الكيمياء النووية :

1- مم تتكون النواة؟ 1) بروتونات p (موجبة). 2) نترونات (معتدلة).

2- إلى ماذا تدل الرموز في ترميز الذرة ${}^{A}_{Z}X$ ؟

A: العدد الكتلي = عدد البروتونات + عدد النترونات

Z: العدد الذري = عدد البروتونات = عدد الالكترونات في الذرة المعتدلة.

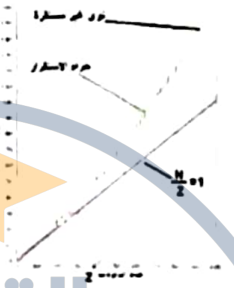
3- ما هي النظائر؟

هي عناصر لها نفس العدد الذري وتختلف بالعدد الكتلي (بعدد النترونات).

4- اذكر أسماء ورموز أهم الجسيمات النووية؟

الجسيم	نيوترون	بروتون	جسيم بيتا	جسيم ألفا	بوزيترون
الرمز	${}^{1}_{0}n$	${}^{1}_{1}H$ أو ${}^{1}_{1}p$	${}^{0}_{-1}\beta$ أو ${}^{0}_{-1}e$	${}^{4}_{2}\alpha$ أو ${}^{4}_{2}He$	${}^{0}_{+1}\beta$ أو ${}^{0}_{+1}e$

5- يوضح الشكل المجاور حزام الاستقرار والمطلوب، وضح فيه كيف تكون النسبة N/Z في النوى ذات الأعداد الصغيرة والكبيرة.



النوى ذات الأعداد الذرية الصغيرة لها $\frac{N}{Z} \simeq 1$

النوى ذات الأعداد الذرية الكبيرة لها $\frac{N}{Z} > 1$

6- ما هي سلاسل النشاط الإشعاعي؟

هي عبارة عن عدة تحولات نووية متسلسلة تجري على النواة المشعة (غير المستقرة) لتصبح نواة مستقرة.

7- قارن بين جسيمات ألفا وجسيمات بيتا وأشعة غاما من حيث (الطبيعة والشحنة والكتلة والقدرة على تأيين الغازات والنفوذية والسرعة بالنسبة لسرعة الضوء والتأثر بالحقل الكهربائي والتأثر بالحقل المغناطيسي) (هامة)

من حيث	جسيمات ألفا (α)	جسيمات بيتا (β)	أشعة غاما
الطبيعة	نطايق نواة الهيليوم ${}^{4}_{2}He$	إلكترونات عالية السرعة	أمواج كهرطيسية طاقتها عالية جداً
الشحنة	تحمل شحنتين موجبتين	تحمل شحنة سالبة	لا تحمل شحنة كهربائية
الكتلة	تساوي أربعة أضعاف كتلة الهيدروجين العادي	تساوي كتلة الالكترون	ليس لها كتلة سكونية
تأيين الغازات	تأين الغازات التي تمر من خلالها	أقل قدرة على تأيين	أقل قدرة على تأيين الغازات من جسيمات بيتا
النفوذية	نفوذيتها ضعيفة	نفوذيتها أكبر من نفوذية جسيمات ألفا	نفوذيتها أكبر من نفوذية جسيمات بيتا
السرعة بالنسبة لسرعة الضوء	0.15 c	0.9c	تساوي سرعة الضوء c
التأثر بالحقل الكهربائي	تنحرف نحو اللبوس السالب لمكثفة مشحونة	تنحرف نحو اللبوس الموجب لمكثفة مشحونة	لا تتأثر
التأثر بالحقل المغناطيسي	تنحرف بتأثير القوة المغناطيسية	تنحرف بتأثير القوة المغناطيسية بجهة معاكسة لجهة انحراف ألفا	لا تتأثر

8- قارن بين جسيم بيتا والبوزيترون من حيث (موقع النواة التي تطلق كل منهما بالنسبة لحزام الاستقرار، التأثر بالحقل الكهربائي)

جسيم بيتا	البوزيترون
تطلقه النوى غير المستقرة الواقعة فوق حزام الاستقرار	تطلقه النوى غير المستقرة الواقعة تحت حزام الاستقرار
ينحرف نحو اللبوس الموجب لمكثفة مشحونة	ينحرف نحو اللبوس السالب لمكثفة مشحونة

9- علل ما يلي :

- إطلاق النواة للإلكترونات المؤلفة لجسيمات بيتا؟

بسبب تحول نيوترون إلى بروتون يستقر داخل النواة فيطلق جسيم بيتا خارج النواة: ${}^{1}_{0}n \rightarrow {}^{1}_{1}H + {}^{0}_{-1}e$ (المعادلة مطلوبة مع التعليل)

- إطلاق النواة للبوزيترون؟

بسبب تحول بروتون إلى نيوترون يستقر داخل النواة فينطلق بوزيترون خارج النواة: ${}^{1}_{1}H \rightarrow {}^{1}_{0}n + {}^{0}_{+1}e$ (المعادلة مطلوبة مع التعليل)

- يُعد النترون أفضل قذيفة نووية؟

لأنه متعدل الشحنة فلا يحدث تدافع كهربائي بينه وبين النواة المقذوفة.

