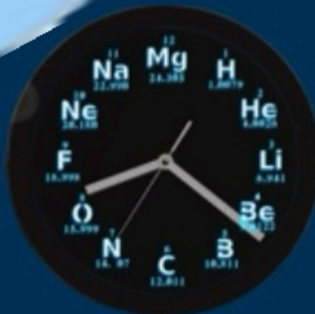
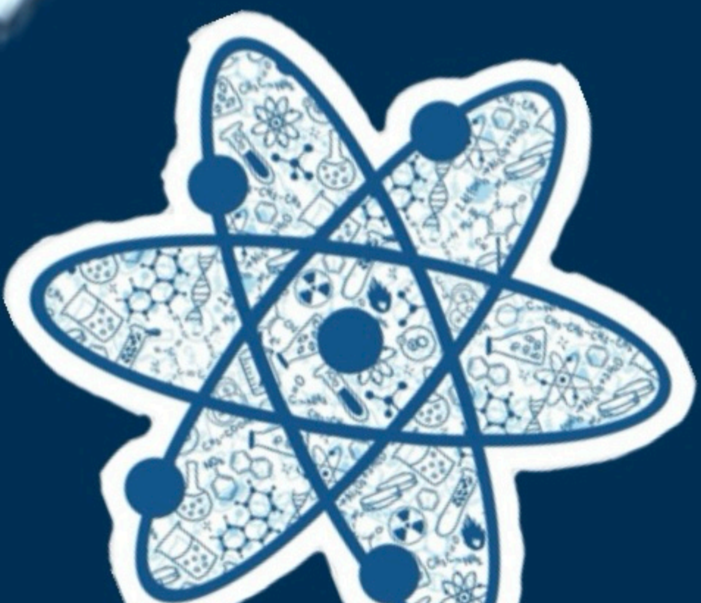
Chemistry

11scientific





الفهرس

الوحدة الاولى: الإلكترونات في الذرة
الفصل الأول: الأفلاك الجزيئية
الدرس 1: الأفلاك الجزيئية
الدرس 2: الأفلاك المهجنة

الوحدة الثانية: المحاليل
الفصل الأول: المحاليل المائية المتجانسة وغير المتجانسة
الدرس 1: الماء كمذيب قوي
الدرس 2: العوامل المؤثرة على الذوبانية في المحاليل
الدرس 3: تركيب المحاليل
الدرس 4: الحسابات المتعلقة بالخواص المجمعة للمحاليل

الوحدة الثالثة: الكيمياء الحرارية
الفصل الأول: الكيمياء الحرارية
الدرس 1: التغيرات الحرارية

الدرس ١: الأفلاك الجزيئية

أنواع الروابط الكيميائية

- أيونية
- تساهمية
  - أحادية
  - ثنائية
  - ثلاثية
- تساهمية تناسقية

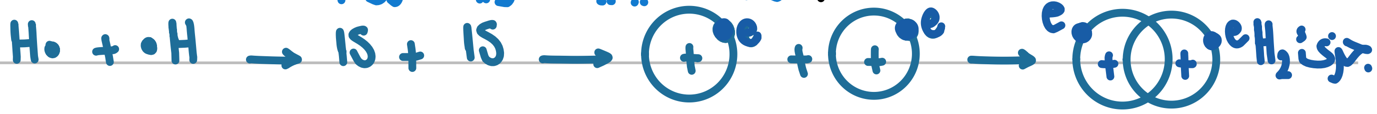
(الفلك الذري) هي منطقة في الفراغ المحيط بالنواة وفيها أكبر احتمال لوجود الالكترون

علل يصعب تحديد موقع الالكترون بدقة؟

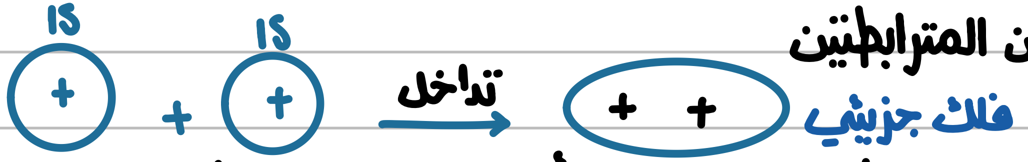
بسبب طبيعة الالكترون الموجية ولأن تحديد موضع الالكترون يخضع لقوانين الاحتمال

(نظرية رابطة التكافؤ) نظرية تفرض أن الإلكترونات تشغل الافلاك الذرية في الجزيئات

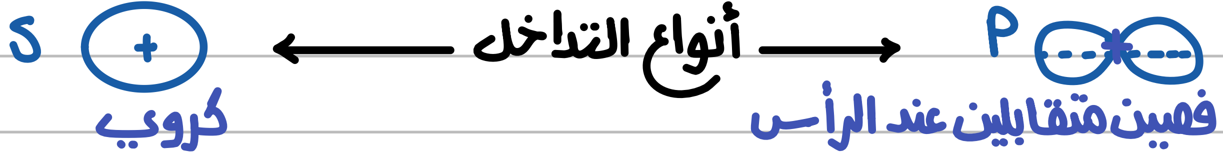
(تستخدم لوصف كيفية تكوين الروابط التساهمية)



(نظرية الفلك الجزيئي) نظرية تفرض تكوين فلك جزيئي من أفلاك ذرية ويغطي نواتي الذرتين المترابطتين



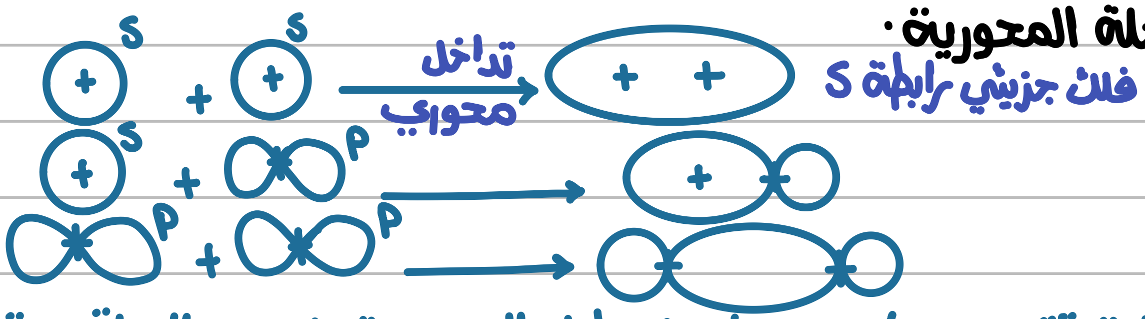
(الفلك الجزيئي) فلك يتكون من تداخل الأفلاك الذرية و يغطي نواتي الذرتين المترابطتين



