمية: (شائعة فقط)

$R-C(=O)-O-R$ ← ألكان ← أ**لكيل**

ألكان + وات + ألكيل

$CH_3(CH_2)_4COOCH_3$ هكسانوات الميثيل (الفاولت)

$CH_3(CH_2)_2COOCH_2CH_3$ بيوتانوات الإيثيل (الأناناس)

الخصائص والاستعمالات:

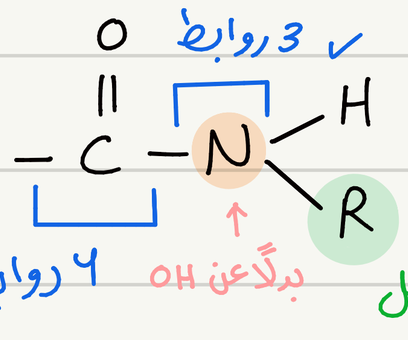
الخصائص: قطبية، متطايرة، رائحتها عطرية

في الفطور، والفواكه، والأزهار...

الاستعمالات:

خامسًا: الأميدات:

ناتجة عن إحلال ذرة N مرتبطة مع ذرتين أخريين محل مجموعة هيدروكسيل



التسمية:

النظامية: اسم الألكان + أميد

الشائعة:

كاربامايد/يوريا ① ②

$R-C(=O)-NH_2$ (NH_2 ③ تنائي أميد حمض الكربونيك)

(سمي بذلك لأنه مشتق من حمض الكربونيك CH_3CONH_2 إيثان أمين)

الخصائص والاستعمالات:

الخصائص	الاستعمالات
توجد في البروتينات الطبيعية	تحوي اليوريا نسبة عالية من النيتروجين فتستعمل في الأسمدة الزراعية

درجات غليان وذوبانية المركبات العضوية

RCOOH > ROH > RCHO > RCOR > ROR > R-X > R

الأحماض الكربوكسيلية > الكحولات > الألدهيدات > الكيتونات > الإيثرات > الهاليدات > الألكانات

تكوين الروابط الهيدروجينية

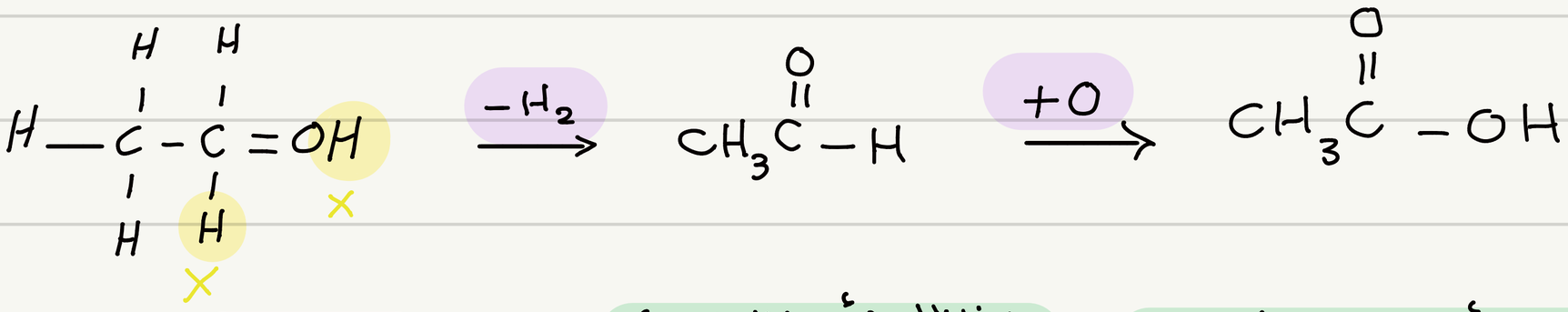
تفاعلات مشتقات

الاستبدال	الهالجنة	إحلال ذرة هالوجين محل ذرة هيدروجين في الألكان
	هاليدات	HX + هاليد ألكيل ⟶ X_2 + ألكان
	كحولات	X^- + كحول ⟶ OH^- + هاليد ألكيل
	أمينات	HX + أمين ⟶ أمونيا + هاليد ألكيل
التكثف		ماء + إستر ⟶ كحول + حمض كربوكسيلي
الحذف و الإضافة	حذف / إضافة الهيدروجين	ألكين + H_2 ⟷ ألكان
	حذف / إضافة هاليد الهيدروجين	ألكين + HX ⟷ هاليد ألكيل
	حذف / إضافة الماء	ألكين + H_2O ⟷ كحول