- كتلة النواة أصغر من مجموع كتل مكوناتها وهي حرة؟

بسبب تحول النقص في الكتلة إلى طاقة.

- يرافق تفاعل الاندماج النووي طاقة هائلة؟

بسبب النقص في الكتلة وتحول هذا النقص في الكتلة إلى طاقة.

- عدم تأثر أشعة غاما بالحقل الكهربائي؟

لأنها أمواج كهرطيسية عديمة الشحنة.

- تأثر كل من جسيمات ألفا وجسيمات بيتا بالحقل الكهربائي؟

لأن كل منهما يحمل شحنة كهربائية.

التفاعلات النووية

10- تتحول النوى غير المستقرة إلى نوى مستقرة تلقائيا وفق نشاط إشعاعي طبيعي (تحول نووي)، وهذا التحول له أربعة أنواع، عددها وبيّن متى يحدث كل منها، واكتب المعادلة العامة لكل منها.

تحول من النمط	يحدث في (هامة اختر الإجابة)	المعادلة العامة
بيتا	النوى التي تقع فوق حزام الاستقرار	${}^{A}_{Z}X \rightarrow {}^{A}_{Z+1}Y + {}^{0}_{-1}e + Energy$
بوزيترون	النوى التي تقع تحت حزام الاستقرار	${}^{A}_{Z}X \rightarrow {}^{A}_{Z-1}Y + {}^{0}_{+1}e + Energy$
أسر الكتروني	النوى التي تقع تحت حزام الاستقرار ولا تملك طاقة كافية لتطلق بوزيترون	${}^{A}_{Z}X + {}^{0}_{-1}e \rightarrow {}^{A}_{Z-1}Y + Energy$
ألفا	يمكن أن يحدث في النوى التي يزيد عددها الذري عن 83	${}^{A}_{Z}X \rightarrow {}^{A-4}_{Z-2}Y + {}^{4}_{2}He + Energy$

تم تحميل الملف من : بوت مكتبتي التعليمية
T.me/Science_2022bot

10- النوى المستقرة تعاني تفاعلات نووية لها أربعة أنواع، عددها ومتى يحدث كل منها؟

اسم التفاعل	ملاحظات عن التفاعل	الشكل العام للتفاعل
تفاعلات الالتقاط	يحدث عندما تلتقط النواة القذيفة التي قذفت بها دون أن تنقسم	طاقة + نفس النواة → جسيم + نواة (لا يذكر الرمز)
تفاعلات التظافر	يحدث عندما تتحول النواة المقذوفة إلى عنصر جديد مطلقة جسيم آخر	طاقة + جسيم + نواة جديدة → جسيم + نواة
تفاعلات الانقطار النووي	تحدث عندما تنشطر النواة إلى نواتين متوسطتي الكتلة	جسيم + أكثر من نواة → نوافل
تفاعلات الاندماج النووي (تحدث في الشمس)	تندمج نواتان خفيفتان أو أكثر لتشكل نواة أثقل.	جسيم + نواة → أكثر من نواة

تمارين على التفاعلات:

أكمل التحولات النووية الآتية وحدد نوع التفاعل:

$$^{\square}_{92}U \rightarrow {}^{231}_{\square}Th + {}^{4}_{\square}He + _____$$

$$^{90}_{38}Sr \rightarrow {}^{90}_{39}Y + _____ + Energy$$

$$^{\square}_{\square}Ru + {}^{0}_{-1}e \rightarrow {}^{92}_{43}Tc + _____$$

$$^{212}_{\square}Po \rightarrow {}^{\square}_{82}Pb + {}^{4}_{\square}He + _____$$

الحل:

تحول من النوع ألفا $^{235}_{92}U \rightarrow {}^{231}_{90}Th + {}^{4}_{2}He + Energy$

تحول من النوع بيتا $^{90}_{38}Sr \rightarrow {}^{90}_{39}Y + {}^{0}_{-1}e + Energy$

تحول من نوع أسر الكتروني $^{92}_{44}Ru + {}^{0}_{-1}e \rightarrow {}^{92}_{43}Tc + Energy$

تحول من النوع ألفا $^{212}_{84}Po \rightarrow {}^{208}_{82}Pb + {}^{4}_{2}He + Energy$

أكمل التفاعلات النووية التالية وحدد نوع التفاعل:

$$^{\square}_{29}Cu + {}^{\square}_{\square}n \rightarrow {}^{64}_{\square}Cu + _____$$

$$^{\square}_{5}B + {}^{\square}_{\square}n \rightarrow {}^{7}_{\square}Li + {}^{4}_{\square}He + _____$$

$$^{236}_{92}U \rightarrow {}^{\square}_{51}Sb + {}^{101}_{\square}Nb + 3\ {}^{1}_{0}n + _____$$

$$4\ {}^{1}_{\square}H \rightarrow {}^{\square}_{2}He + 2{}^{\square}_{\square}e + _____$$

