لن نستطيع هزم الكيمياء
إلا مع
أ. طارق الخبراء

عندما لا تجد الطريق المؤدي
إلى النجاح ...
سيكون عليك
أن تبتكره
... ...

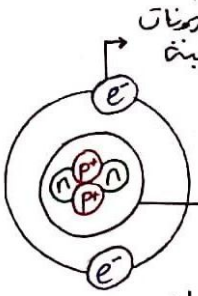
Marah Idris

طارق
ملك الكيمياء
بابك من لا حيلة له
سامح دمسك من التفوق لحمه
نائل ودك من أحسن عله
واصل القمة من كان لقاؤك حظه
#الشخبطة الثانية
#محمد سما 2023

الكيمياء النووية

تركيب النواة

الإلكترونات سالبة



النواة: بروتونات (موجبة الشحنة)
نيوترونات (متعادلة الشحنة)

* رمز نواة العنصر:

$$ {}^{A}_{Z}X $$

حيث:

A: العدد الكتلي، وهو مجموع عدد نيوترونات N والبروتونات (أو Z)

N: عدد النيوترونات

Z: العدد الذري، وهو البروتونات في النواة ويساوي عدد الإلكترونات في الذرة.

لحساب عدد النيوترونات

$$ N = A - Z $$

الجسيمات النووية

1. نيوترون: ${}^{1}_{0}n$
2. بروتون: ${}^{1}_{1}p$ أو ${}^{1}_{1}H$
3. جسيم بيتا: ${}^{0}_{-1}\beta$ أو ${}^{0}_{-1}e$
4. جسيم ألفا: ${}^{4}_{2}He$ أو ${}^{4}_{2}\alpha$

بوزيترون: ${}^{0}_{+1}e$ أو ${}^{0}_{+1}\beta$

مهم!!!

1: وصونية العدد الذري:
- مجموع أعداد ذرية للتفاعلات = مجموع أعداد ذرية للنواتج

2: وصونية العدد الكتلي:
- مجموع الأعداد الكتلية للتفاعلات = مجموع أعداد كتلية للنواتج

الاستقرار النووي

نوى مستقرة:
- تقع في حزام الاستقرار
- وتكون ذات أعداد ذرية صغيرة
- $\frac{N}{Z} \approx 1$

نوى غير مستقرة:
- تقع أعلى أو أسفل حزام الاستقرار

- ذات أعداد ذرية كبيرة
- $\frac{N}{Z} > 1$

حيث:
- $N \leftarrow$ النيوترونات
- $Z \leftarrow$ البروتونات (العدد الذري)

نسبة يحدد من خلالها الاستقرار النووي:

نوى واقعة فوق حزام الاستقرار:
- $\frac{N}{Z}$
- ${}^{1}_{0}n \rightarrow {}^{1}_{1}p + {}^{0}_{-1}e$
- جسيم بيتا

نوى واقعة تحت حزام الاستقرار:
- $\frac{N}{Z}$
- ${}^{1}_{1}p \rightarrow {}^{1}_{0}n + {}^{0}_{+1}e$
- جسيم بوزيترون

طاقة الارتباط

$$ \Delta E = \Delta m \cdot c^2 \rightarrow \text{سرعة الضوء } (m.s^{-1}) $$

- ΔE: الطاقة المحررة (J) (−)
- Δm: النقص في الكتلة (kg) (−)

$$ \text{طاقة الارتباط} = -\Delta E $$

* موجبة دوماً

ملاحظة: النقصان في الكتلة يمثل الفرق ما بين كتلة النواة (m_2) وكتلة مكونات النواة وهي حرة (m_1) ويعطى بالعلاقة:

$$ \Delta m = m_2 - m_1 $$

- كتلة مكونات النواة وهي حرة تساوي إلى:

$$ m_1 = (m_{\text{بروتون}} \times \text{عددها}) + (m_{\text{نيوترون}} \times \text{عددها}) $$

عمر النصف

هو الزمن اللازم لتحول عدد نوى نظير مشع إلى نصف ما كانت عليه وتعلق بـ:

العنصر المشع فقط.

$$ t_{1/2} = \frac{t}{n} $$

- $t_{1/2}$: عمر النصف
- t: الزمن الكلي
- n: عدد مرات تكرار عمر النصف (أو عدد الأزمنة النصف)

* ملاحظة: تقصد n في مرحلة السنة السابقة بعد مضي عدد معين من أعمار النصف:

$$ N \xrightarrow{t_{1/2}} \frac{N}{2} \xrightarrow{t_{1/2}} \frac{N}{4} $$

$$ \xrightarrow{t_{1/2}} \frac{N}{8} \xrightarrow{t_{1/2}} \frac{N}{16} $$

$$ \xrightarrow{t_{1/2}} \frac{N}{32} $$

بزاد دوماً من الواحد $n = 1$

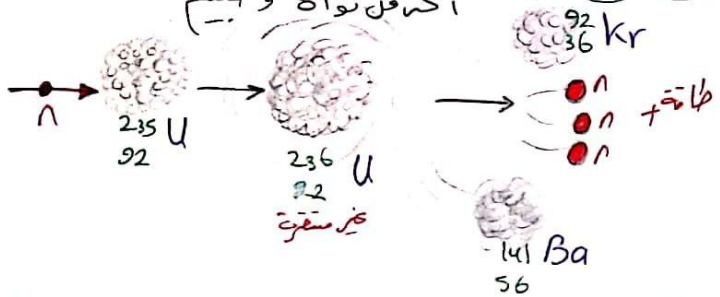
التفاعلات النووية

1. تفاعل الالتقاط:
يحدث عندما تلتقط النواة الفتية التي قذفت بها دون أن تنقسم
- تكون معطاة (الرمز نفسه)
- نواة ثقيلة

في نهاية التفاعل

2. تفاعل التفاعل:
يحدث عندما تتحول النواة المقذوفة إلى جسيم أ + عنصر جديد + طاقة
جسيم آخر ؛؛

3. تفاعل الانشطار النووي:
نواة ثقيلة غالبا تكون (يورانيوم U) ← عملية
آكثر من نواة وجسيم



4. تفاعل الاندماج النووي:
تندمج نواتان خفيفتان (غالبا الهيدروجين H) لتكوين نواة أثقل ؛ ذا كثرة

النواة النووية

نواة غير مستقرة ← نواة آكثر استقرارا .. عملية ← إ

1. التحول من النوع بيتا:
يحدث في النوى التي تقع فوق حزام الاستقرار ..

وفق :
$$^{A}_{Z}X \longrightarrow {}^{A}_{Z+1}Y + {}^{0}_{-1}e + Energy$$

2. التحول من النوع بوزيترون:
يحدث عند النوى التي تقع تحت حزام الاستقرار ...

وفق :
$$^{A}_{Z}X \longrightarrow {}^{A}_{Z-1}Y + {}^{0}_{+1}e + Energy$$

3. الاسر الالكتروني:
نوى تقع تحت حزام الاستقرار وهي تمتلك طاقة كامنة لا طلاق بوزيترون ؛؛
تلتقط النواة الكترونا من السحابة الالكترونية المحيطة بها لترتبط ببروتون ؛؛
- $^{1}_{1}p + {}^{0}_{-1}e \longrightarrow {}^{1}_{0}n$

وفق :
$$^{A}_{Z}X + {}^{0}_{-1}e \longrightarrow {}^{A}_{Z-1}Y + Energy$$
(الكترون)

4. التحول من النوع ألفا:
يحدث في النوى التي يزيد عددها عن 83

وفق :
$$^{A}_{Z}X \longrightarrow {}^{A-4}_{Z-2}Y + {}^{4}_{2}He + Energy$$

سلاسل النشاط الاشعاعي

* يمكن أن تطلق نواة غير مستقرة آكثر من جسيم لتصبح نواة مستقرة وتسمى هذه العملية سلسلة النشاط الاشعاعي

$$^{A}_{Z}X \longrightarrow {}^{A}_{Z}X + X\,{}^{4}_{2}He + Y\,{}^{0}_{-1}e + Energy$$

بحث الغازات

الشروط النظامية
1atm , T = 0°

القوانين :
- بويل .
- شارل .
- جاي لوساك .
- أفوغادرو .