تفاعلات الأكسدة

أكسدة كحولية

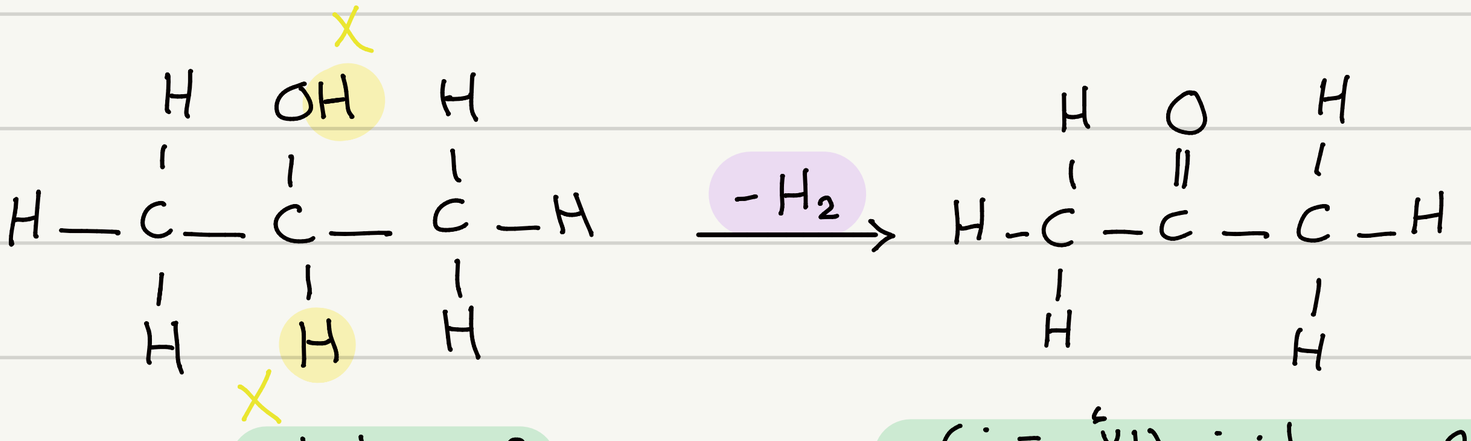
كحول أولي $\xrightarrow{[O]}$ ألدهيد $\xrightarrow{[O]}$ حمض كربوكسيلي



إيثانول — إيثانال (أسيتالدهيد) — حمض الأسيتيك (الإيثانويك)

كلها أكسدة
ولو أردنا عكس
لنوذج بالمتفاعلات
يكون اختزال

كحول ثانوي $\xrightarrow{[O]}$ كيتون $\xrightarrow{[O]}$ NR



2-بروبانول — 2-بروبانون (الأسيتون)

تحصيلي ليمون 🍋 |
https://t.me/tahsylee

البوليمرات

البوليمرات

بلونومرات : الوحدة الأساسية التي يصنع منها البوليمر ← وهو جزيء كبير يتكون من وحدات بنائية متكررة

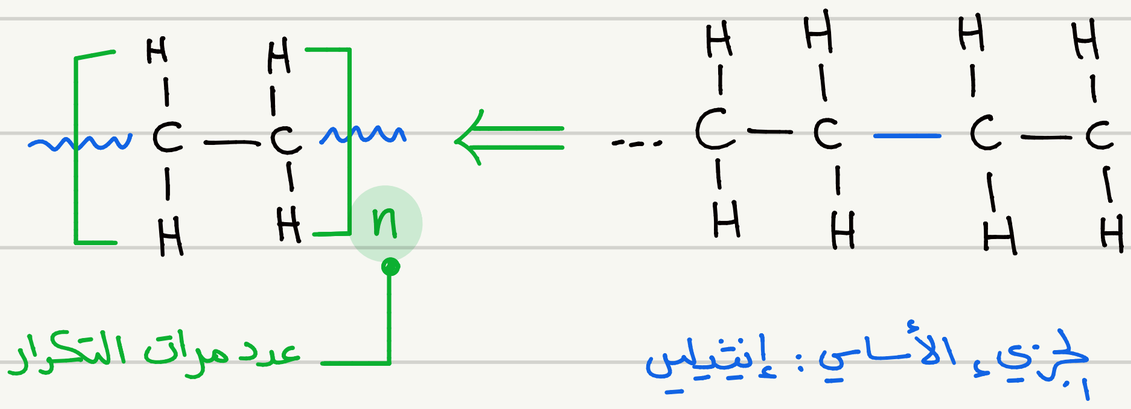
أول بوليمر صناعي (عام 1909م) : الباكالايت

من أشهر البوليمرات: البولي إيثيلين

تركيبه

- جزيء الأساسي : إيثيلين
- التفاعل : بالحرة بالإضافة (لأنها كسرنا π)

يحصل كسر في الرابطة π ويحدث ارتباط، ويعبر عنها برمزها بـ...