التقاط $^{63}_{29}Cu + {}^{1}_{0}n \rightarrow {}^{64}_{29}Cu + Energy$

تظافر $^{10}_{5}B + {}^{1}_{0}n \rightarrow {}^{7}_{3}Li + {}^{4}_{2}He + Energy$

انشطار $^{236}_{92}U \rightarrow {}^{132}_{51}Sb + {}^{101}_{41}Nb + 3\ {}^{1}_{0}n + Energy$

اندماج نووي $4{}^{1}_{1}H \rightarrow {}^{4}_{2}He + 2{}^{0}_{+1}e + Energy$

تتحول نواة الثوريوم $^{231}_{90}Th$ إلى نواة البروتكتينيوم $^{231}_{91}Pa$ تلقائيا، اكتب المعادلة النووية المعبرة عن هذا التحول محددا نوعه.

$$^{231}_{90}Th \rightarrow {}^{231}_{91}Pa + {}^{0}_{-1}e + Energy \quad (\text{بيتا})$$

تتحول نواة الكربون المشع $^{11}_{6}C$ إلى نواة البور المستقر B بإطلاقها بوزيترون، اكتب المعادلة النووية المعبرة عن هذا التحول.

$$^{11}_{6}C \rightarrow {}^{11}_{5}B + {}^{0}_{+1}e + Energy$$

تتحول نواة الروبيديوم Rb إلى نواة الكربتون $^{81}_{36}Kr$ عندما تأسر احد الكترونات السحابة اللاكترونية المحيطة بها، اكتب المعادلة النووية المعبرة عن التحول.

$$^{81}_{37}Rb + {}^{0}_{-1}e \rightarrow {}^{81}_{36}Kr + Energy$$

تتحول نواة الراديوم $^{226}_{88}Ra$ إلى نواة الرادون Rn بإطلاقها جسيم ألفا، اكتب المعادلة النووية المعبرة عن التحول.

$$^{226}_{88}Ra \rightarrow {}^{222}_{86}Rn + {}^{4}_{2}He + Energy$$

تندمج نواتا نظيري الهدروجين الديتريوم $^{2}_{1}H$ والترتيوم $^{3}_{1}H$ لتنتج نواة الهليوم وبيوترون، اكتب المعادلة النووية المعبرة عن هذا التفاعل؟

$$^{2}_{1}H + {}^{3}_{1}H \rightarrow {}^{4}_{2}He + {}^{1}_{0}n + Energy$$

عند قذف نواة الزئبق $^{200}_{80}Hg$ ببروتون تتحول إلى نواة الذهب Au مطلقة جسيم ألفا، اكتب المعادلة النووية المعبرة عن التفاعل النووي الحاصل، ثم حدد نوعه.

$$^{200}_{80}Hg + {}^{1}_{1}H \rightarrow {}^{197}_{79}Au + {}^{4}_{2}He + Energy$$

تطبيق: عند قذف نواة النتروجين $^{14}_{7}N$ بجسيم ألفا تتحول إلى نواة الأكسجين O مطلقة بروتون، اكتب المعادلة النووية المعبرة.

$$^{4}_{2}He + {}^{14}_{7}N \rightarrow {}^{17}_{8}O + {}^{1}_{1}H + Energy$$

تلتقط نواة عنصر الأرغون $^{37}_{18}Ar$ إلكترونا من مدار داخلي لها متحولة إلى نواة عنصر الكلور Cl اكتب المعادلة المعبرة عن هذا التحول النووي.

$$^{37}_{18}Ar + {}^{0}_{-1}e \rightarrow {}^{37}_{17}Cl + Energy$$

قوانين وحدة الكيمياء النووية

أولا - عمر النصف: $t = t_{1/2} \times n$

حيث: t الزمن اللازم للنشاط الإشعاعي. $t_{1/2}$: عمر النصف.

ملاحظة هامة (اختر إجابة): يتعلق عمر النصف بنوع العنصر المشع فقط.

n: عدد مرات تكرار عمر النصف. (ليس له واحدة).

ويوجد علاقة بين n والنسبة المتبقية. حيث تمثل n عدد الأسهم. فمثلاً لو كانت $n = 3$ تكون:

$$1 \xrightarrow{t_{1/2}} \frac{1}{2} \xrightarrow{t_{1/2}} \frac{1}{4} \xrightarrow{t_{1/2}} \frac{1}{8}$$

أي تكون النسبة المتبقية $\frac{1}{8}$

ثانيا - طاقة الارتباط: $\Delta E = \Delta m . c^2$

حيث: ΔE: الطاقة المنتشرة (سالبة دائما) وتقدر بالجول J.

Δm: النقصان في الكتلة (سالبة دائما) وتقدر بـ kg

ملاحظة: إنّ Δm عبارة عن الفرق:

$$\Delta m = m_{\text{كتلة النواة}} - m_{\text{كتلة مكونات النواة}}$$

$$\Delta m = m_{\text{كتلة النواة}} - \left(m_{\text{بروتون}} \times \text{عددها} + m_{\text{نترون}} \times \text{عددها}\right)$$

طاقة الارتباط تساوي الطاقة المنتشرة وتعاكسها بالإشارة (دائماً موجبة)

المسائل

مسألة(1): تتحول نواة اليورانيوم المشع $^{238}_{92}U$ إلى نواة الرصاص المستقر $^{206}_{82}Pb$ وفق سلسلة نشاط إشعاعي. المطلوب حساب:

1- عدد التحولات من النوع ألفا x.