درجة حرارة T
ضغط P
عدد موكان n
حجم V

* ضغط وحجمين ← $P_1V_1 = P_2V_2$ ← قانون بويل .
* حجمين ودرجتي حرارة ← $\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$ ← قانون شارل .
* ضغطين ودرجتي حرارة ← $\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$ ← جاي لوساك .
* حجمين وعدد موكان ← $\frac{V_1}{n_1} = \frac{V_2}{n_2}$ ← أفوغادرو .

انتبه
أفوغادرو ← حجم الغاز في الشروط النظامية
$V = V_{mol} \cdot n$ (L)
$= 22.4 \times n$

قانون الغازات العام :
$P_V = nRT$
* عندي أربع متغيرات أساسية
P, V, T, n
3 منن معلومين الرابعة مجهولة
⇐ فورًا قانون الغازات العام المنقذ

قانون الغازات العام :
"سرعتا انتشار الغازين تتناسب عكسًا مع الجذر التربيعي للكتلة المولية للغاز"
$\frac{v_1}{v_2} = \sqrt{\frac{M_2}{M_1}}$
سرعتا انتشار

قانون كثافة الغاز :
$d = \frac{PM}{RT}$

المزائج الغازية :
$P_t = P_1 + P_2 + P_3 + \dots$
قانون دالتون ..
ضغوط الغازات
* أكثر من غاز بنفس الوعاء مباشرة ← دالتون

$P_t = n_t \frac{RT}{V}$
* نفس الحجم ونفس درجة الحرارة وعطاني عدد موكانات الغازات
((أكثر من غاز بنفس الوعاء))

$P_i = x_i P_t$
* كسر مولي أو نسبة مئوية

التحويلات ... :
احنا كول ؟ ← واحدات غير معاسنة
* الضغط : $atm \xrightarrow{\times 10^5} Pa \xrightarrow{\times 10^3} kpa$
* حجم : $ml \xrightarrow{\times 10^3} L \xrightarrow{\times 10^3} m^3$
* درجة حرارة : $^oc \xrightarrow{+273} k$
* عدد موكانات : mol (مول)
# انتبه قانون الغازات العام : الواحدات حب واحدة : R .

R حيث :
$R = 0.082$ $atm.L^{-1}.mol^{-1}.k^{-1}$
$R = 8.314$ $pa.m^3.mol^{-1}.k^{-1}$

إيجاد عدد المولات :
1 معي كتلة : $n = \frac{m}{M}$
2 حجم ومجم مولي : $n = \frac{V}{V_{mol}}$
3 و $n = \frac{\text{عدد جزيئات}}{\text{عدد أفوغادرو}}$
4 $P_V = nRT$
5 الحسابات الكيميائية ← مسألتك سطرتين ..

التدريب

النظرية الحركية للغازات

1

عدد البنود النظرية الحركية للغازات :

① عشوائية الحركة : تتحرك جزيئات الغاز بحركة عشوائية مستمرة وفق مسارات مستقيمة ضمن الحجم الذي يشغله الغاز .

② يمثل حجم جزيء الغاز مقابل حجم الغاز نتيجة تباعد الجزيئات .

③ تمثل قوى التأثير المتبادل بين الجزيئات

④ تتغير متوسط الطاقة الحركية للجزيئات بمرور الزمن ، وتنتقل الطاقة بين الجزيئات فيما بينها من خلال التصادمات بشرط بقاء درجة الحرارة ثابتة .

⑤ تزداد الطاقة الحركية للجزيئات الغاز بازدياد درجة الحرارة .

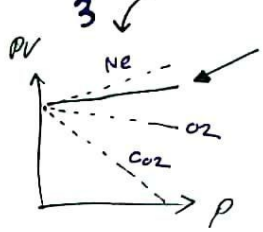
2

ما هي الشروط الواجب توافرها في الغاز ليكون مثالياً ؟

- انعدام قوى التجاذب بين جزيئاته
- حجم جزيئات الغاز مهملة بالنسبة لحجم الوعاء
- التصادمات بين جزيئات الغاز تصادمات مرنة .
- تتحرك جزيئات الغاز بحركة عشوائية .

3

مثالي



أي من الغازات الثلاثة الآتية مثالية وأيها مهم على اعتبار أنه غاز حقيقي ؟

نلاحظ من الشكل السابق أن غاز النيون Ne سلك سلوك غاز مثالي في حين CO2 هو غاز حقيقي

4

علل حجم الغاز سيادي لحجم الوعاء الذي يحويه ؟

نتيجة الحركة العشوائية لجزيئات الغاز تملأ الحيز الذي توجد فيه تقريباً .

سرعة التفاعل الكيميائي

سرعة التفاعل الوسطية "Vavg"

أ. لاستهلاك أو تشكل مادة:

التفاعلات الكيميائية تكون على الشكل:

نواتج ← متفاعلات

* يكون تركيز المتفاعلات أعظمي في البداية
* وتركيز النواتج معدوم!

← من خلال سير التفاعل تتشكل مواد ناتجة أي أن يصبح تركيزها أعظمي

ويعبر عن هذه السرعة بطريقتين:

استهلاك: $V_{avg} = -\frac{\Delta c}{\Delta t}$

تشكل: $V_{avg} = +\frac{\Delta c}{\Delta t}$

ملاحظة: [ ] ← تعبر عن التركيز المولي

حيث كسب من: $c\ mol \cdot L^{-1}$

ب. للتفاعل:

نفس الطريقة التي يجري عنها عن سرعة استهلاك أو تشكل مادة أي دراسة تغير التركيز بمرور الزمن لكن «يجب تقسيم كل مادة على امثالها»

$$mA \rightarrow nB$$

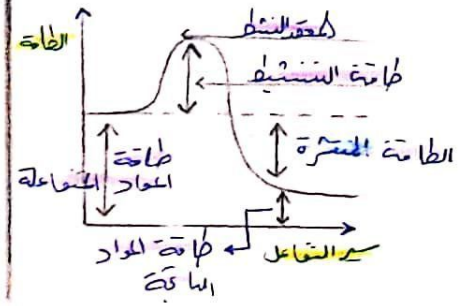
$$V_{avg} = \frac{1}{m}V_{avg(A)} = \frac{1}{n}V_{avg(B)}$$

نتيجة:

← استهلاك أو تشكل مادة: نقسم على امثالها

← للتفاعل: نقسم كامثال

حساب السرعة خلال فاصل زمني = سرعة وسطية



سرعة التفاعل اللحظية "V"

1) حساب السرعة اللحظية بيانياً:

والتي تمثل قيمة ((ميل المماس المرسوم عند لحظة محددة)) لمنحنى تغيرات التركيز بدلالة الزمن

ويتم حساب الميل من العلاقة:

$$m = \frac{\Delta y}{\Delta x} = \frac{y_2 - y_1}{x_2 - x_1}$$

2) حساب السرعة اللحظية رياضياً:

أ. تفاعلات آولية:

- تحدث في مرحلة واحدة
- تتوافق فيها عبارة السرعة اللحظية مع معادلة التفاعل
- تعين عند درجة حرارة ثابتة وفق:

نواتج ← $mA + nB$ (g) (g) — انتبه! وأو aq مصراً!

- تتناسب سرعة التفاعل اللحظية طرداً مع جداء تركيز المواد المتفاعلة

((مرفوع كل منها لأس يساوي العدد المثالي الخاص بالمادة))

تحول التناسب إلى مساواة بضرب K (ثابت سرعة التفاعل):

$$V = K[A]^m \cdot [B]^n$$

mol.L⁻¹ ← انتبه! ليس لها واحدة

- رتبة التفاعل ← $(m+n)$

ب. تفاعلات غير آولية:

- تحدث في عدة مراحل
- لا تتوافق فيها عبارة سرعة اللحظية مع معادلة التفاعل
- تعطى عبارة السرعة للمرحلة الأبطأ.
- لتحديد مرتبة لدينا طريقتين:

1) من مراحل سير التفاعل: أي المرحلة الأبطأ.