خصائصه واستعمالاته

- يستعمل في أوعية حفظ الطعام
- تغليف أسلاك الكهرباء
- غير قطبي
- ملمسه شمعي، لا يذوب في الماء، عنصر نشط كيميائيًا، رديء التوصيل للكهرباء

تفاعلات البلمرة ★

- إضافة: تضم جميع الذرات الموجودة في المونومر في تركيب البوليمر ← معظمها
- تكثف: ≥ مونومرات ذات مجموعات وظيفية مختلفة ← النايلون

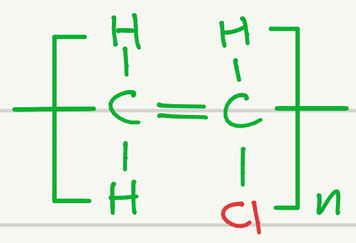
أنواع البوليمرات

- طبيعية: الصوف والقطن
- معالجة كيميائيًا: المطاط والبلاستيك
- صناعية (بحتة): الباكالايت، البولي إيثيلين

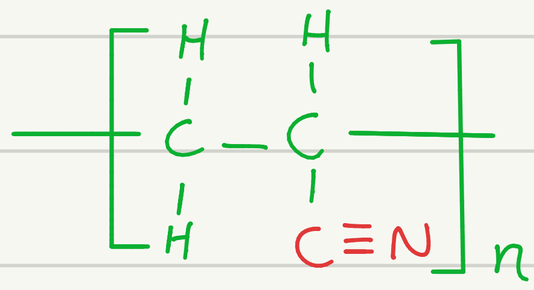
خصائص البوليمرات

- غير قابلة للصدأ
- غير مكلفة
- في صورة ألياف ناعمة
- سهولة التحضير

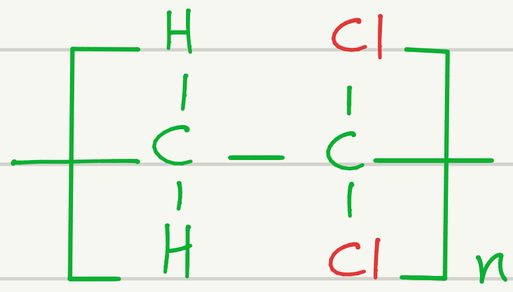
بولي كلوريد الفينيل ← أنابيب البلاستيك وخراطيم المياه