2- عدد التحولات من النوع بيتا y.

3- اكتب المعادلة النووية الكلية.

الحل: نكتب المعادلة:

$$^{238}_{92}U \rightarrow x{}^{4}_{2}He + y{}^{0}_{-1}e + {}^{206}_{82}Pb + Energy$$

من مصونية العدد الكتلي:

$$238 = 4x + y(0) + 206 \Rightarrow x = 8$$

من مصونية العدد الذري:

$$92 = 2x - y + 82 \Rightarrow y = 2(8) + 82 - 92 \Rightarrow y = 6$$

نقوم بكتابة المعادلة:

$$^{238}_{92}U \rightarrow 8{}^{4}_{2}He + 6{}^{0}_{-1}e + {}^{206}_{82}Pb + Energy$$

تم تحميل الملف من : بوت مكتبتي التعليمية
T.me/Science_2022bot

معلومات أساسية في درس الغازات:

المتحول	الواحدات والتحويل بينها
الضغط P	$atm \xrightarrow{\times 10^5} Pa \xrightarrow{\times 10^{-3}} kPa$
الحجم V	$mL \xrightarrow{\times 10^{-3}} L \xrightarrow{\times 10^{-3}} m^3$
درجة الحرارة T "نستخدم دائماً الكلفن"	(سلزيوس) $°C \xrightarrow{+273}$ K (الكلفن)
عدد المولات n	mol

قوانين درس الغازات:

القانون	الاستخدام	نص القانون (+ ملاحظات):
قانون الغازات العام $PV = nRT$ من أجل حالتين مختلفتين لنفس الغاز يكون: $\frac{P_1V_1}{T_1} = \frac{P_2V_2}{T_2} = nR$	يستخدم عندما يُطلب أحد الحدود في العلاقة (الضغط مثلاً)، وتُعطى باقي المعلومات (عدد المولات، الحجم، درجة الحرارة)	هنا لدينا قيمتين لثابت الغازات العام R وهما: $0.082 atm.L.mol^{-1}.K^{-1}$ ويستخدم عندما يكون الضغط مقدراً بـ atm والحجم باللتر L والقيمة $8.314\ Pa.m^3.mol^{-1}.K^{-1}$ ويستخدم عندما يكون الضغط مقداراً بـ Pa والحجم بـ m^3
قانون بويل $P_1V_1 = P_2V_2 = const$	يستخدم عندما يكون في المسألة ضغطين ودرجتي حرارة.	جداء حجم عينة من غاز في ضغطه مقدار ثابت عند درجة حرارة ثابتة والعلاقة بينهما هي علاقة عكسية.
قانون شارل $\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} = const$	يستخدم عندما يكون في المسألة حجمين ودرجتي حرارة	نسبة حجم عينة غازية إلى درجة حرارته مقدرة بالكلفن تساوي مقداراً ثابتاً عند ضغط ثابت والعلاقة بينهما هي علاقة طردية.
قانون أفوغادرو $\frac{V_1}{n_1} = \frac{V_2}{n_2} = V_{mol} = const$	يستخدم عندما يكون في القانون حجمين وعددي مولات أو يُطلب حجم الغاز في الشرطين النظاميين	يشغل مول واحد من أي غاز الحجم ذاته في الشروط المتماثلة من الضغط والحرارة ويدعى بالحجم المولي V_{mol} في الشرطين النظاميين: $V = V_{mol}.n = 22.4 \times n$
قانون غاي لوساك $\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$	يستخدم عندما يكون في المسألة ضغطين ودرجتي حرارة	نسبة ضغط عينة من غاز إلى درجة حرارته مقدرة بالكلفن ثابتة عند حجم ثابت، والعلاقة بينهما هي علاقة طردية.
قانون الكثافة $d = \frac{PM}{RT}$	يستخدم عندما تُطلب أو تُعطى في نص المسألة الكثافة	تتناسب كثافة الغاز طرداً مع ضغطه وكتلته المولية وعكساً مع درجة حرارته.
قانون دالتون $P_t = P_1 + P_2 + .. = \sum P_i$ $P_t = n_t.\frac{RT}{V}$ $P_i = X_i.P_t$	يستخدم عندما يُقال: مزيج غازي أو يُطلب الضغط الجزئي أو الضغط الكلي أو تُعطى نسب مئوية لغازات في المسألة.	ينص قانون دالتون على أنّ: الضغط الكلي لمزيج غازي يساوي مجموع الضغوط الجزئية للغازات المكونة له. ملاحظة: X_i هو الكسر المولي، ويساوي: $X_i = \frac{n_i}{n_t} = \frac{\text{النسبة المئوية الحجمية للغاز}}{100}$
قانون غراهام: $\frac{v_1}{v_2} = \sqrt{\frac{M_2}{M_1}}$	يستخدم عندما تُطلب أو تعطى السرعة في نص المسألة.	ينص قانون غراهام على أنّ: نسبة سرعتي انتشار غازين في وسط ضمن الشروط نفسها من ضغط ودرجة الحرارة تناسب عكساً مع الجذر التربيعي لنسبة كتلتهما المولية.