2) من علاقة التركيز بسرعة التفاعل: في هذه الحالة يعطى جدول أو مخطط بياني يوضح العلاقة بين تغير سرعة التفاعل لدى تغير التركيز

حساب السرعة خلال دقيقة بعينها = سرعة لحظية

انتبه: لم يحدد نوع التفاعل ← غير آولي

مسائل وتطبيقات

تفاعلات آولية

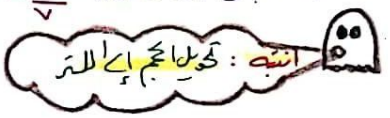
الحالة (1) تعطى تراكيز المواد المتفاعلة.

في هذه الحالة نعوض مباشرة.

الحالة (2) تعطى عدد المولات n وحجم المحلول V

في هذه الحالة نحسب تراكيز المواد المتفاعلة

قبل البدء بالحل من القانون: $C = \frac{n}{V}$



الحالة (3) في مسائل الحرق (التي يعطى فيها حجمين)

1. الحجم الكلي: $V = V_1 + V_2$
2. التراكيز الحديثة

- يعطى تركيز: $C' = \frac{C \cdot V}{V'}$
- يعطى عدد مولات: $C' = \frac{n}{V'}$

الحالة (4) يطلب حساب السرعة دون أن تعطى تراكيز المواد المتفاعلة

بشكل عريض: في هذه الحالة نلجأ لقبل التراكيز:

- المعادلة.
- التراكيز ابتدائية
- التغير في التركيز
- التراكيز بعد التفاعل

طلب: احسب تركيز المواد المتفاعلة والناتجة عند توقف التفاعل:

$2A + B \longrightarrow C$

1) نشكل الجدول
2) نقول انه عند توقف التفاعل: $v = k[A]^2[B] = 0$

نعلم أن $k \neq 0$ وبالتالي

- إما $[A] = 0$؛ نوجد x ونعوضها في B. ← الجواب سالب X مرفوض
- أو $[B] = 0$؛ نوجد x ونعوضها في B: ← الجواب سالب X مرفوض

← الجواب عادلان ✓ مقبول

← الجواب عادلان ✓ مقبول

من أي حالة المقبول حسب [ ]

تفاعلات ذات مرتبة صفر

تعريف: سرعة التفاعل الكيميائي هي التغير في تركيز أحد المتفاعلات أو النواتج في وحدة الزمن.

تمرين للتوضيح: ليكن لدينا التفاعل الآولي: $A + B \longrightarrow$ نواتج

بين حسابياً كيف تتغير السرعة لدى مضاعفة تركيز A.

$v = k[A][B]$

$v' = k \cdot (2[A])[B]$

$= 2k[A][B]$

$\Rightarrow v' = 2v$

السرعة ازدادت مرتين.

ملاحظة: اذا طلب السرعة عند مضاعفة الحجم

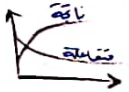
اذا تضاعف الحجم ينقص التركيز الى النصف

التوازن الكيميائي

أنواع التفاعلات الكيميائية:

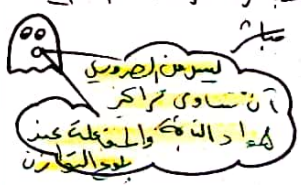
* تفاعلات تامة:
تحدث في اتجاه واحد (→)
وهي تستهلك المواد الناتجة أن تتفاعل مع بعضها في الشروط ذاتها لتكون مواد متفاعلة
* أي ينتهي التفاعل بانتهاء المواد المتفاعلة .

* تفاعلات عكوسة:
تحدث في اتجاهين (⇌)
حيث أن المواد المتفاعلة لا تستهلك كلية ← لأن المواد الناتجة تتفاعل هي بعيها لتعطي المواد المتفاعلة في الشروط ذاتها



عند التوازن ...

- تتبث تراكيز المواد المتفاعلة والناتجة
- تتساوى سرعة الاتجاه المباشر وسرعة الاتجاه العكسي



ثابت التوازن الكيميائي

عبارة ثابت التوازن للتفاعل الذي يتكون من مرحلة واحدة:

$$mA + nB \rightleftharpoons pC + qD$$

التنبيه: التفاعل المباشر والعكسي مراحل (يقدر أحدهما أن يحدث)

$$K_c = \frac{[C]^p\,[D]^q}{[A]^m\,[B]^n}$$

ثابت التوازن بدلالة التراكيز = جداء تراكيز النواتج / جداء تراكيز المتفاعلات

و q و q فقط

عبارة ثابت التوازن بدلالة الضغوط الجزئية للتفاعل تكون على الشكل:

$$K_p = \frac{P_{(C)}^{p}\,P_{(D)}^{q}}{P_{(A)}^{m}\,P_{(B)}^{n}}$$

ثابت التوازن بدلالة الضغوط = جداء ضغوط النواتج / جداء ضغوط المتفاعلات

K_p و K_c مقداران ليس لهما واحدة - وقد تتغير قيمتهما ← إذا تغيرت درجة الحرارة

العلاقة بين K_p و K_c

$$K_p = K_c (RT)^{\Delta n}$$

- الفرق بين عدد المولات الغازية الناتجة $\Delta n = n_2 - n_1$
- n_2: عدد مولات غازية ناتجة
- n_1: عدد مولات غازية متفاعلة.

تبين قيمة ثابت التوازن لتفاعل ما: مدى تحول المواد المتفاعلة إلى نواتج.

- $K_c \gg 1$ ← النواتج > المتفاعلات (اتجاه مباشر)
- $K_c \ll 1$ ← نواتج < تفاعلات (اتجاه عكسي)

حاصل التفاعل Q: (نفس عبارة K_c)

- $Q < K_c$ ← تفاعل غير متوازن ويسير باتجاه المباشر
- $Q = K_c$ ← حالة توازن
- $Q > K_c$ ← تفاعل غير متوازن ويسير باتجاه الغير مباشر (العكسي)

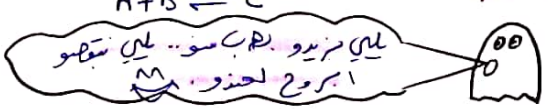
.. العوامل المؤثرة في حالة التوازن ..

تغير التراكيز:

- ↑ نواتج ← مباشر ← متفاعلات ↓
- ↓ نواتج ← غير مباشر ← متفاعلات ↑

الخلاصة:

$A + B \rightleftharpoons C$



تغير الضغط

- زيادة ضغط (نقصان حجم) ← يزيح التفاعل باتجاه عدد المولات الغازية الأقل ← خلل التوازن
- خفض الضغط (زيادة حجم) ← يزيح التفاعل باتجاه عدد المولات الغازية الأكبر ← خلل التوازن

تغير درجة الحرارة:

- ماص للحرارة ← $\Delta H > 0$ ← نواتج ← متفاعلات (ماص ← مباشر)
- ناشر للحرارة ← $\Delta H < 0$ ← نواتج ← متفاعلات (ناشر ← ماص)

- زيادة درجة حرارة ← اتجاه ماص للحرارة
- خفض درجة حرارة ← اتجاه ناشر للحرارة.

إضافة حفاز:

عند إضافة حفاز لتفاعل متوازن تزداد سرعة التفاعل المباشر والعكسي بنفس المقدار أي أنه: تزداد سرعة الاتجاه الغير مباشر أي أنه يسرع الوصول إلى حالة التوازن ولا يؤثر على قيمة ثابت التوازن.

حساب قيمة ثابت التوازن من خلال المعادلات:

* ضرب معادلة التفاعل برقم ما مثلاً n فإن قيمة ثابت التوازن يرفع إلى أس يساوي ذلك الرقم (المعامل):

$$K_{c_1} \xrightarrow{\times n} (K_c)^n = K_{c_2}$$

* عكس التفاعل فإن قيمة ثابت التوازن الجديد يساوي مقلوب قيمة ثابت التوازن الأصلي (الأول):

$$K_{c_1} \longrightarrow \frac{1}{K_{c_1}} = K_{c_2}$$

* جمع تفاعلين تكون قيمة ثابت التوازن للتفاعل الجديد تساوي جداء قيم ثوابت التوازن لكل من التفاعلين:

$$K_{c_1}, K_{c_2} \longrightarrow K_{c_1} \times K_{c_2} = K_c$$

«وإذا عمري سعى مشابة قل السلم وعد السلم لتجد عمرك ج بجن»

ملاحظات هامة ...