كيف يتكون الفلك الجزيئي؟ عن طريق التداخل

نوع: تداخل محوري	نوع: تداخل جانبي
طريقته: رأساً برأس	طريقته: جنباً إلى جنب
ينتج عنه: رابطة سيجما	ينتج عنه: رابطة باي π
تعريف: تداخل فلكين ذرتين رأساً برأس لتكوين الرابطة سيجما	تعريف: تداخل فلكين ذرتين جنبا بجنب لتكوين الرابطة π

الأفلاك المتداخلة المحورية:



الكثافة الإلكترونية تتوزع بشكل متماثل على طول المحور و تزداد بين النواتين وتقل خارجهما

أنماط التداخل المحوري

تداخل فلكي (S,S)	تداخل فلكي S,P	تداخل فلكي P,P
إذا كان الالكترون المفردة الأولى في الفلك S و الالكترون المفردة في الذرة الاخرى في الفلك مثل: جزئ الهيدروجين H_2	إذا كان الالكترون المفرد في الذرة الأولى في الفلك (S) وفي الذرة الاخرى في الفلك (P) مثل جزئ كلوريد الهيدروجين HCl جزئ فلوريد الهيدروجين HF	إذا كان الالكترون المفرد في كلتا الذرتين في الفلك (P) مثل: كلوريد Cl_2 فلوريد F_2

علل بنية جزئ الهيدروجين H_2 تحتوي على رابطة سيجما واحدة H—H

لانه حدث تداخل محوري لفلكي 1S لذرتي الهيدروجين

خواص الرابطة سيجما:-

- كل رابطة تساهمية أحادية
- محور تداخل الفلكين هو محور التناظر
- تكون الرابطة سيجما أقوى كلما كان التداخل أكبر
- تعتمد سيجما على:-

أ) المسافة بين نواتي الذرتين (علاقة عكسية كلما قلت المسافة زادت الطاقة)

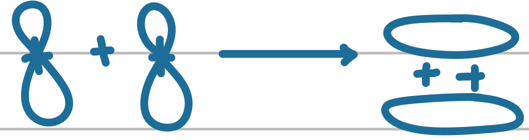
ب) عدد الروابط التي تشكلها هاتان الذرتان (علاقة طردية كلما زادت الروابط زادت الطاقة)

(**رابطة باي**) هو نوع من أنواع الروابط التساهمية تنتج من تداخل الافلاك جنبا بجنب عندما يكون محورها متوازيان

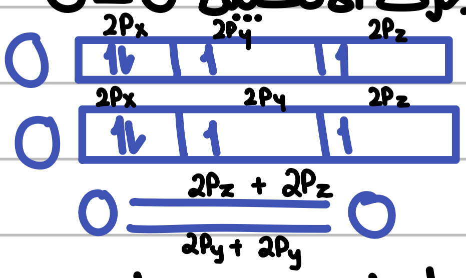
خصائص الرابطة باي:

- تنتج من تداخل جنبا بجنب
- محور التداخل متوازي يسمى تداخل متوازي
- الكثافة الالكترونية تقل بين النواتي و تزداد خارجهما
- الافلاك المتداخلة P,P

الباي عبارة عن سحابة إلكترونية أعلى و أسفل النواتي

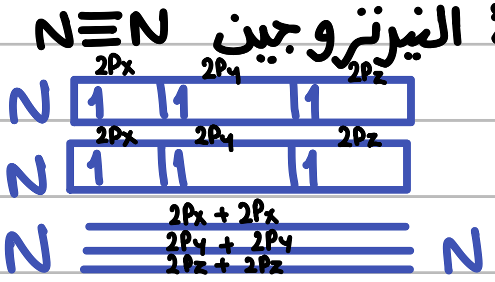


جزئ الاكسجين O=O



- الرابطة σ تنتج من تداخل محوري لافلاك 2Py,2Py
- الرابطة π تنتج من تداخل جانبي من افلاك 2Pz,2Pz

جزئ النيتروجين N≡N



الرابطة σ تنتج من تداخل محوري لافلاك 2Px,2Px

- الرابطة π تنتج من تداخل جانبي لافلاك 2Py,2Py , 2Pz,2Pz

علل يحتوي جزئ الأكسجين على رابطة سيجما و رابطة باي

لان يحدث تداخل محوري لافلاك 2Py , 2Py و ينتج رابطة سيجما و يحدث تداخل جانبي لافلاك 2Pz , 2Pz لتكوين الرابطة باي

علل يحتوي جزئ النيتروجين على رابطة سيجما ورابطتين باي

لان يحدث تداخل محوري لافلاك 2Px , 2Px فينتج رابطة سيجما و يحدث تداخل جانبي 2Py, 2Py و 2Pz , 2Pz لتكوين الرابطة باي

خواص الرابطة باي π

لا تتكون الرابطة π إلا بعد تكون الرابطة σ - لا يمكن ان يحتوي جزئ على رابطة π فقط علل

تتكون الرابطة σ دائما قبل الرابطة π علل

لانه يحدث تداخل محوري رأسا برأس لانتاج الرابطة σ قوية وصعبة الكسر بعدها تصبح جاهزة للتداخل الجانبي وتتكون الرابطة π

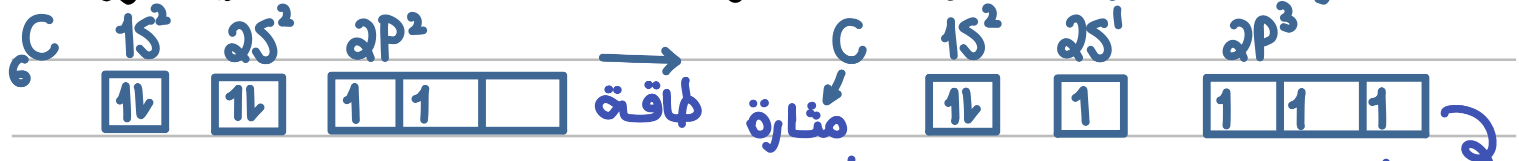
علل الرابطة سيجما أقوى من باي لانها اقصر والكثافة الإلكترونية أكبر

رابطة σ : تفاعل استبدال - لأنها قصيرة و قوية (صعبة الكسر) محور تناظر

رابطة π : تفاعل إضافة و استبدال - لأنها طويلة و ضعيفة (سهلة الكسر) محور توازي

الأفلاك المهجنة

وفقا لنظرية التكافؤ الالكترونات المفردة لديها القدرة على تكوين الروابط



تكون ذرة الكربون 4 روابط

طبقا لنظرية التكافؤ الكربون يكون رابطتين لكنها فشلت علل

لا يمكن الإعتماد على نظرية رابطة التكافؤ لشرح روابط الكربون علل

لان الكربون لا يستقر إلا بعد تكوين 4 روابط تساهمية

التهجين: اندماج افلاك مختلفة (بالشكل - الطاقة - الاتجاه) تكون غالبا (S,P) لينتج أفلاك مهجنة متماثلة في الشكل و الطاقة