ملاحظات للمسائل:

1- لمعرفة المادة المتبقية بعد نهاية التفاعل، نحسب عدد مولات كِلا المادتين، والمادة التي لها عدد مولات أكثر تكون هي المتبقية بعد نهاية التفاعل.

2- عندما يطلب حساب شيء لمادة (كتلة أو عدد مولات أو تركيز أو حجم) وتكون المعطيات موجودة لمادة ثانية، نحلها حسب طريقة مسائل السطرين.

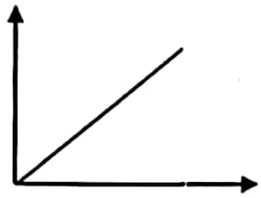
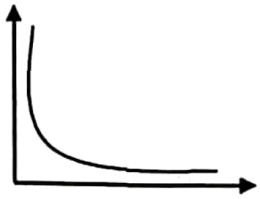
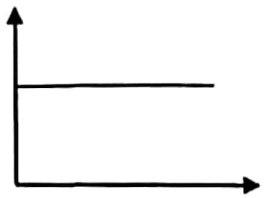
3- عندما يُقال الضغط النظامي، أو الضغط عند مستوى سطح البحر، أو الضغط في الشرطين النظاميين يكون: $P = 1atm$

4- الشرطين النظاميين يكون فهم: $T = 0°C = 273K$ والضغط $P = 1atm$ والحجم المولي $V_{mol} = 22.4\ L.mol^{-1}$

تم تحميل الملف من : بوت مكتبتي التعليمية
T.me/Science_2022bot

نظري درس الغازات:

عندما يُطلب في الامتحان رسم بياني لأحد قوانين الغازات نميز ثلاث حالات:

		
يمثل هذا الشكل العلاقة الطردية مثل حالة: $(T \text{ و } V)$. $(n \text{ و } V)$. $(T \text{ و } P)$	يمثل هذا الشكل العلاقة العكسية مثل: $(V \text{ و } P)$	يمثل هذا الشكل ثابت بدلالة متغير مثل: PV بدلالة P مثلاً. أو V/T بدلالة T ...

الاستنتاجات والتعداد:

لاستنتاج (1): يرتفع المنطاد في الجو عند تسخين الهواء داخله. استنتج القانون الذي يعمل موجبه المنطاد. وفسر ذلك.

حل: لعلم أنّ كثافة الغاز تُعطى بالقانون:

$$d = \frac{m}{V}$$

ن قانون الغازات العام:

$$PV = nRT \Rightarrow PV = \frac{m}{M}RT$$

$$\frac{m}{V} = \frac{PM}{RT} = d$$

تفسير: يؤدي تسخين الهواء داخل المنطاد إلى نقصان كثافته لتصبح أقل من كثافة الهواء لمحيط به مما يؤدي إلى ارتفاعه.

لاستنتاج (2): سؤال: استنتج عبارة الضغط الكلي لمزيج مكوّن من ثلاث غازات مختلفة بثبات درجة الحرارة والحجم.

نطبق قانون دالتون $P_t = P_1 + P_2 + P_3$

يُعطى ضغط كل غاز وفق قانون الغازات العام:

$$P_1 = n_1.\frac{RT}{V}, P_2 = n_2.\frac{RT}{V}, P_3 = n_3.\frac{RT}{V}$$

$$P_t = P_1 + P_2 + P_3 = n_1.\frac{RT}{V} + n_2.\frac{RT}{V} + n_3.\frac{RT}{V}$$

$$P_t = (n_1 + n_2 + n_3 + ..).\frac{RT}{V} \Rightarrow P_t = n_t.\frac{RT}{V}$$

لاستنتاج (3): استنتج عبارة الضغط الكلي لمزيج غازي بدلالة الكسر المولي.

ضغط الجزئي لغاز $P_1 = n_1.\frac{RT}{V}$ والضغط الكلي للمزيج الغازي $P_t = n_t.\frac{RT}{V}$

سب الضغط الجزئي إلى الضغط الكلي:

$$\frac{P_1}{P_t} = \frac{\frac{n_1RT}{V}}{\frac{n_tRT}{V}} \Rightarrow \frac{P_1}{P_t} = \frac{n_1}{n_t}$$

دعى النسبة $X_1 = \frac{n_1}{n_t}$ بالكسر المولي لغاز.

$$P_1 = X_1.P_t$$

عدد بنود النظرية الحركية للغازات؟

1. عشوائية الحركة: تتحرك جزيئات الغاز بحركة عشوائية مستمرة وفق مسارات مستقيمة ضمن الحجم الذي يشغله الغاز.
2. نُهمل حجم جزيء الغاز مقابل حجم الغاز (علل) نتيجة تباعد الجزيئات.
3. نُهمل قوى التأثير المتبادل بين جزيئات الغاز.
4. لا يتغير متوسط الطاقة الحركية للجزيئات بمرور الزمن، وتنتقل الطاقة بين الجزيئات من خلال التصادمات، بشرط بقاء درجة الحرارة ثابتة، وينتج ضغط الغاز نتيجة تصادم جزيئاته مع جدران الإناء الذي يحويه.
5. تزداد الطاقة الحركية لجزيئات الغاز بازدياد درجة الحرارة.