★ حساب كتلة مذاب في محلول:

$n = \frac{m}{M}$ → كتلة (g)

M ← كتلة مولية ($g.mol^{-1}$)

★ تركيز مولي كتلة عن حجمها:

$n = C.V$

★ تأثير التركيز المولي:

$C_{mol} = \frac{n}{V}$ ($mol.l^{-1}$)

★ تأثير التركيز الجزيئي:

$C_{gl} = \frac{m}{V}$ ($g.l^{-1}$)

علاقة:

$C_{gl} = C_{mol} \cdot M$ ← كتلة مولية المركب

★ تأثير التمديد:

$n_{\text{قبل التمديد}} = n_{\text{بعد التمديد}}$

$C.V = C'.V'$

$V + V'' = V'$

- V: حجم قبل التمديد
- V'': حجم الماء المضاف
- V': حجم بعد التمديد

الحموض القوية

- حمض كلور الهيدروجين: HCl .. احادي الوظيفة
- حمض الآزوت: HNO_3 .. احادي الوظيفة
- حمض الكبريت: H_2SO_4 .. ثنائي الوظيفة

الحموض الضعيفة

- حمض الخل: CH_3COOH .. احادي الوظيفة
- حمض الفحل: $HCOOH$ .. احادي
- حمض سيانيد الهيدروجين: HCN .. احادي
- فلور الهيدروجين (حمض): HF .. احادي
- حمض كربون: H_2CO_3 .. ثنائي

الأسس القوية

- هيدروكسيد الصوديوم: $NaOH$
- هيدروكسيد البوتاسيوم: KOH
- هيدروكسيد الكالسيوم: $Ca(OH)_2$ .. ثنائي الوظيفة

الأسس الضعيفة

- هيدروكسيد الآمونيوم: NH_4OH ← النشادر NH_3
- هيدروكسيد المغنزيوم: $Mg(OH)_2$ .. ثنائي الوظيفة

الحموض والأسس

نظريات في الحموض والأسس

نظرية أرينيوس

الحمض : يحرر أيون هيدروجين (H^+) أو أكثر عند انحلاله في الماء وفق :

$HA \rightarrow H^+ + A^-$

الأساس : يحرر أيون الهيدروكسيد OH^- أو أكثر عند انحلاله في الماء وفق :

$BOH \rightarrow B^+ + OH^-$

نظرية لوري - برونشتد

الحمض : يمنح بروتون (H^+) أو أكثر أي مادة أخرى تتفاعل معه.

الأساس : يستقبل بروتون أو أكثر من مادة أخرى تتفاعل معه.

ملاحظة :

1. في كتابة معادلة تفكك الحموض والأسس :
   - الذي يكتسب H^+ يضع شحنة (−)
   - الذي يعطي H^+ يضع شحنة (+)
2. الأزواج المترافقة (أساس / حمض)

حمض $\xrightarrow{-H^+}$ أساس مرافق

أساس $\xrightarrow{+H^+}$ حمض مرافق

نظرية لويس

3 مفاهيم للحموض والأسس من وجهة نظر الإلكترونية.

الحمض : مادة قادرة على استقبال زوج أو أكثر من الإلكترونات من مادة أخرى تتفاعل معه.

الأساس : مادة قادرة على منح زوج أو أكثر من الإلكترونات من مادة تتفاعل معه.

ملاحظة :

لتحديد الحمض والأساس في المعادلة :

* مادة أيوناتها موجبة مركبات قوي عنصر البور ← حمض ...
* مركبات تحوي نتروجين أو أكسجين ← أساس ...

هام تقييم مسائل

معادلة التأين

الحمض ← يفتح محلول الماء دائماً وفق :

$HA + H_2O \rightarrow A^- + H_3O^+$

الأساس :

يعطي OH^- يفتح الماء وفق :

$BOH \rightarrow B^+ + OH^-$

يعطي OH^- يفتح الماء وفق :

$B + H_2O \rightarrow BH^+ + OH^-$

معادلة التأين لكل من ...

الحمض :

$HA + H_2O \rightarrow A^- + H_3O^+$

حمض$_1$ أساس$_2$ أساس$_1$ حمض$_2$

الأساس :

$B + H_2O \rightarrow BH^+ + OH^-$

أساس$_1$ حمض$_2$ حمض$_1$ أساس$_2$

الماء :

$H_2O + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + OH^-$

حمض$_1$ أساس$_2$ حمض$_2$ أساس$_1$

(1) (2) (2) (1)

قوانين الحموض ...

درجة تأين الحمض :

$\alpha = \frac{[H_3O^+]}{Ca}$

نسبة مئوية : $\alpha\% = \alpha \times 100\%$

حساب pH من العلاقة :

$pH = -\log [H_3O^+]$

$\Rightarrow [H_3O^+] = 10^{-pH}$

الحموض قوية :

- ثنائية الوظيفة : $[H_3O^+] = 2Ca$
- أحادية الوظيفة : $[H_3O^+] = Ca$

الحموض ضعيفة :

$[H_3O^+] = \sqrt{Ka \cdot Ca}$

$[H_3O^+] \cdot [OH^-] = 10^{-14}$

قوانين الأسس ...

قوة الأساس بدلالة α :

$\alpha = \frac{[OH^-]}{Cb}$

حساب pOH من العلاقة :

$pOH = -\log [OH^-]$

$[OH^-] = 10^{-pOH}$

ترتيب الحموض والأسس حسب تزايد pH الحلول وفق :

حمض قوي < حمض ضعيف < أساس ضعيف < أساس قوي

(الأكبر pH)

أسس قوية : $[OH^-] = Cb$

أسس ضعيفة : $[OH^-] = \sqrt{Kb \cdot Cb}$

$pH + pOH = 14$

So important

ملاحظات هامة جداً ...

كلما ازدادت Ka يكون :

حمض	pH	$[OH^-]$	$[H_3O^+]$	pK_a
أقوى ✓	أصغر ✗	أصغر ✗	أكبر ✓	أصغر ✗

كلما قلت Ka يكون :

أساس	pH	$[OH^-]$	$[H_3O^+]$	pK_a
أقوى ✓	أكبر ✓	أكبر ✓	أصغر ✗	أكبر ✓

* دائماً الفرق بين الحمض وأساسه المرافق أو حمض وأساسه المرافق بروتون واحد فقط.
* العلاقة بين قوة الحمض وقوة أساسه المرافق علاقة عكسية.
* قوة الأساس وقوة حمضه المرافق علاقة عكسية.

الأملاح الذوابة

note

!!!

تكملة

أملاح ذوابة

مقبة ذوبانيتها أكبر من $0.1 mol/l$ عند الدرجة $25°C$

قوي: ← صوديوم ← الكلورية ← أملاح ذوابة إلا Ag Cl و Pb Cl₂

بوتاسيوم

أمونيوم ← نترات وغلات

خلات

أما هيدرة الملح:

يعني انحلال تأين الملح في الماء وعبارة أملاح ذوابة لذلك تعد تامة التأين (→)

حلمأة الملح:

تعني تفاعل أيون الملح الناتج من حمض قوي أو أساس ضعيف أو كليهما مع الماء وهو تفاعل محكوس (⇌) ينتج عنه الحمض أو الأساس الضعيف وغالباً يرافقه تغير في قيمة pH المحلول.

1. الملح الناتج من تفاعل

< حمض قوي وأساس قوي >

تكون فاه ذوابة وتأين الناتجة حيادية لا تتفاعل مع الماء (لا تحلمه)

2. الملح الناتج من تفاعل

< حمض قوي وأساس ضعيف >

• يتحلمه الأيون الناتج عن الأساس الضعيف ويكون الوسط الناتج حمضياً أي تكون قيمة $PH < 7$

• العلاقة التي تربط بين ثابت الحلمأة وثابت تأين الأساس الضعيف

$$« Kh.Kb = Kw »$$

3. الملح الناتج عن تفاعل

< حمض ضعيف وأساس قوي >

• يتحلمه الأيون الناتج عن الحمض الضعيف ويكون الوسط الناتج أساسياً أي تكون قيمة $PH > 7$

• العلاقة التي تربط بين ثابت الحلمأة وثابت تأين الحمض الضعيف

$$« Kh.Ka = Kw »$$

4. الملح الناتج عن تفاعل

< حمض ضعيف وأساس ضعيف >

• يتحلمه الأيون الناتج عن الحمض الضعيف والأساس الضعيف مع الماء.