بولي أكريلو نيتريل ← الأقمشة والملابس

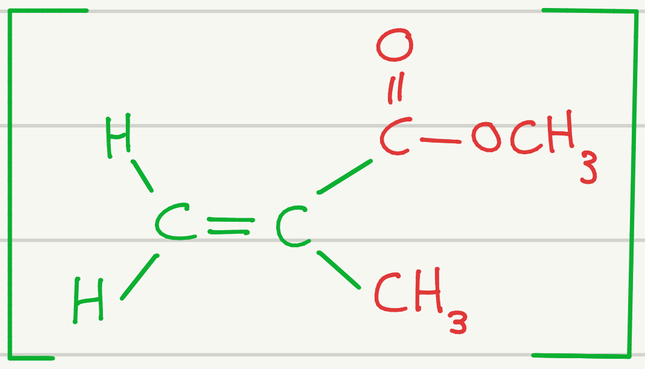


بولي فينيليدين كلوريد



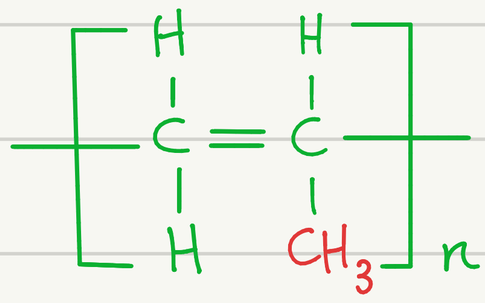
← تغليف الطعام والأغشية

بولي ميثيل ميثا كريلات



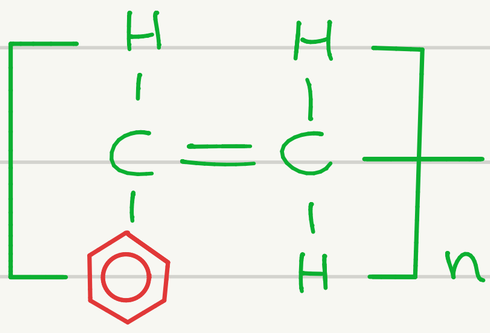
← زجاج غير قابل للكسر

بولي بروبيلين



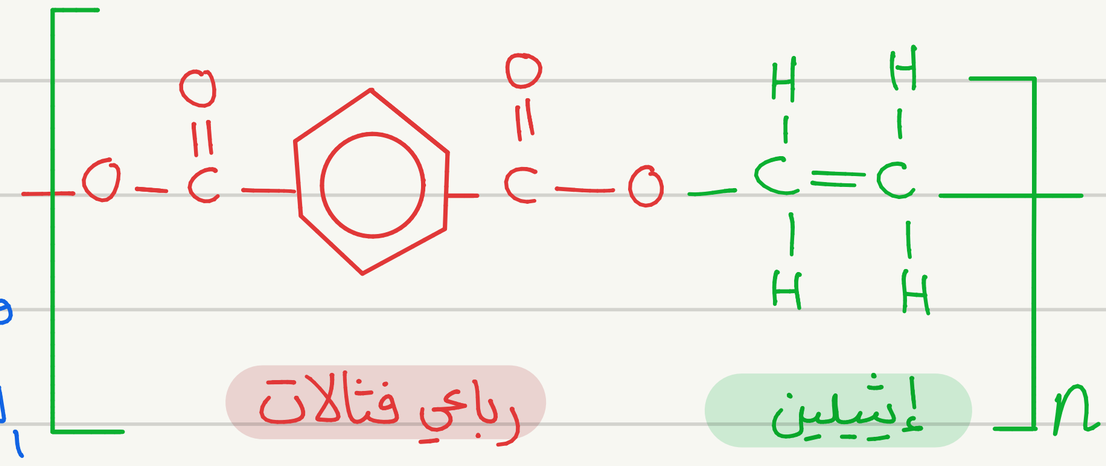
← حبال، أوعية بلاستيكية، أدوات الطبخ

بولي ستايرين



← حاوية حفظ الطعام، تغليف الأطعمة

بولي إيثيلين رباعي فثالات



← زجاجات العصير والحليب، أواني الطعام التي تستعمل مرة واحدة

بولي يوريثان ← وحدات البنائية عزلها ← الأثاث، مخدات الإسفنج، الطلاء المقاوم للماء

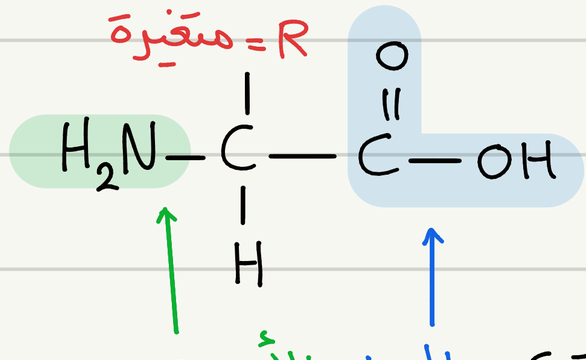
الكيمياء الحيوية

البروتينات

الكيمياء الحيوية

البروتينات ← بوليمرات عضوية مكونة من أحماض أمينية مرتبطة معًا بترتيب معين (أقل بروتين = 50 حمض أميني)