دد الشروط الواجب توافرها في الغاز المثالي؟

غاز المثالي هو غاز تتوافر فيه الشروط الآتية:

انعدام قوى التجاذب بين جزيئاته.

حجم جزيئات الغاز مهملة بالنسبة لحجم الوعاء الذي يحويه.

التصادمات بين جزيئات الغاز تصادمات مرنة.

تتحرك جزيئات الغاز حركة عشوائية.

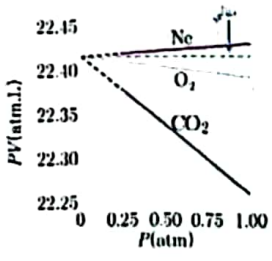
حظ من الشكل المجاور أنّ غاز النيون يسلك سلوك

ز مثالي في حين غاز CO_2 هو غاز حقيقي.

نّ شكل الخط في حالة النيون Ne أقرب لأنّ

ون أفقي من خط CO_2 وكلما كان الخط

يب من أنّ يكون أفقي كان الغاز مثالي).



احسب قيمة R لمول واحد من غاز في الشرطين النظاميين. ثم احسبها في جملة الواحدات الدولية؟

الشرطين النظاميين: $T = 0°C = 0 + 273 = 273K$. $P = 1\ atm$

وبما أنّ لدينا مول من الغاز $n = 1\ mol$ وبالتالي حجمه $V = 22.4L$.

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

$$R = \frac{1atm \times 22.4L}{1mol \times 273K} = 0.082\ L.atm.mol^{-1}.K^{-1}..(1)$$

أما في جملة الواحدات الدولية والتي فيها يكون:

$$P = 10^5 Pa, V = 22.4 \times 10^{-3} m^3$$
$$n = 1mol, T = 273K$$

بالتعويض نجد:

$$R = \frac{10^5 Pa \times 22.4 \times 10^{-3} m^3}{1mol \times 273K} = 8.314\ m^3.Pa.mol^{-1}.K^{-1}$$

ونعلم أنّ: $Pa.m^3 = J$ وبالتالي:

$$R = 8.314\ J.mol^{-1}.K^{-1} ... (2)$$

تم تحميل الملف من : بوت مكتبتي التعليمية
T.me/Science_2022bot

مسائل درس الغازات

مسألة(1): يحوي مكبس غاز حجمه 1L عند الضغط النظامي، احسب قيمة الضغط المطبق عليه ليصبح حجمه 200mL مع بقاء درجة الحرارة ثابتة 175°C.

$V_1 = 1L$	$V_2 = 200mL = 200 \times 10^{-3}L$
$P_1 = 1atm$ (الضغط النظامي)	$P_2 = ?$

$$P_1V_1 = P_2V_2$$
$$1 \times 1 = P_2 \times 200 \times 10^{-3}$$
$$P_2 = \frac{1}{0.2} = 5\ atm$$

مسألة(2): يبلغ حجم عينة غاز 2L عند درجة الحرارة 27°C وضغط ثابت، احسب الحجم الذي تشغله هذه العينة عند تسخينها إلى الدرجة 327°C وبقاء الضغط ثابت.

$V_1 = 2L$	$V_2 = ?$
$T_1 = 27°C = 300K$	$T_2 = 327 = 600\ K$

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$
$$V_2 = \frac{T_2}{T_1}V_1 = \frac{600}{300} \times 2 = 4\ L$$

مسألة(3): علبة معدنية تحوي غاز البوتان، ضغطه 4 kPa عند درجة حرارة 27°C، احسب درجة الحرارة التي تجعل الضغط ضعف ما كان عليه؟

$P_1 = 4\ kPa$	$P_2 = 2P_1$
$T_1 = 27 + 273 = 300K$	$T_2 = ?$

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$$
$$T_2 = \frac{P_2}{P_1}.T_1 = \frac{2P_1}{P_1}.T_1 = 2T_1 = 2 \times 300$$
$$\Rightarrow T_2 = 600K$$

مسألة(4"هامة"): عينة من غاز الأكسجين O_2 حجمها 24.6L عند الضغط 1atm ودرجة الحرارة 27°C، المطلوب:

1- احسب عدد مولات هذه العينة، علماً أن:

$$R = 0.082 atm.L.mol^{-1}.K^{-1}$$

2- إذا تحوّل غاز الأكسجين O_2 إلى غاز الأوزون O_3 عند الضغط ودرجة الحرارة ذاتها، المطلوب حساب:

a) عدد مولات غاز الأوزون الناتج. b) حجم غاز الأوزون الناتج.