• ثابت حلمأة الماء يعطى بالعلاقة:

$$« Kh.Ka.Kb = Kw »$$

• تتوقف قيمة pH المحلول على قوة كل من الحمض والأساس الناتجين عن حلمأة:

بما أن: $Ka > Kb$

$[H_3O^+] > [OH^-] \Rightarrow PH < 7$ وسط حمضي

$Ka < Kb$

$[H_3O^+] < [OH^-] \Rightarrow PH > 7$ وسط أساسي

$Ka = Kb$

$[H_3O^+] = [OH^-] \Rightarrow PH = 7$ وسط متعادل.

ضبط الوسائل

1. pH

2. K_a و K_b

$[H_3O^+]$ و $[OH^-]$ ← معطى → K_a و K_b

x ← k ← K_b أو K_a

kh ← x ← $[OH^-]$ $[H_3O^+]$

قد يرد طلب إضافة مادة

الكواشف: • نكتب معادلة تأين المادة المضافة

• نضع أسفل معها تركيزها

• نكتب معادلة السلفين الموجودة في المادة.

طريقة بسيطة

في مسائل الحموض والأسس والأملاح

X تحلل بالحمض والقاعدة

CamScanner الممسوحة ضوئيا بـ

الأملاح قليلة الذوبان

ملاحظة !
عندما يطلب اختبار أحد أيونات الراسب ملح يضيف حادث قوي أحد أيونات الملح

أي سيتي يحوي Pb و Cl يكون ذوابة

اوليس حفظ تركيز مادة ← غليها تفاعل مع شيء ثاني

في الأملاح قليلة الذوبان يكون التوازن غير متجانس بين الطور الصلب (الملح المستقر) و الطور الذائب (أيونات الملح) ويتم التعبير عن التوازن بـ
« معادلة التوازن غير المتجانس »
ويدرس بواسطة ثابت توازن يسمى بـ ثابت جداء الذوبان (ثابت جداء ك خلال K_{sp})

← وهو عبارة عن جداء تراكيز أيونات الملح قليل الذوبان مرفوعة كل منها لأس يساوي أمثالها التفاعلية في المحلول المشبع : مثلاً

محلول مشبع

$AgCl \rightleftharpoons Ag^+ + Cl^-$

$K_{sp} = [Ag^+] \cdot [Cl^-]$

عندما تذاب كمية من ملح في الماء، يمكن أن نميز ثلاث حالات :

1. محلول غير مشبع
← يمكن إذابة كمية إضافية من الملح فيه

2. محلول مشبع = ذوبانية
← يحوي كمية عظمى من الملح التي يمكن إذابتها

3. محلول فوق مشبع
← يحوي كمية فائضة عن الكمية التي يمكن إذابتها لذلك « يشكل راسب »

* ذوبانية الملح : تركيز الملح في محلوله المشبع ـ رمزها : (S) لها نوعان

ذوبانية كتلية $g \cdot L^{-1}$

ذوبانية مولية $mol \cdot L^{-1}$

$S(g \cdot L^{-1}) = S(mol \cdot L^{-1}) \cdot M$

* لمعرفة فيما إذا كان سيشكل راسب أم لا :
نميز :

- $Q > K_{sp}$: محلول فوق مشبع (سيشكل راسب)
- $Q = K_{sp}$: محلول مشبع
- $Q < K_{sp}$: محلول غير مشبع

حيث Q :
← عمل جداء تراكيز أيونات الملح قليل الذوبان مرفوعة كل منها لأس يساوي أمثالها التفاعلية

خلط محلولين

نمط (1)

يعطى K_{sp} ويطلب S أو العكس

يمكن ربطه بـ K_{sp} و S ... Small ...

الخطوات :
1. نكتب معادلة التوازن غير المتجانس
2. نضع أسفل منها كـ
3. نكتب عبارة K_{sp} ونعوض

نمط (2)

بين حسابياً هل سيشكل راسب أم لا ...

نمارس سابقاً

المعايرة الحمضية

مؤشرات معايرة (حمض/أساس)

- هي عبارة عن ثنائيات حمض/أساس عضوية ضعيفة معقدة التركيب (تتغير لونها حسب pH الوسط الذي تتواجد فيه)
- تستخدم في المعايرات الحمضية للدلالة على "نقطة التكافؤ" (نقطة انتهاء المعايرة)

من أسماء أهم المؤشرات المستعملة: (بالزرقاء)

أحمر الحلتل	أزرق برومو تيمول	فينول فتالين
- لونه: أصفر عند قيم pH أعلى من مجاله	- لونه: أزرق عند قيم أعلى من مجاله	- لونه: بنفسجي عند قيم أعلى من مجاله
8.2 - 10	6.7 - 7.6	4.2 - 6.2
- أكل من مجاله (أحمر)	- أكل من مجاله (أصفر)	- عديم اللون

ملاحظات

أنواع المعايرات

حمض قوي مع أساس قوي	حمض قوي مع أساس ضعيف	حمض ضعيف مع أساس قوي
$PH=7$ ←	$PH<7$ ←	$PH>7$ ←
(أزرق برومو تيمول)	(أحمر الميثيل)	(الفينول فتالين)

* لحل المسائل:

1. نكتب معادلة التفاعل الحاصل (ماء + ملح ← حمض + قاعدة)
2. نكتب المعادلة الأيونية (البسيطة) ← نكتب بدلاً من الحمض المعطى H_3O^+ ونكتب بدلاً من الأساس المعطى OH^-
   - أما الحمض والأساس المضعفة ← نبقيها كما هي.
3. عند نقطة نهاية المعايرة يكون: عدد الظوابط الحمضية × حمض = عدد الظوابط الأساسية × أساس
4. طريقة حساب الـ pH بعد نهاية المعايرة تتم (في 03) من أيونات الملح الناتج:
   - ← تتعلق ← أيونات سالبة تأخذ H^+ تسلك سلوك أساس ضعيف تكون الوسط أساسي
   - أيونات موجبة تعطي H^+ تسلك سلوك حمض ضعيف تكون الوسط حمضي
   - ← صادفت الأيونات المتعلقة ← وسط معتدل
5. كتلة مادة في محلول (معلوم الحجم والتركيز) ← $m = C \cdot V \cdot M$

6 عندما يطلب كتلة أو عدد دقائق أو تركيز ملح ناتج

1. نكتب التفاعل الحاصل معادلة موزونة
2. نوجد عدد دقائق الملح الناتج بمراعاة المعاملين

- 1 الكتلة ← $m = n \cdot M$
- ب التركيز ← $C = \frac{n}{V}$ ← مجموع مجتمعين

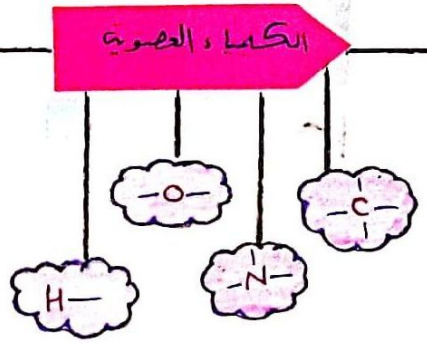
منحنيات المعايرة

- معايرة حمض بأساس (حمض متناقص): PH ↓ مع V
- معايرة حمض بأساس (منحنى متزايد): PH ↑ مع V

نقاط التكافؤ على منحنيات المعايرة

حمض قوي مع أساس قوي	حمض قوي مع أساس ضعيف	حمض ضعيف مع أساس قوي
نقطة تكافؤ	نقطة تكافؤ	نقطة تكافؤ
$PH=7$	$PH<7$	$PH>7$