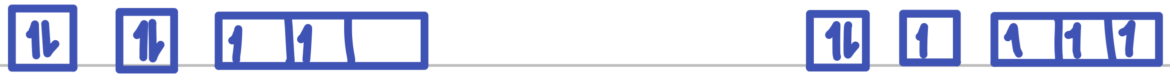
* عدد الروابط سيجما σ = عدد الافلاك المهجنة
* عدد الروابط باي π = عدد الافلاك غير مهجنة

أنواع التهجين

SP^3 SP^2 SP

① SP^3: نوع من أنواع التهجين يتم فيه دمج فلك S مع 3 أفلاك P لتكوين 4 أفلاك مهجنة

$C_6\ \ 1S^2\ \ 2S^2\ \ 2P^2 \xrightarrow{\text{تهجين}} 1S^2\ \ 2S^1\ \ 2P^3$

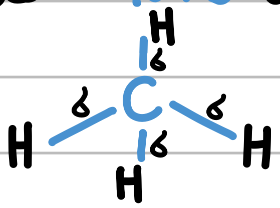


4 أفلاك مهجنة = 4 روابط σ عدد الافلاك غير مهجنة = عدد روابط π (صفر)

الشكل: هرمي رباعي السطوح الزاوية: 109.5 على وزن: ألكان

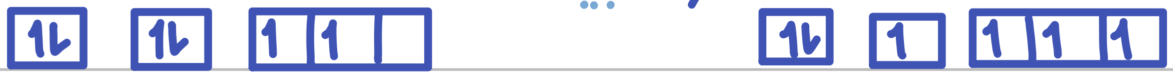
المثال: ميثان CH_4

تداخل محوري



② SP^2: نوع من أنواع التهجين يتم دمج فلك S مع 2 P لتكوين 3 أفلاك مهجنة

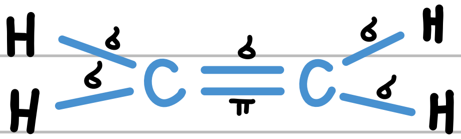
$C_6\ \ 1S^2\ \ 2S^2\ \ 2P^2 \xrightarrow{\text{تهجين}} 1S^2\ \ 2S^1\ \ 2P^3$



3 أفلاك مهجنة = 3 روابط σ 1 الافلاك غير مهجنة = 1 روابط π

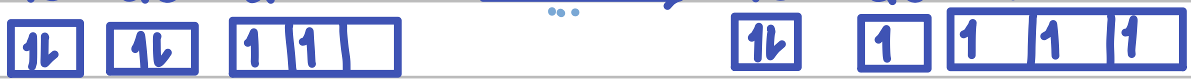
الشكل: مستوى مثلث الزاوية: 120° على وزن: ألكين

مثال: إيثين C_2H_4 تداخل محوري وجانبي



③ SP: نوع من أنواع التهجين يتم دمج فلك S مع فلك P لتكوين فلكين مهجنين

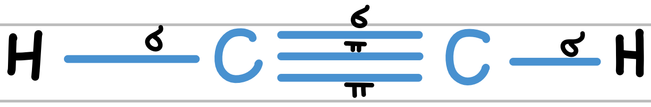
$C_6\ \ 1S^2\ \ 2S^2\ \ 2P^2 \xrightarrow{\text{تهجين}} 1S^2\ \ 2S^1\ \ 2P^3$