تكوين الحمض الأميني

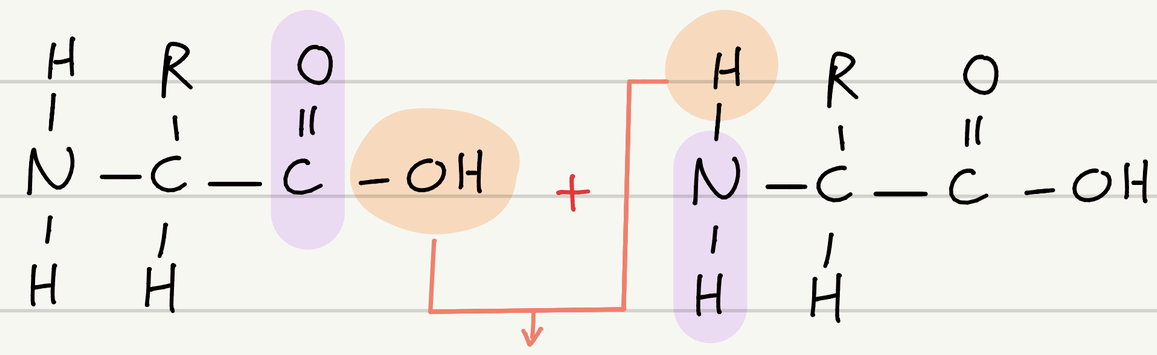


الأمين قاعدي،
والحمض الكربوكسيلي حمضي
فيعتبر المركب متردد

⇐
- ★ لو R = H ـــ : جلايسين
- ★ لو R = CH_2OH ـــ : سيرين
- ★ لو R = CH_2Sh ـــ : سيستين
- ★ لو R = CH_2-⬡ ـــ : فينيل الألنين

ثنائي الببتيد

حمض أميني «1» + حمض أميني «2» ---



تحذف معًا جزيئة الماء - H_2O - عن طريق تفاعل التكثف
ترتبط معًا $-C(=O)-NH-$ مشكلة الأميد ← الرابطة الببتيدية

رابطة ببتيدية

⇐
1. هضم حمض أمينين
2. لو كان حمضين أمينين أو أكثر = ببتيد
3. لو كان 10 أحماض أمينية أو أكثر = عديد ببتيد
4. لو كان 50 حمض أميني أو أكثر = بروتين

أشكال بروتين وخواصه

- **أشكاله**
  - صحيفة مطوية
  - الشكل الحلزوني
  - كروي (مثل البيض)
  - ليفي (مثل الشعر)
- **خصائصه**
  - "بروتين ثلاثي الأبعاد" شكل طبيعي ذو صفات طبيعية
  - لو تغيرت هذه الخواص تغيرت تشوه التركيب البروتيني
  - درجة الحرارة
  - قوة الرابطة الأيونية
  - الرقم الهيدروجيني

الوظائف المتعددة للبروتينات

الدعم البنائي	تسريع التفاعلات	الإشارات الخلوية	بروتينات النقل
الكيراتين في الشعر، الكولاجين الأكثر توافرًا في الحيوانات، حديدًا في الجلد، الأوتار، العظام	في الإنزيمات (عامل الحفز الحيوي)، يوقع النشط	مثل هرمون الأنسولين (من البنكرياس) يعطي إشارات لخلايا الجسم بارتفاع السكر	مثل الهيموجلوبين حين ينقل الأكسجين من الدم إلى الرئتين

الكربوهيدرات

الكربوهيدرات : مركبات عضوية تحوي مجموعات الهيدروكسيل $-OH$ (متكررة تكوّن الماء)

ومجموعة (واحدة) كربونيل وظيفية $C=O$، فتكون الصيغة العامة $C_n(H_2O)_n$

H_2O ↓ — ↓ C

أنواع الكربوهيدرات

سكريات أحادية

- الأكثر تحوي 5، 6 ذرات كربون
- إما تكون ألدهيدات أو كيتونات

حسب موقع مجموعة الكربون

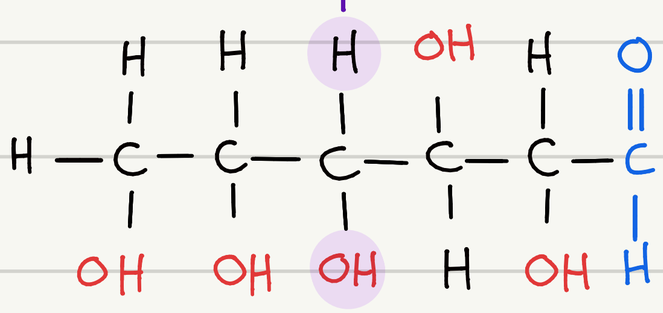
⟸ جلوكوز (سكر الدم): 6 كربون، تركيب ألدهيدي (1)

⟸ فركتوز (سكر الفاكهة): 6 كربون، تركيب كيتوني (2)