علماً أن: O: 16

1) $$PV = nRT$$
$$\Rightarrow n = \frac{PV}{RT} = \frac{1 \times 24.6}{82 \times 10^{-3} \times 300} = 1mol$$

2)a) $$3O_2 \rightarrow 2O_3$$
$$3mol \quad 2mol$$
$$1mol \quad n_{O_3}mol$$
$$n_{O_3} = \frac{1 \times 2}{3} = \frac{2}{3}mol$$

b) $$\frac{V_1}{n_1} = \frac{V_2}{n_2}$$
$$\frac{24.6}{1} = \frac{V_2}{\frac{2}{3}}$$
$$\Rightarrow V_2 = 24.6 \times \frac{2}{3} = 16.4\ L$$

مسألة(5): احسب ضغط عينة من غاز النتروجين عدد جزيئاتها 3.011×10^{23} في حوجلة حجمها 3L عند الدرجة 27°C. مع العلم أن:

عدد أفوغادرو 6.022×10^{23} و $R = 8.314 Pa.m^3.mol^{-1}.K^{-1}$

ملاحظة هامة: عندما يعطى في المسألة عدد الجزيئات نحسب منها عدد المولات:

$$n = \frac{\text{عدد الجزيئات}}{\text{عدد أفوغادرو}} = \frac{3.011 \times 10^{23}}{6.022 \times 10^{23}} = \frac{1}{2} = 0.5\ mol$$

نحول الحجم إلى المتر المكعب لأنّ واحدة الحجم في R المعطاة هي m^3:

$$V = 3L = 3 \times 10^{-3}m^3$$

حساب ضغط الغاز:

$$P = \frac{nRT}{V} = \frac{0.5 \times 8.314 \times 300}{3 \times 10^{-3}} = 4157 \times 10^2 Pa$$

مسألة(6): غاز هيدروكربوني كثافته $1\ g.L^{-1}$ عند الضغط النظامي ودرجة الحرارة 27°C، احسب الكتلة المولية لهذا الغاز علماً أن: $R = 0.082\ atm.L.mol^{-1}.K^{-1}$

$$d = \frac{PM}{RT} \Rightarrow M = \frac{dRT}{P}$$
$$M = \frac{1 \times 0.082 \times 300}{1} = 24.6\ g.mol^{-1}$$

مسألة(7): احسب الضغط الجزئي لغاز النتروجين مقدراً بالـ atm عند مستوى سطح البحر، إذا علمت أن نسبته 78% من مجمل الغازات المكونة للهواء.

$$P_{N_2} = X_{N_2}.P_t \Rightarrow P_{N_2} = \frac{78}{100} \times 1 = 0.78\ atm$$

مسألة(8): احسب نسبة سرعة انتشار غاز الهيدروجين H_2 إلى غاز الأكسجين O_2. (علماً أن: O: 16, H: 1)

$$\frac{v_{H_2}}{v_{O_2}} = \sqrt{\frac{M_{O_2}}{M_{H_2}}} = \sqrt{\frac{32}{2}} = \sqrt{16} = 4$$

مسألة(9): يتم تخزين الغازات في حاويات معدنية تتحمل الضغط العالي، فإذا علمت أن ضغط غاز الأكسجين يساوي 4157 kPa داخل حاوية حجمها 300 L عند الدرجة (−123°C)، المطلوب حساب: 1. كتلة غاز الأكسجين داخل الحاوية.

2. الحجم الذي سيشغله الأكسجين في الشرطين النظاميين.

3. درجة الحرارة التي تجعل الضغط في الحاوية مساوياً لـ 4.157 atm

علماً أن: $R = 8.314\ Pa.m^3.mol^{-1}.K^{-1}$

-1 $$PV = nRT \Rightarrow n = \frac{PV}{RT}$$
$$n = \frac{4157 \times 10^3 \times 300 \times 10^{-3}}{8314 \times 10^{-3} \times 150} = 10^3 mol$$
$$n = \frac{m}{M} \Rightarrow m = n.M = 10^3 \times 32\ g$$

2- نعلم أنّ حجم مول من أي غاز في الشرطين النظاميين يساوي:

$$V = 22.4 \times n = 22.4 \times 10^3\ L$$

بما أنّ الحجم ثابت (الحاوية نفسها) نطبق قانون غاي لوساك:

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$$
$$\frac{4157}{150} = \frac{4.157 \times 10^5 \times 10^{-3}}{T_2}$$
$$T_2 = \frac{4157 \times 10^{-1} \times 150}{4157} = 15\ K$$

تم تحميل الملف من : بوت مكتبتي التعليمية
T.me/Science_2022bot

مسألة(10): يستمد جسم الإنسان الطاقة اللازمة للقيام بوظائفه الحيوية من تأكسد سكر العنب وفق المعادلة الآتية:

$$C_6H_{12}O_6 + 6O_2 \rightarrow 6CO_2 + 6H_2O$$

تنقل كريات الدم الحمراء نواتج التفاعل إلى الرئتين، ثم يخرج CO_2 على شكل غاز بعملية الزفير، والمطلوب:

احسب حجم غاز ثنائي أكسيد الكربون CO_2 المنطلق نتيجة أكسدة 18 g من سكر العنب في جسم الإنسان عند درجة الحرارة 27°C والضغط 0.82 atm.