الكحول والعضوية



1. الأغوال

صيغته: $R-OH$

زمرته الوظيفية: $-OH$

اللاحقة: ول

مثال: $CH_3-\overset{CH_3}{\underset{2}{CH}}-\overset{1}{CH_2}-OH$

"2 ميثيل بروبان 1 ول"

2. الألدهيدات

صيغته: $R-\overset{O}{\overset{\|}{C}}-H$

زمرته الوظيفية: $-\overset{O}{\overset{\|}{C}}-H$

اللاحقة: ال

مثال: $CH_3-\overset{CH_3}{\underset{2}{CH}}-\overset{O}{\overset{\|}{\underset{1}{C}}}-H$

"2 ميثيل بروبانال"

ميثانال: $H-\overset{O}{\overset{\|}{C}}-H$ صيغته الهيكلية (نقط)

3. الكيتونات

صيغته: $R-\overset{O}{\overset{\|}{C}}-R'$

زمرتها الوظيفية: $-\overset{O}{\overset{\|}{C}}-$

((أملشي)) 3 كربونات ((بيانية ← بروبانون))

اللاحقة: ون

مثال: $CH_3-\overset{O}{\overset{\|}{\underset{2}{C}}}-CH_3$

"بروبان-2-ون"

4. الحوض الكربكسيلية

صيغته: $R-\overset{O}{\overset{\|}{C}}-H$

زمرتها الوظيفية: $-\overset{O}{\overset{\|}{C}}-H$

اللاحقة: وئيك

مثال: $CH_3-\overset{CH_3}{\underset{2}{CH}}-\overset{O}{\overset{\|}{\underset{1}{C}}}-H$

"حمض 2-ميثيل بروبانوئيك"

5. الأسترات

صيغته: $R-\overset{O}{\overset{\|}{C}}-O-R$ (R: CH_3، CH_2-CH_3، $CH_2-CH_2-CH_3$)

زمرته الوظيفية: $-\overset{O}{\overset{\|}{C}}-O-$

اللاحقة: وات

مثال: $CH_3-\overset{Cl}{\underset{2}{CH}}-\overset{O}{\overset{\|}{\underset{1}{C}}}-O-CH_3$

"2 كلورو بروبانوات الميثيل"

6. الأميدات

N تعامل معاملة الرقم

صيغته: $R-\overset{O}{\overset{\|}{C}}-NH_2$

زمرته: $-\overset{O}{\overset{\|}{C}}-NH_2$

اللاحقة:

مثال: $CH_3-\overset{CH_3}{\underset{2}{CH}}-\overset{O}{\overset{\|}{\underset{1}{C}}}-NH_2$

"2 ميثيل بروبان 1 اميد"

7. الأمينات

صيغته: $R-NH_2$

زمرته: $-NH_2$

اللاحقة: أمين

مثال: $CH_3-\overset{2}{CH_2}-\overset{1}{CH_2}-NH-CH_3$

"N ميثيل بروبان 1 أمين"

* الهالوكانات

مركبات هيدروكربونية ...

جميع روابطها احادية C-C

وتمتنع جميع هذه المركبات باللاحقة (ان): ايثان، 2 ميثان، 3 بروبان، 4 بيوتان، 5 بنتان، 6 هكسان

* الجذور الألكيلية R

$-CH_3$ ← ميثيل

$-C_2H_5$ ← ايثيل

CH_3-CH_2-

$CH_3-CH_2-CH_2-$ ← نظامي بروبيل

ملاحظة:

احياناً يكون لدينا هالوجين كمزيج بدلاً من الجذر الألكيلي R

أهم الهالوجينات: Cl كلورو، Br برومو، I يودو

مرتبة بالترتيب الأبجدي

الأغوال

أولي — ثانوي — ثالثي

$$HO-\underset{H}{\overset{H}{C}}-R_1 \qquad HO-\underset{R_2}{\overset{H}{C}}-R_1 \qquad HO-\underset{R_3}{\overset{R_2}{C}}-R_1$$

1 التحضير الصناعي لبعض الأغوال :

* التحضير الصناعي للميثانول :

2 مع المعادن :

المعدن ← H_2

- تتفاعل الأغوال مع المعادن النشطة كصوديوم وبوتاسيوم ..

وفق :

$$R-\underset{\text{حمض}}{OH} + Na \longrightarrow R-ONa + \frac{1}{2}H_2$$

* التحضير الصناعي للإيثانول :

- ينقسم قسمين

1. هدرجة الألكينات :

ملاحظة : (هدرجة) رابطة ثنائية تتحول لأحادية

H (ذرة هيدروجين)

OH (مجموعة هيدروكسيل)

مثال للتوضيح : هدرجة البروبين (1) لتكوين البروبان (2) بوجود حفز الكربون النقي وفق :

$$CH_3-\underset{OH}{CH}=CH_2 + H_2O \longrightarrow CH_3-CH(OH)-CH_3$$

بروبين — بروبان-2-ول

2. تخمر الكربوهيدرات :

3 خطط عام وهااااام

- غول أولي + $[O]$ ← حمض كربوكسيلي + تتابعة $\cdots 2[O]$
- غول ثانوي + $[O]$ ← كيتون
- غول ثالثي + X ← متأكسد

4 الأسترة :

ماء + أستر ← حمض + غول

- تتفاعل الأغوال مع الحموض الكربوكسيلية وينتج عنه أستر

وفق :

$$R-\overset{O}{\overset{\|}{C}}-OH + R'-OH \longrightarrow R-\overset{O}{\overset{\|}{C}}-O-R' + H_2O$$

"استر"

5 البلمهة :

البلمهة ← بلا ماء .

انتزاع الماء من الغول بوجود حمض كبريتي

1. البلمهة داخل الجزيء : الإيثانول ← إيثين + H_2O

عند OH باخذ H من الأكسجيني

انتبه ! عكس الحمض ..

مثلاً تفاعل البلمهة للإيثانول وفق :

$$CH_3-CH_2-\overset{H}{\overset{|}{O}} \xrightarrow[\Delta]{H_2SO_4} CH_2=CH_2 + H_2O$$

2. البلمهة ما بين جزيئين :

إيتر ← جزيئين + H_2O

تركيب جزيئين ماء من جزيئي غول بوجود حمض الكبريت وفق :

$$R-\boxed{OH} + R-\boxed{OH} \xrightarrow[\Delta]{H_2SO_4} R-O-R + H_2O$$

"إيتر"

الأكسدة الكاملة :

- غول أولي : تتأكسد أكسدة تامة لتعطي حمض كربوكسيلي

وفق :

$$R-CH_2-CH + 2[O] \longrightarrow R-\overset{O}{\overset{\|}{C}}-OH + H_2O$$

- غول ثانوي : تتأكسد لتعطي كيتون وفق :

$$R-\overset{H}{\overset{|}{C}}H-R' + [O] \longrightarrow R-\overset{O}{\overset{\|}{C}}-R' + H_2O$$

الأكسدة الوساطية (نزع هيدروجين) :

- غول أولي : تتأكسد إلى ألدهيد بإمرار Cu مسخن بدرجة $300^\circ C$

وفق :

$$R-CH_2-CH \xrightarrow[300^\circ C]{Cu} R-\overset{O}{\overset{\|}{C}}-H + H_2$$

ألدهيد + H_2

- غول ثانوي : تتأكسد لكيتون بإمرار Cu مسخن بدرجة $300^\circ C$

وفق :

$$R-\overset{H}{\overset{|}{C}}H-R' \xrightarrow[300^\circ C]{Cu} R-\overset{O}{\overset{\|}{C}}-R' + H_2$$

..الألدهيدات والكيتونات..