2 أفلاك مهجنة = 2 روابط σ 2 أفلاك غير مهجنة = 2 رابطة π

الشكل: خطي الزاوية: 180° على وزن: ألكاين تداخل محوري وجانبي

مثال: ايثاين C_2H_2

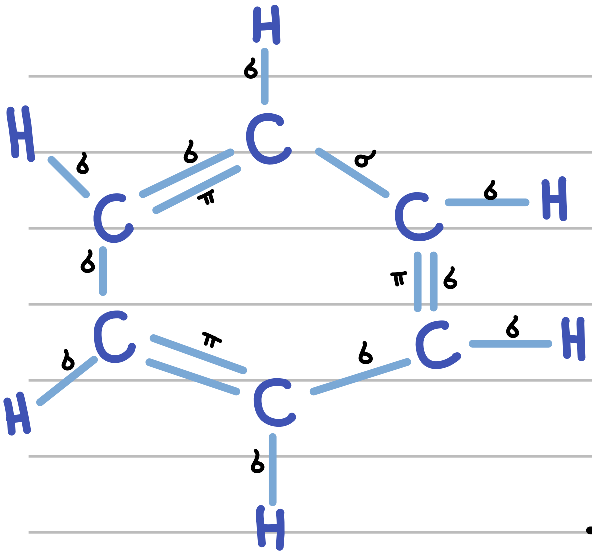


البنزين: أصل المركبات الاروماتية الصيغة الجزيئية C_6H_6

الشكل: سداسي الزاوية: 120° نوع التهجين: SP^2

عدد روابط سيجما في الحلقة (الجزئ) 12 عدد روابط π في الحلقة 3

عدد روابط σ في ذرة الكربون الواحدة: 3 عدد روابط π في ذرة الكربون: 1



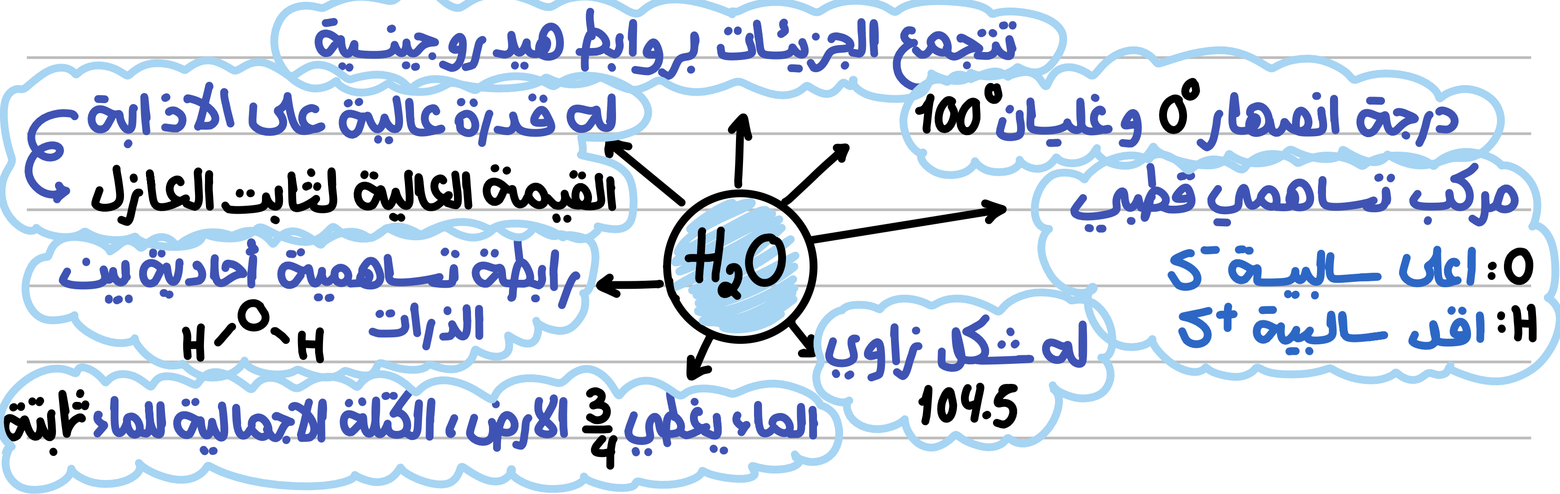
علل حلقة البنزين متماسكة

بسبب روابط سيجما القوية

علل حلقة البنزين مستقرة

بسبب عدم التمركز التام للرابطة π حيث تكون سحابة الكترونية أعلى و أسفل الحلقة

المحاليل (الماء كمذيب قوي)



تتجمع الجزيئات بروابط هيدروجينية

درجة انصهار 0° وغليان 100°

مركب تساهمي قطبي

O: اعلى سالبية δ^-

H: اقل سالبية δ^+

له شكل زاوي 104.5

الماء يغطي $\frac{3}{4}$ الارض ، الكتلة الاجمالية للماء ثابتة

رابطة تساهمية أحادية بين الذرات

له قدرة عالية على الاذابة

القيمة العالية لثابت العازل

يتكون جزيء الماء من 3 ذرات مرتبطة بروابط تساهمية أحادية

علل الماء جزيء قطبي

لاختلاف السالبية الكهربائية بين الهيدروجين والاكسجين ، لان الاكسجين اعلى سالبية δ^- و الهيدروجين أقل سالبية δ^+ (الشكل الزاوي) (104.5)

شكل جزيء الماء زاوي والزاوية 104.5°

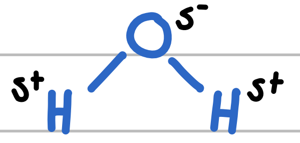
علل قطبية كل من الرابطتين O-H لاتلغي بعضها البعض

بسبب الشكل الزاوي حيث الزاوية 104.5°

علل لكل رابطة تساهمية (O-H) خاصية قطبية بدرجة كبيرة

O: اعلى سالبية كهربائية δ^-

H: اقل سالبية كهربائية δ^+



خواص الماء:

↑ ارتفاع درجة الغليان ↑ ارتفاع التوتر السطحي

↑ ارتفاع السعة الحرارية ↓ انخفاض الضغط البخاري

علل له قدرة عالية على الاذابة بسبب القيمة العالية لثابت العزل

علل انخفاض الضغط البخاري للماء وارتفاع درجة الحرارة (غليانه)

بسبب الروابط الهيدروجينية بين جزيئات الماء

علل يصعب الحصول على الماء النقي في الطبيعة لان الماء له قدرة عالية على الاذابة

ماء التبلر: قدرة الماء على الإذابة لدرجة أن الملح عندما يتبلور تنفصل البلورات المتحدة بالماء

مثل: كبريتات النحاس الزرقاء $CuSO_4, 5H_2O$ - الجبس $CaSO_4, 2H_2O$

المحاليل

لايتواجد الماء في صورة نقية في الطبيعة ولكن يتواجد على هيئة محاليل مائية

علل ينفذ الكيميائيون تفاعلات عدة في المحاليل السائلة

لان الجزيئات والايونات تكون أكثر قدرة على الحركة في الحالة السائلة

مذاب → محلول ← مذيب

مذاب	مذيب
الدقائق المذابة في المحلول	الوسط المذيب في المحلول
كتلة الأكبر	كتلة الأصغر

علل لا يمكن استخدام ورقة الترشيح لفصل المحلول المائي

لان جسيمات المذاب صغيرة جدا (نانومتر) ($1nm = 10^{-9}m$)

	مذاب	مذيب	محلول
هواء، غاز طبيعي	غاز	غاز	غاز
خل - ماء	سائل	سائل	سائل
سبائك	صلب	صلب	صلب
مياة البحر	صلب	سائل	سائل
مياة غازية	غاز	سائل	سائل
هيدروجين في البلاتين	غاز	صلب	صلب

حالة المحلول يعتمد على حالة المذيب

المركبات التي تذوب في الماء

- مركبات ايونية
- مركبات تساهمية

ماعدا: كبريتات الباريوم $BaSO_4$، كربونات الكالسيوم $CaCO_3$

علل كبريتات الباريوم وكربونات الكالسيوم مركبات لا تذوب الماء
لانه قوي التجاذب بين الايونات أكبر بالتالي لا تحدث إماهه

عملية الاذابة: عملية تحدث عندما يذوب المذاب وتتم إماهه الكاتيونات والانيونات بالمذاب

الإماهة: إحاطة جزيئات المذيب بأيونات المذاب

علل جزيئات الماء في حركة مستمرة بسبب طاقتها الحركية

علل لا يذوب الزيت في الماء: لانه غير قطبي والماء قطبي يذيب فقط المواد القطبية

علل تذوب المركبات الغير قطبية في بعضها البعض لانعدام قوى التنافر بينهم

علل يذوب الزيت في البنزين لان كلاهما غير قطبي ولانعدام قوى التنافر بينهم

عملية ذوبان المركبات الايونية
جزيئات الماء في حركة مستمرة ← تصطدم جزيئات الماء بالبلورة ←
تجذب جزيئات المذيب ← تبدأ عملية إذابة كلوريد الصوديوم

المركبات الالكتروليتية - غير الكتروليتية (بداية ق٢)

المركبات

ايونية
- صلبة (لاتوصل) علل لان الايونات مقيدة
- جميع المركبات الايونية توصل التيار
  - التي تذوب ← محاليلها توصل
  - التي لا تذوب ← مصاهرها توصل