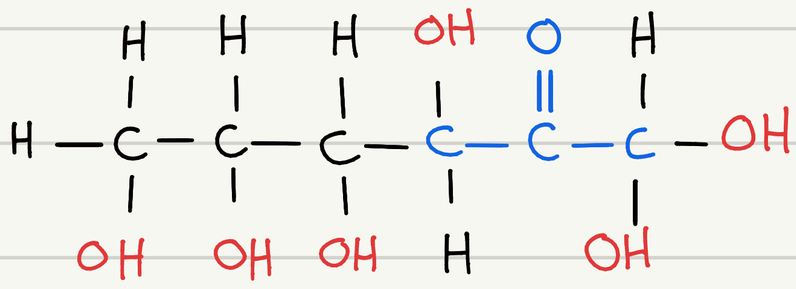
⟸ جلاكتوز: مشابه للجلوكوز، لكن به ذرة H ومجموعة OH في اتجاه معاكس (3)

(جلوكوز - جلاكتوز) متشكلات هندسية، (جلوكوز - فركتوز) بنائية

إذا تبادلوا الأماكن أصبح (3) ←



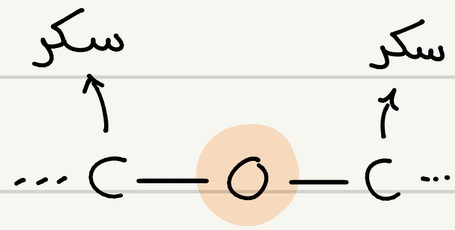
(1)



(2)

سكريات ثنائية

- ارتباط سكريين أحاديين برابطة إيثرية



⟸ جلوكوز + فركتوز = سكروز (سكر القائدة)

⟸ جلوكوز + جلوكوز = مالتوز (سكر الشعير)

⟸ جلوكوز + جلاكتوز = لاكتوز (سكر الحليب)

سكريات عديدة السكر

- بوليمرات (عكس الحاضنة) تتكون من 12< وحدة من السكريات البسيطة

كل السكريات العديدة التالية مكونة من الجلوكوز، لكن بنسب وترابط مختلفين

⟸ جلايكوجين: تختزن الطاقة في الكبد والعضلات

⟸ سليلوز: بوليمر ضخم لذا لا يهضم ولا يذوب في الماء، موجود في الفواكه والخضروات

⟸ نشا: لا يذوب في الماء كذلك، موجود في النباتات والنشويات

الليبيدات

الليبيدات : جزيئات حيوية غير قطبية (لاتصل للبليمرات ، ولاتذوب في الماء)

وحدة البناء : الأحماض الدهنية (تحوي كربوكسيل واحدة فقط أما الأمينية كربوكسيل و أمين)

الجليسريدات الثلاثية (تتكون من 3 أحماض دهنية + جلسرول بتفاعل التكثف)

حمض كربوكسيلي + كحول = إستر + ماء

أنواعها:

- مشبعة: لاتحوي روابط ثنائية (غير –C(=O)–)
  - حمض الستريك
- غير مشبعة: تحوي روابط ثنائية بين ذرات الكربون
  - حمض الأوليك : الزبدة

وظيفتها:

- تكوين الأغشية الخلوية
- تخزين الطاقة
- تنظيم العمليات الخلوية

أنواعها

- سائلة ← عند درجة حرارة الغرفة ← الزيوت
- صلبة ← الدهون

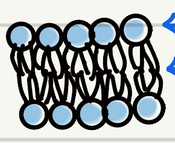
★ وبما أن الجليسريدات الثلاثية زيوت ودهون فوظيفتها تخزين الطاقة

التصبن

جليسريد ثلاثي (زيت) —تحميه NaOH(aq) قاعدة قوية→ أملاح كربوكسيلات (الصابون) + جلسرول

الليبيدات الفسفورية (جلسرول + حمض دهني + مجموعة فوسفات قطبية)

لذا تسمح بنفاذ المواد داخل الخلايا



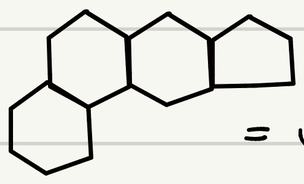
الليبيز الفسفوري *

إنزيم مضاد لليبيد الفسفوري ، يوجد في بعض الأدوية ومع الأفاعي

حيث يتميز الأغشية الخلوية وتكسير خلايا الدم الحمراء

الشموع : ليبيدات تتكون من حمض دهني + كحول ذي سلسلة طويلة

الستيرويدات

مثل الهرمونات، تركيبها الأساسي =  ويمكن أن يكون أكثر