التحضير الصناعي للألدهيدات والكيتونات

* التحضير الصناعي للألدهيد: أكسدة الكحول الأولي الموافق له بوساطة Cu عند $300°C$

كما سابقاً:

$$R-CH_2-OH \xrightarrow[300°C]{Cu} R-\overset{O}{\overset{\|}{C}}-H + H_2$$

ارجاع الحموض الكربوكسيلية بالهيدروجين بوجود البلاديوم:

الحمض $\xrightarrow{[O]}$ كحول أولي $\xleftarrow{2H}$ الألدهيد

ارجاع محض كربوكسيلي بالهيدروجين وفق:

$$R-\overset{O}{\overset{\|}{C}}-OH + 2H \xrightarrow{Pd} R-\overset{O}{\overset{\|}{C}}-H + H_2O$$

التحضير الصناعي للكيتونات:

كما سابقاً:

كحول ثانوي يطهى عند افراز غازه على سخونة النحاس المسخن لدرجة $300°C$ ليتوه مراعين وفق:

$$R-\overset{OH}{\overset{|}{CH}}-R' \xrightarrow[300°C]{Cu} R-\overset{O}{\overset{\|}{C}}-R' + H_2$$

الخواص الكيميائية للألدهيدات والكيتونات: «تفاعل الأكسدة»

♥ التفاعل مع كاشف تولن:

ألدهيد + أيونات الفضة وسط قلوي ← أيون الكربوكسيلات الموافق وفضة متشكل الوقت سه وفق:

$$R-\overset{O}{\overset{\|}{C}}-H + 2Ag^+ + 3OH^- \xrightarrow{\text{وسط قلوي}} R-\overset{O}{\overset{\|}{C}}-O^- + 2Ag + 2H_2O$$

ما لازم ننسى انو تولن عرفا 23

♥ التفاعل مع كاشف فهلنغ:

ألدهيد + أيونات النحاس II وسط قلوي ← أيون الكربوكسيلات الموافق + أكسيد النحاس I (أكسيد النحاسي)

وفق:

$$R-\overset{O}{\overset{\|}{C}}-H + 2Cu^{+2} + 5OH^- \xrightarrow{\text{وسط قلوي}} R-\overset{O}{\overset{\|}{C}}-O^- + Cu_2O + 3H_2O$$

ما لازم ننسى انو فهلنغ عمرو 25

تفاعلات الأكسدة:

ضم سيانيد الهيدروجين

مركز الكربونيل

يتم وفق:

$$R-\overset{O}{\overset{\|}{C}}-R' + HCN \longrightarrow R-\overset{OH}{\overset{|}{C}}-R'$$
$$\qquad\qquad\qquad\qquad\qquad\quad CN$$

تفاعلات الإرجاع

الإرجاع بواسطة هيدريد الليثيوم والألمنيوم وهيدريد البلاديوم كحفاز:

الألدهيد $\xrightarrow{[O]}$ كحول أولي $\xleftarrow{2H}$ كيتون $\xrightarrow{[O]}$ كحول ثانوي $\xleftarrow{2H}$

ارجاع الألدهيد وفق:

$$R-\overset{O}{\overset{\|}{C}}-H + 2H \xrightarrow{Pd} R-CH_2-OH$$

كحول أولي

ارجاع الكيتون وفق:

$$R-\overset{O}{\overset{\|}{C}}-R' + 2H \xrightarrow{Pd} R-\overset{OH}{\overset{|}{CH}}-R'$$

كحول ثانوي

التفاعل مع الهالوجينات

قاعدة:

الهالوجين H ← هالوجين - الهالوجينات

Cl_2 ← 3

Br_2 ← 3

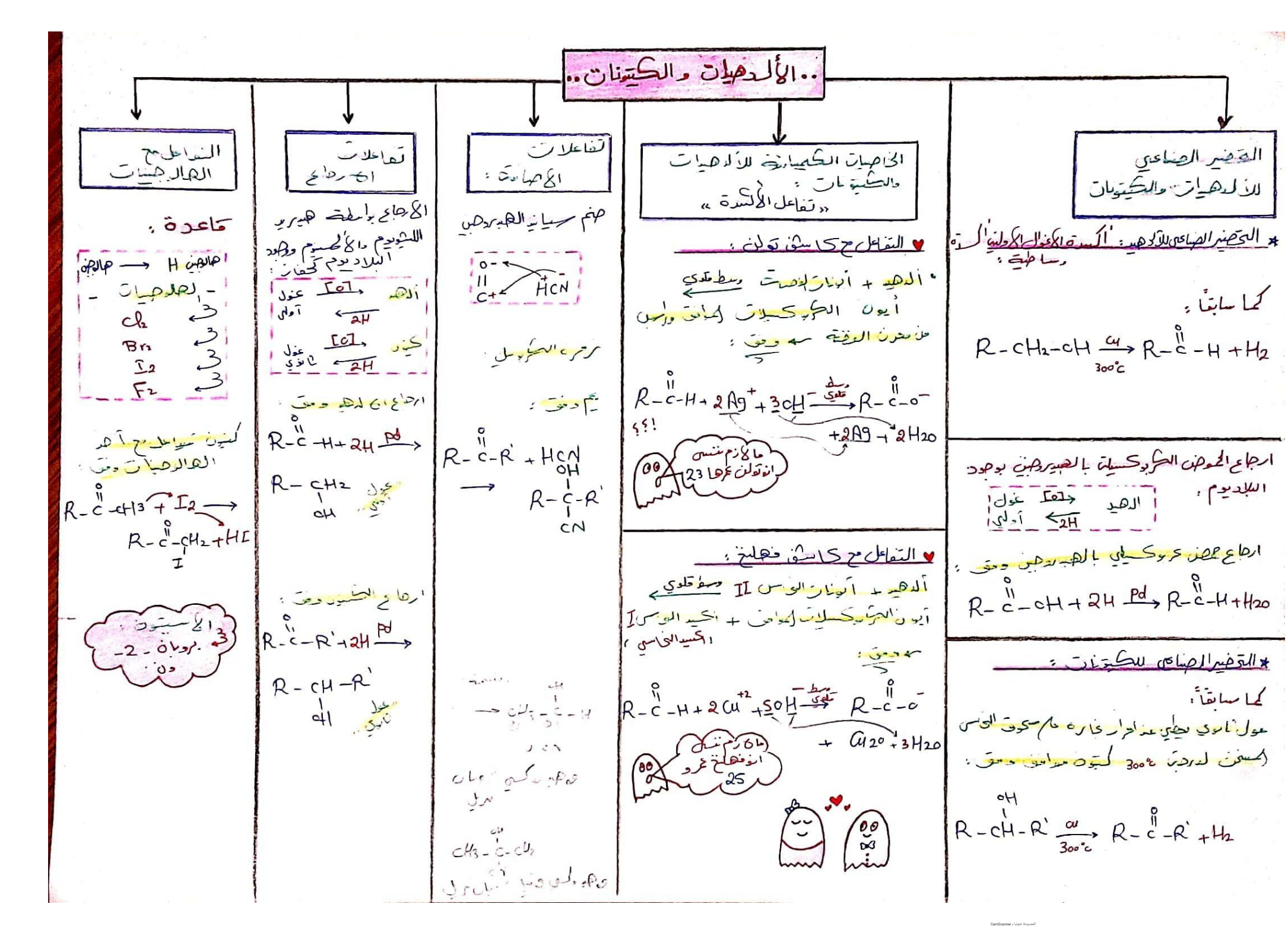
I_2 ← 3

F_2 ← 3

لكيتون يتفاعل مع أحد الهالوجينات وفق:

$$R-\overset{O}{\overset{\|}{C}}-CH_3 + I_2 \longrightarrow R-\overset{O}{\overset{\|}{C}}-\underset{I}{CH_2} + HI$$

الأسيتون: 3 بروبانون-2-



... الحموض الكربوكسيلية

1) الأكسدة المائية للأغوال (كما سابقاً) الأولية

أولاً - الخاصيات الحمضية

معادلة تأين الحمض الكربوكسيلي في الماء : وفق :

$R-COOH + H_2O \rightleftharpoons R-COO^- + H_3O^+$

(1) حمض (2) أساس مرافق (1) حمض مرافق (2)

التأين بالطريقة ذاتها ضعيف

التفاعل مع الأسس

تفاعل الحموض الكربوكسيلية مع القلويات (مثل هيدروكسيد الصوديوم) محطية ملح كربوكسيلات الصوديوم وماء وفق :

$R-COOH + NaOH \longrightarrow R-COONa + H_2O$

كربوكسيلات الصوديوم

تجميع

حمض + أساس → ملح + ماء

التفاعل مع المعادن

H_2 ← محرض

تفاعل الحموض الكربوكسيلية مع المعادن (مثل المغنزيوم) فتتشكل ملح كربوكسيلات المغنزيوم وينطلق غاز H_2