تساهمية
- صلبة (لاتوصل) علل لانها لا تحتوي على أيونات
  - قطبية
    - نقية ↓ (لاتوصل)
    - التي تذوب في الماء (توصل)
  - غير قطبية
    - لا تذوب في الماء ↓ لا توصل التيار الكهربائي

$NH_3 + H_2O \longrightarrow NH_4^+ + OH^-$

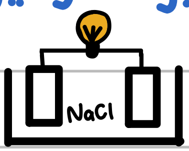
$HCl + H_2O \longrightarrow H_3O + Cl^-$

الالكتروليتات

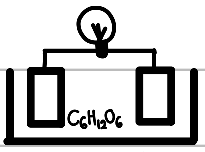
① الكتروليت قوي: يحدث تأين تام في المحلول كاتيونات وانيونات توصل التيار بشدة . مثل $NaCl$ (الكثير من الايونات)

② الكتروليت ضعيف: يحدث تأين تام في المحلول (كاتيونات وانيونات وبلورات غيرمتأينة) (القليل من الايونات)
توصل القليل من التيار الكهربائي مثل: $HgCl_3$

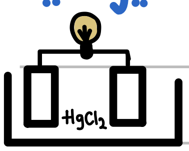
③ غير الكتروليتي: لا يحدث تأين مثل: سكر



الكتروليت قوي
(إضائة قوية للمصباح)



غير الكتروليت (لا يضئ المصباح)



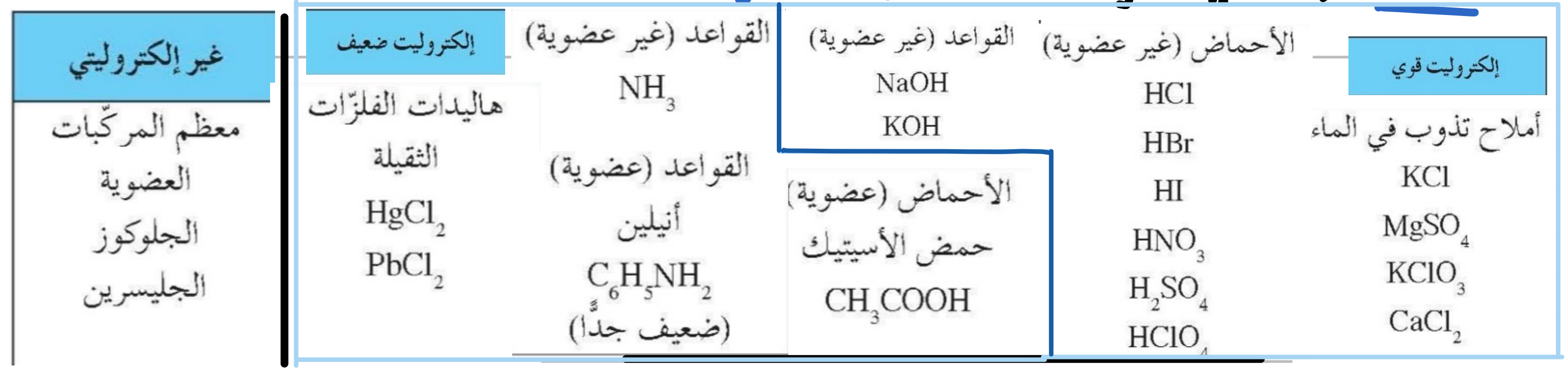
الكتروليت ضعيف
(إضائة ضعيفة للمصباح)

علل كبريتات الباريوم مركب أيوني يوصل الكهرباء في الحالة المنصهرة ولا يوصلها في المحلول المائي

لاحتوائه على أيونات حرة الحركة

لعدم احتوائه على أيونات حرة الحركة

علل يذوب الزيت في البنزين لانهما مركبان غيرقطبيان و ينعدم قوى التنافر بينهما



إلكتروليت قوي				إلكتروليت ضعيف	غير إلكتروليتي
أملاح تذوب في الماء	الأحماض (غير عضوية)	القواعد (غير عضوية)	القواعد (غير عضوية)	هاليدات الفلزّات الثقيلة	معظم المركّبات العضوية
KCl	HCl	NaOH	NH_3	$HgCl_2$	الجلوكوز
$MgSO_4$	HBr	KOH	القواعد (عضوية)	$PbCl_2$	الجليسرين
$KClO_3$	HI	الأحماض (عضوية)	أنيلين		
$CaCl_2$	HNO_3	حمض الأسيتيك	$C_6H_5NH_2$		
	H_2SO_4	CH_3COOH	(ضعيف جدًّا)		
	$HClO_4$				

العوامل المؤثرة على الذوبان في المحاليل

تقسم المحاليل حسب درجة التشبع

محلول غير مشبع ← إضافة مذاب ← محلول مشبع

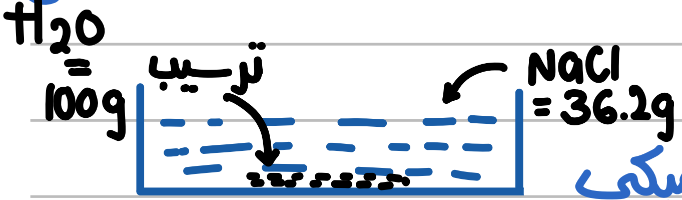
محلول غير مشبع: كمية مذاب قليلة

محلول مشبع: اكبر كمية من المذاب تكفي التشبع

محلول فوق مشبع: يحتوي كمية زائدة من المذاب (اكبر كمية من المشبع)

ماذا يحدث عند إضافة كمية من المذيب إلى محلول مشبع يتكون راسب - لا يذوب

لان المحلول المشبع في حالة اتزان ديناميكي



الذوبانية: كتلة المادة التي تذوب في كمية معينة من المذيب عند درجة حرارة معينة لتكوين محلول مشبع

← تعبر عن تركيز المحلول المشبع

العوامل المؤثرة على الذوبانية :-

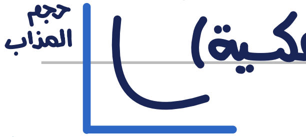
① التقليب أو المزج يزيد من سرعة الذوبانية علل

بسبب زيادة التصادمات بين المذاب و المذيب فتزداد سرعة الذوبان

اكثر شيوعا لكنها غيرمفضلة علل بسبب عامل الوقت و الطاقة

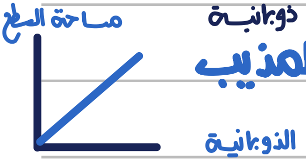
② الطحن (تقليل حجم الجسيمات المذابة) NaCl ▢ NaCl ⁙ (يذوب أسرع) علل

لان مع تقليل حجم الجسيمات زادت مساحة السطح المشتركة زادت سرعة الذوبان



تزداد سرعة الذوبان مع تقليل حجم جسيمات المذاب (علاقة عكسية)

سرعة الذوبان ← تقل سرعة الذوبانية مع زيادة حجم جسيمات المذاب

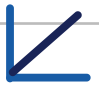


تزداد سرعة الذوبانية مع زيادة مساحة السطح المشترك بين المذاب و المذيب (علاقة طردية)

علل المشبع له حالة اتزان ديناميكي معدل الذوبان = معدل الترسيب

٣ درجة الحرارة

المواد الصلبة

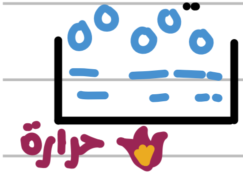


تزداد سرعة ذوبان المواد الصلبه بارتفاع الحرارة

المواد الغازية

تقل ذوبانية الغازات بارتفاع الحرارة

علل بارتفاع درجة الحرارة تقل ذوبانيـة الغاز - ظهور فقاعات غازية عند غلي المـاء

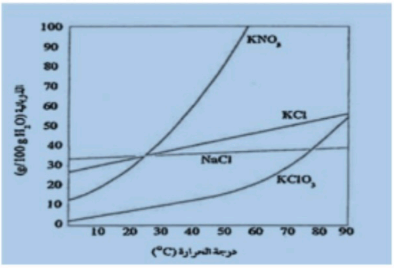


لانها تكتسب طاقة حركية ← تزداد سرعة الجسيمات ← يزدا

التصادم بين المذيب والمذاب ← يقل الغاز

علل الاسماك تموت بعد أخذ الماء من الانهار لتبريد المصانع

لان بزيادة الحرارة يقل تركيز الاكسجين بالماء بالتالي يكون غير كاف للاسماك

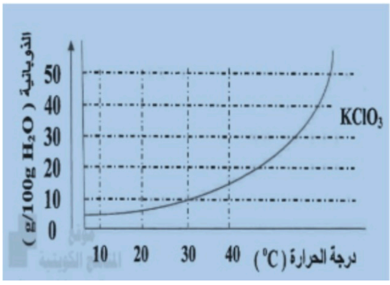


أي مما يلي اكثر المواد ذوبانيـة عند 50° KNO_3

أي مما يلي اعلى المواد ذوبانيـة عند 90° KCl

أي مما يلي أقل المواد ذوبانيـة عند 30° $KClO_3$

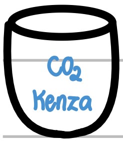
البنك ص 35 , 38



ماذا نستنتج من الرسم البياني

- تزداد ذوبانيـة كلورات البوتاسيوم بارتفاع درجة الحرارة
- عملية ذوبان كلورات البوتاسيوم ماصة للحرارة
- تقل ذوبانيـة كلورات البوتاسيوم في الماء البارد

٤ الضغط لا يؤثر على الصلب والسائل فقط يؤثر على المواد في الحالة الغازيـة



علل تزداد ذوبانيـة الغازات في الماء بزيادة الضغط على سطح المحلول

لان بزيادة الضغط يزداد تركيز المحلول

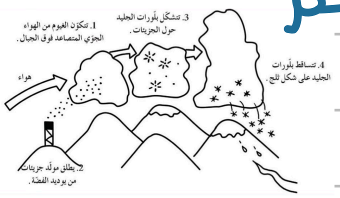
ماذا يحدث لو تركت مشروب غازي مفتوح فترة يتغير طعمه (مذاق) علل

لان الضغط الجزيئي قل ← قل تركيز الغاز في المحلول

تطبيقات المحلول فوق المشبع

بلورات السكر

الامطار الصناعية


1. تتكوّن الغيوم من الهواء الجوّي المتصاعد فوق الجبال.
هواء
2. يطلق مولّد جزيئات من يوديد الفضّة.
3. تتشكّل بلّورات الجليد حول الجزيئات.
4. تتساقط بلّورات الجليد على شكل ثلج.

تتجذب جزيئات الماء لأيونات اليوديد ← تتجمع الماء في السحب ثم يسقط الماء على هيئة أمطار

علل يستخدم الفضة في بذر السحب التي تحتوي على كتل من الهواء فوق المشبع ببخار الماء لتكوين أمطار صناعية لان يوديد الفضة يجذب جزيئات الماء ويبدأ عملية التبلور مكونة قطرات مائية (أمطار)

حساب التركيز

المولاريــة — **المولالية** — **التخفيف**

✱ حجم المحلول = حجم المذاب + حجم المذيب

التركيز: مقيـــاس لكمية المذاب في كمية معينة من المذيب أو المحلول

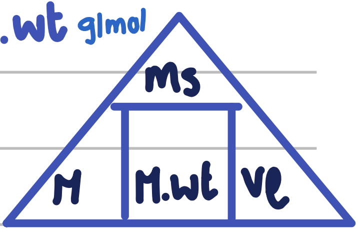
المولاريــة: عدد مولات المذاب في $1l$ من المحلول

المولارية = $\frac{\text{عدد مولات المذاب}}{\text{حجم المولات بالتر}}$ $cm^3 \xrightarrow{\div 1000} l$ ml

$M = \frac{n \; mol}{l \; l}$ M: mol/l

$n = \frac{ms \; g}{M.wt \; g/mol}$

$M = \frac{ms}{M.wt \times V_l}$



تناســب المولارية طرديا مع عدد المولات

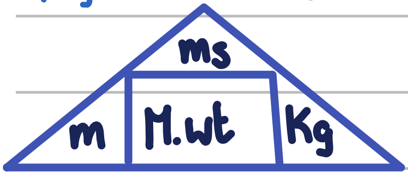
$M \propto n$

المولالية: هي عدد مولات المذاب في $1Kg$ من المذيب

المولالية $\frac{\text{عدد المولات}}{\text{كتلة المذيب} \; Kg}$ $g \xrightarrow{\div 1000} Kg$

$m = \frac{n \; mol}{Kg \; Kg}$ m: mol/Kg

$m = \frac{ms \; g}{M.wt \; g/mol \times Kg \; Kg}$

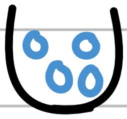


تناســب المولالية طردا مع عدد المولات

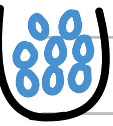
$m \propto n$

التخفيف

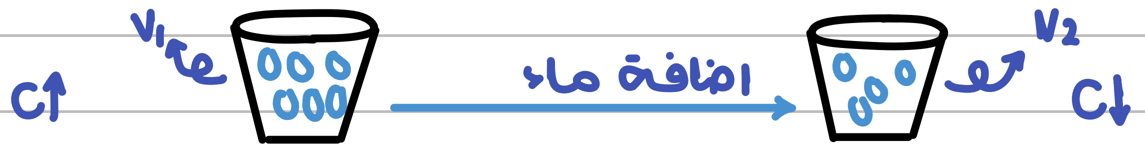
المحلول الذي يحتوي على تركيز منخفض من المذاب المخفف