$2R-COOH + Mg \longrightarrow (R-COO)_2Mg + H_2$

كربوكسيلات المغنزيوم

التفاعل مع الأكاسيد الفلزية

تفاعل الحموض الكربوكسيلية مع كربونات (الصوديوم / الكالسيوم) ← ملح كربوكسيلات (صوديوم / كالسيوم) وينطلق غاز ثنائي أكسيد الكربون : وفق :

$2R-COOH + Na_2CO_3 \longrightarrow 2R-COONa + H_2CO_3$ (يتفكك) $\{ H_2O + CO_2$

ثانياً - التفاعل مع النشادر

تتفاعل الحموض العضوية مع النشادر وينتج ملح كربوكسيلات الأمونيوم الذي يتفكك بالتسخين الى أميد وماء ، وفق :

حمض — نشادر

$R-\overset{O}{\overset{\|}{C}}-OH + NH_3 \longrightarrow R-COONH_4$

$\xrightarrow{\Delta} R-CO-NH_2 + H_2O$

أميد — ماء

ثالثاً - تفاعل اللامرة فيما بين الجزيئية :

يتم فيه حذف جزيئة ماء من جزيئتين من الحمض بوجود عامل مجفف أكسيد الفوسفور P_2O_5 تتشكل بلاما الحمض الكربوكسيلي ، وفق :

$R-\overset{O}{\overset{\|}{C}}-OH + R-\overset{O}{\overset{\|}{C}}-OH \longrightarrow R-\overset{O}{\overset{\|}{C}}-O-\overset{O}{\overset{\|}{C}}-R + H_2O$

بلاما الحمض الكربوكسيلي

مكان ما يفضل بوجل

2) أكسدة الألدهيدات (كما سابقاً)

رابعاً - التفاعل مع عناصر الكلور والفوسفور

تتفاعل الحموض الكربوكسيلية مع عناصر الكلور والفوسفور فينتج كلورور الحمض : وفق :

استبدل OH بـ Cl

$R-\overset{O}{\overset{\|}{C}}-OH + PCl_5 \longrightarrow R-\overset{O}{\overset{\|}{C}}-Cl + POCl_3 + HCl$

كلور الحمض الكربوكسيلي

$CH_3-\overset{O}{\overset{\|}{C}}-Cl$ فقط

كلورالأسيتيل

خامساً - الارجاع برباعي هيدريد الليثيوم والألمنيوم

تفاعلات الارجاع

ترجع الحموض الكربوكسيلية الى الأغوال الأولية باستخدام رباعي هيدريد الليثيوم والألمنيوم وفق :

$R-\overset{O}{\overset{\|}{C}}-OH + 4H \xrightarrow{LiAlH_4} R-CH_2-OH + H_2O$

حمض ← $2H$ ← ألدهيد ← $2H$ ← غول أولي

الارجاع

الارجاع بالبارادوم

ترجع الحموض الكربوكسيلية البطيء لألدهيدات لمحافظة تفاعلها مع الهيدروجين بوجود حفاز (البارادوم) وفق

$R-\overset{O}{\overset{\|}{C}}-OH + 2H \longrightarrow R-\overset{O}{\overset{\|}{C}}-H + H_2O$

حمض ← $2H$ ← ألدهيد

مشتقات الحموض الكربوكسيلية

الصنفل
- فنيل C_6H_5
- ول OH

الأسترات

1. تفاعل الأسترة: وفق

$$R-\overset{O}{\overset{\|}{C}}-OH + R-OH \rightleftharpoons R-\overset{O}{\overset{\|}{C}}-O-R' + H_2O$$

تذكر! حمض + كحول ← استر + ماء

2. تفاعل كلور الحمض الكربوكسيلي مع الكحول أو مع الصنفول ينتج الأستر الموافق وفق:

$$R-\overset{O}{\overset{\|}{C}}-Cl + R'-OH \rightarrow R-\overset{O}{\overset{\|}{C}}-OR' + HCl$$

كلور الهيدروجين

3. تفاعل بلماء الحمض الكربوكسيلي مع الكحول معطياً استر وحمض كربوكسيلي جديد

وفق:

$$R-\overset{O}{\overset{\|}{C}}-O-\overset{O}{\overset{\|}{C}}-R + R'-OH \rightarrow R-\overset{O}{\overset{\|}{C}}-O-R' + R-\overset{O}{\overset{\|}{C}}-OH$$

4. تفاعل الحلمهة: كحول ← استر

$$R-\overset{O}{\overset{\|}{C}}-OR' + H_2O \rightleftharpoons R-\overset{O}{\overset{\|}{C}}-OH + R'-OH$$

استر — ماء — حمض — كحول

H — OH

5. تفاعل الأسترات مع القلويات لـ هيدروكسيد صوديوم / بوتاسيوم

$$R-\overset{O}{\overset{\|}{C}}-OR' + NaOH \rightarrow R-\overset{O}{\overset{\|}{C}}-ONa + R'-OH$$

استر — ملح الحمض الكربوكسيلي — كحول

6. ارجاع الأسترات بوجود رباعي هيدريد الليثيوم والألمنيوم الى كحول

وفق:

$$R-\overset{O}{\overset{\|}{C}}-O-R' + 4H \xrightarrow{LiAlH_4} R-CH_2-OH + R'-OH$$

كحول — كحول

الأميدات

1. تفاعل البنتادر مع الأستر تشكل أميد + كحول

$$R-\overset{O}{\overset{\|}{C}}-OR' + NH_3 \xrightarrow{\Delta} R-\overset{O}{\overset{\|}{C}}-NH_2 + R'-OH$$

أميد

2. تفاعل كلور الحمض الكربوكسيلي مع البنتادر أو أمينات + حمض الهيدروجين

وفق:

$$R-\overset{O}{\overset{\|}{C}}-Cl + NH_3 \rightarrow R-\overset{O}{\overset{\|}{C}}-NH_2 + HCl$$

3. تفاعل بلماء الحمض الكربوكسيلي مع أمين ← أمين ثانوي + حمض كربوكسيلي وفق:

$$R-\overset{O}{\overset{\|}{C}}-O-\overset{O}{\overset{\|}{C}}-R + R-NH_2 \rightarrow R-\overset{O}{\overset{\|}{C}}-NH-R + R-\overset{O}{\overset{\|}{C}}-OH$$

أميد ثانوي — حمض كربوكسيلي

4. ارجاع الأميدات الى أمينات بوجود رباعي هيدريد الليثيوم والألمنيوم:

$$R-\overset{O}{\overset{\|}{C}}-NH_2 + 4H \xrightarrow{LiAlH_4} R-CH_2-NH_2 + H_2O$$

5. حلمهة الأميدات ← حمض كربوكسيلي ونشادر وفق:

$$R-\overset{O}{\overset{\|}{C}}-NH_2 + H_2O \rightleftharpoons R-\overset{O}{\overset{\|}{C}}-OH + NH_3$$

الأمينات

1. تفاعل النشادر مع هاليد الألكيل

هالوجين — R

← أمين + حمض هاليد الهيدروجين

وفق:

$$R-X + NH_3 \rightarrow R-NH_2 + HX$$

2. تفاعل الكحول مع النشادر ← أمين + ماء وفق:

$$R-OH + NH_3 \xrightarrow{Al_2O_3} R-NH_2 + H_2O$$

أكسيد الألمنيوم

3. ارجاع النيترات بالهيدروجين بوجود حفاز من النيكل ← أمينات وفق:

$$R-CN + 4H \xrightarrow{Ni} R-CH_2-NH_2$$

4H — 2 ذرة N — 2 ذرة C

4. تأين الأمينات بالماء وفق التفاعل العام:

$$R-NH_2 + H_2O \rightleftharpoons R-NH_3^+ + OH^-$$

5. تفاعل الأمينات مع الحموض وفق:

$$R-NH_2 + HCl \rightarrow R-NH_3^+ + Cl^-$$

إعداد: فرح ادريس..

إشراف: أ. طارق خبرا..

الممسوحة ضوئيا بـ CamScanner