المحلول الذي يحتوي على تركيز مرتفع من المذيب المركز



المحلول المعروف تركيــزة بدقــة المحلول القيــاســي



✱✱ عدد المولات المذاب بعد التخفيف = عدد مولات المذاب قبل التخفيف

$$n = n$$

$$C_2 V_2 = C_1 \times V_1$$

حجم الماء المضاف $V_2 - V_1$

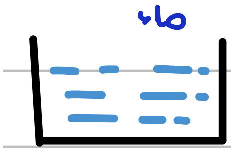
حجم الـ V_2 = $V_1 + V$ مضاف

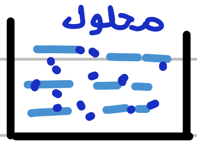
الخواص المجمعة للمحاليل

↑ضغط بخاري غالي

درجة غليان $100°C$

درجة تجمد $0°C$



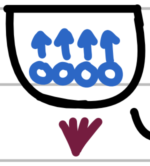


↓ ينخفض الضغط البخاري ↑ ترتفع درجة الغليان
↓ تنخفض درجة التجمد

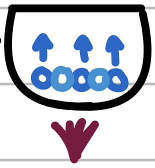
علل يقل الضغط البخاري للمحلول عن المذيب النقي

لأن جسيمات المذاب تحل محل المذيب على السطح فيقل كمية المذيب المتحوله إلى بخار

اكبر ضغط بخاري ← (النقي)



مادة غير الكتروليتية غير متطايرة ←



← اقل ضغط بخاري ← (المحلول)

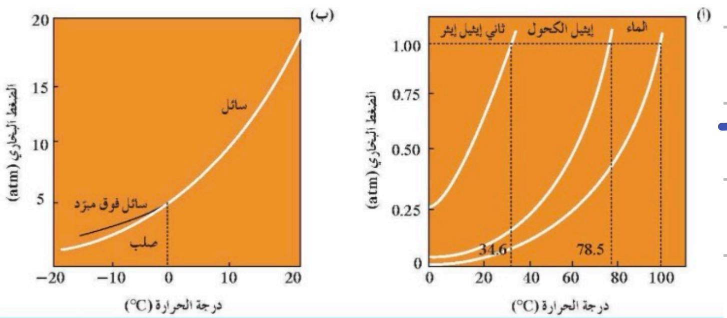
العوامل المؤثرة على الضغط

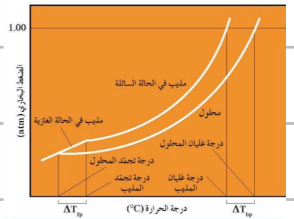
درجة الحرارة (كلما زادت الحرارة ← زاد الضغط البخاري) (طردية)

تركيز المذاب (كلما زاد تركيز المذاب ← يقل الضغط البخاري) (عكسية)

وجود الضغط البخاري يعيق الروابط

→ اعلى ضغط بخاري
ثاني ايثيل ايثر

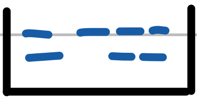




ارتفاع في درجة الغليان

ΔTbp: temperature boiling point

ترتفع درجة الغليان عند إضافة مذيب لمذاب



مذيب نقي
100°

محلول
100.5°C

ΔTbP = Tbp محلول − Tbp مذيب

التركيز المولالي : $\Delta Tbp \propto m$

$\Delta Tbp = \Delta Kbp \times \frac{n}{Kg}$

$\Delta Tbp = Kbp \times m$

$\Delta Tbp = \frac{Kbp \times ms}{M.wt \times Kg}$

يعتمد Kbp على
نوع المذيب C°/m

$Kbp = \frac{Tbp}{m}$

علل الضغط البخاري لمحلول السكر في الماء تركيزه 1m = ضغط البخاري لمحلول يوريا في الماء تركيزه 1m لان الضغط البخاري لا يعتمد على نوع المذيب وانما على عدد الجسيمات إذا تساوى التركيز يتساوى الضغط البخاري

(نهاية قرء)

الكيمياء الحرارية

أحد فروع الكيمياء الفيزيائية و التي تهتم بدراسة التغيرات الحرارية التي ترافق التفاعلات الكيميائية (الكيمياء الحرارية)

المحيط الفيزيائي الذي هو موضوع الدراسة (النظام)

ما تبقى من الفضاء الذي يحيط بالنظام (محيط)

الطاقة التي تتدفق داخل النظام أو خارجه بسبب وجود اختلاف في درجة الحرارة بين النظام و محيطه (الحرارة)

كمية الحرارة الممتصة أو المنطلقة خلال تفاعل كيميائي تحت ضغط ثابت (حرارة تفاعل)

هي كمية الحرارة التي تنطلق أو تمتص عندما يتفاعل عدد من المولات للمواد المتفاعلة بعضها مع بعض خلال تفاعل كيميائي لتتكون مواد ناتجة (حرارة تفاعل)

أنواع التفاعلات الحرارية

تفاعلات طاردة	تفاعلات ماصة	تفاعلات لا حرارية
- تفاعلات تنتج طاقة حرارية يمتصها المحيط خارج النظام - التفاعلات الكيميائية التي يصاحبها انطلاق طاقة حرارية كناتج من نواتج التفاعل	- تفاعلات تحتاج إلى طاقة حرارية يمتصها النظام من محيطه - التفاعلات الكيميائية التي يصاحبها امتصاص طاقة حرارية اثناء التفاعل	تفاعلات تتعادل فيها كمية الحرارة اللازمة لتفكيك الروابط في جزيئات المتفاعلات مع تلك اللازمة لتكوين الروابط في النواتج
$\Delta H < 0$ (سالبة)	$\Delta H > 0$ (موجبة)	$\Delta H = 0$
ΔH متفاعلات أكبر من ΔH نواتج	ΔH متفاعلات أقل من ΔH نواتج	ΔH متفاعلات تساوي من ΔH نواتج
يطرد النظام الحرارة إلى المحيط	يمتص النظام الحرارة من المحيط	لا طارد ولا ماص

✗ إذا كان هناك رقم مع النواتج يعتبر طارد للحرارة $CH_4 + 2O_2 \longrightarrow CO_2 + 2H_2O + \underline{890}$

✗ إذا كان هناك رقم مع متفاعلات يعتبر ماص للحرارة $CO_2 + \underline{395} \longrightarrow C + O_2$

طبقا للمعادلة الحرارية التالية اكبر ← $H_2O \longrightarrow \overset{\text{اقل}}{H_2O} + 44\ Kg/mol$

فإن المحتوى الحراري لبخار الماء اكبر المحتوى الحراري للماء السائل في الظروف القياسية

ΔH = ΔH نواتج − ΔH عناصر

Cu_s Fe_s Al_s C_s I_s Br_L Hg_L

H_{2g} O_{2g} N_{2g} Cl_{2g} F_{2g}

التغير في المحتوى الحراري (الإنثالبي) المصاحب لتكوين مول واحد من المركب انطلاقا من عناصره الأولية وأن جميع المواد تكون في حالتها القياسية عند 25°C (التكوين الحراري)

عنصر + عنصر ⟵ مركب

علل $I_{2(s)} + H_{2(g)} \rightarrow 2HI_{(g)}$ $\Delta H = 51.8\ KJ$ لا يعتبر حرارة التكوين القياسية ليوديد الهيدروجين

لان تكون 2 مول من HI ومن شروط تكوين الحرارة القياسية ان يتكون 1 مول من المركب من عناصره الاولية في حالته القياسية

الظروف القياسية هي عادة عند درجة حرارة $T = 25°C = 298\ K$

وضغط $P = 1\ atm = 101.3\ KPa$

اكتب المعادلات الكيميائية الحرارية الموزونة

تكوين مول واحد من أكسيد الألومنيوم (Al_2O_3) علما بأن $\Delta H = -1669.8\ KJ/mol$

$2Al_{(s)} + \frac{3}{2}O_{2(g)} \longrightarrow Al_2O_3$, $\Delta H = -1669.8\ KJ/mol$

تكوين مول من أكسيد الحديد III (Fe_2O_3) علما بأن $\Delta H = -822\ KJ/mol$

$2Fe_{(s)} + \frac{3}{2}O_{2(g)} \longrightarrow Fe_2O_3$, $\Delta H = -822\ KJ/mol$

تكوين مول من الماء علما بأن $\Delta H = -286\ KJ/mol$

$H_{2(g)} + \frac{1}{2}O_{2(g)} \longrightarrow H_2O_{(l)}$, $\Delta H = -286\ KJ/mol$

كمية الحرارة المنطلقة عند احتراق مول واحد من المادة احتراقا تاما في وفرة من الاكسجين أو الهواء الجوي عند 25°C وتحت ضغط يعادل 1 atm حرارة الاحتراق القياسية

عنصر أو مركب + O_2 ⟶ مركب , $\Delta H = -$

اكتب المعادلة الكيميائية الحرارية

احتراق مول واحد من غاز أول أكسيد الكربون (CO) في وفرة من الأكسجين علما بأن $\Delta H = -283\ KJ/mol$

$CO_{(g)} + \frac{1}{2}O_{2(g)} \longrightarrow CO_2$, $\Delta H = -283\ KJ/mol$

احتراق مول واحد من الايثانول (C_2H_5OH) في وفرة من الاكسجين علما بأن $\Delta H = -1366.9\ KJ/mol$

$C_2H_5OH + 3O_2 \longrightarrow 2CO_2 + 3H_2O$, $\Delta H = -1366.9\ KJ/mol$

علل التغير الحراري المصاحب لهذا التفاعل $C_s + O_{2g} \rightarrow CO_{2(g)}$ $\Delta H = -395.5\ KJ/mol$ يمكن تسميته حرارة احتراق قياسية للكربون ويسمى حرارة تكوين قياسية لثاني أكسيد الكربون

تكوين: لانه تكون 1 مول من CO_2 من عناصره الاولية في حالته القياسية

احتراق: لانه احتراق 1 مول من C في وفرة من O_2 احتراقا تاما $\Delta H = -$

علل التغير الحراري المصاحب لهذا التفاعل $C_s+\frac{1}{2}O_{2g} \rightarrow CO_{(g)}$ $\Delta H=-110$ KJ/mol يمكن تسميته حرارة تكوين قياسية لغاز CO ولا يعتبر حرارة احتراق قياسية للكربون

تكوين: لانه تكون 1 مول من CO من عناصره الاولية في حالته القياسية

ليست احتراق: لانه احتراق غير تام، تكون CO وليست CO_2

علل التغير الحراري المصاحب لهذا التفاعل $CO+\frac{1}{2}O_{2g} \rightarrow CO_{2(g)}$ $\Delta H=-283.5$ KJ/mol يمكن تسميته حرارة احتراق قياسية لغاز CO ولا يعتبر حرارة تكوين قياسية لغاز CO_2

احتراق: لانه احترق 1 مول من CO في وفرة من O_2 لتكوين CO_2

ليست تكوين: لان لم يتكون CO_2 من عناصره الأولية

علل حرارة التكوين القياسية للماء تساوي حرارة الاحتراق القياسية للهيدروجين

لانه عند تكوين 1 مول من الماء يلزم حرق 1 مول من الهيدروجين في وفرة من الاكسجين

$$H_{2(g)}+\frac{1}{2}O_{2(g)} \longrightarrow H_2O_{(l)}$$

علل حرارة التكوين القياسية لأكسيد الألومنيوم تساوي مثلي (ضعف) حرارة الاحتراق القياسية للألومنيوم؟

لانه عند تكوين 1 مول من أكسيد الألومنيوم من عناصره الاوليه في حالتهم القياسيه يجب حرق 2 مول من الالمونيوم في وفرة من الاكسجين $2Al+\frac{3}{2}O_2 \longrightarrow Al_2O_3$

التغير في الانثلبي لأى تفاعل كيميائي قيمة ثابتة حين يكون الضغط ودرجة الحرارة ثابتين، سواء تم هذا التفاعل في خطوة واحدة أو عدة خطوات، على أن تكون المواد المتفاعلة والمواد الناتجة نفسها في كل حالة (قانون هس)

عندما نجمع المعادلات الكيميائية الحرارية لتفاعل ما لنحصل على المعادلة النهائية، فإننا نقوم أيضا بجمع الحرارة الناتجة عن كل تفاعل لنحصل على حرارة التفاعل النهائي (قانون هس للجمع الحراري)

أهمية قانون هس هو حساب الانثلبي لبعض التفاعلات التي لايمكن قياسها عمليا علل

لان التفاعل يكون بطيء جداً مثل تحول الالماس إلى جرافيت (قد يستغرق ملايين السنين)

بعض التفاعلات تعطي نواتج ثانوية إلى جانب الناتج المراد

تم بحمدالله إنهاء المنهج

الملخصات لا تغني عن الكتب

بالتوفيق للجميع