$R = 0.082\ atm.L.mol^{-1}.K^{-1}$, C: 12, O: 16, H: 1

$$C_6H_{12}O_6 + 6\,O_2 \rightarrow 6CO_2 + 6\,H_2O$$
$$180\ g \qquad 6\ mol$$
$$18\ g \qquad n\ mol$$
$$n = \frac{6 \times 18}{180} = 6 \times 10^{-1} mol$$

من قانون الغازات العام:

$$PV = nRT \Rightarrow V = \frac{nRT}{P}$$
$$V = \frac{6 \times 10^{-1} \times 0.082 \times 300}{0.82} = 6 \times 3 = 18\ L$$

مسألة(11): منطاد مليء بغاز الهيدروجين يستخدمه مُستكشف ليصل به إلى القطب الشمالي، وقد حصل على غاز الهيدروجين من خلال تفاعل حمض الكبريت الممدد مع برادة الحديد، فإذا كان حجم المنطاد في الشرطين النظاميين $44800m^3$، ونسبة غاز الهيدروجين الغائع المتسرّب خلال عملية الملء 80% المطلوب:

1. اكتب معادلة التفاعل الحاصل.
2. احسب كتلة الحديد المستخدم.
3. احسب كتلة حمض الكبريت. (H: 1, O: 16, S: 32, Fe: 56)

حجم المنطاد يساوي حجم الهيدروجين اللازم ضخّه إلى المنطاد أي أنّ:

$$V_{H_2} = 44800\ m^3$$

ولكن بما أنّ هناك نسبة تسرب، لذلك يجب ضخ كمية أكبر من هذه الكمية ولحساب الكمية الواجب ضخها نكتب:

كل $100\ m^3$ من غاز الهيدروجين يصل منها $20\ m^3$

كل $V\ m^3$ من غاز الهيدروجين يصل منها $44800\ m^3$

$$V = \frac{44800 \times 100}{20} = 224 \times 10^3 m^3 = 224 \times 10^6 L$$

فمنا بتحويل الحجم إلى اللتر للتعويض في المعادلة (لأننا نعلم أنّ كل 1mol من الغاز حجمه 22.4L في الشرطين النظاميين، لذلك لتجانس الواحدات يجب تحويل الحجم الموجود لدينا إلى اللتر عندما نريد أن نعوضه في المعادلة).

لحساب كتلة الحديد وكتلة حمض الكبريت المستخدمة نقوم بما يلي:

$$Fe_{(s)} + H_2SO_{4(aq)} \rightarrow FeSO_{4(aq)} + H_{2(g)}$$
$$56g \qquad 98g \qquad 22.4L$$
$$m_{Fe}g \qquad m_{H_2SO_4}g \qquad 224 \times 10^6 L$$
$$m_{Fe} = \frac{224 \times 10^6 \times 56}{22.4} = 56 \times 10^7 g$$
$$m_{H_2SO_4} = \frac{224 \times 10^6 \times 98}{22.4} = 98 \times 10^7 g$$

مسألة(12"دورة2020"): يمثل الشكل المجاور حوجلتين متماثلتين متصلتان ببعضهما بصمام تحوي الحوجلة الأولى 5.1g من غاز النشادر (الأمونيا) NH_3، بينما تحوي الحوجلة الثانية 3.65g من غاز كلور الهيدروجين HCl.

فإذا علمت أن حجم كل حوجلة 1.5L، ودرجة حرارتهما 27°C. عند فتح الصمام يتفاعل غاز النشادر مع غاز كلور الهيدروجين، وينتج ملح كلوريد الأمونيوم الصلب، والمطلوب:

1. اكتب المعادلة المعبرة عن التفاعل الحاصل.
2. بيّن حسابياً ما هو الغاز المتبقي بعد نهاية التفاعل.
3. احسب الضغط عند نهاية التفاعل (بإهمال حجم كلوريد الأمونيوم الصلب المتشكل).
4. احسب كتلة ملح كلوريد الأمونيوم الناتج.

علماً أن: H: 1, Cl: 35.5, N: 14

ط1: التفاعل الحاصل:

$$NH_{3(g)} + HCl_{(g)} \rightarrow NH_4Cl_{(s)}$$

ط2: نحسب عدد مولات غاز النشادر:

$$n_{NH_3} = \frac{5.1}{17} = 0.3\ mol$$

نحسب عدد مولات غاز كلور الهيدروجين:

$$n_{HCl} = \frac{3.65}{36.5} = 0.1\ mol$$

بما أنّ عدد مولات غاز النشادر أكبر من عدد مولات غاز كلور الهيدروجين فالنشادر هو الغاز المتبقي بعد انتهاء التفاعل.

ط3: بما أنّ نسبة التفاعل 1 : 1 فإنّ عدد المولات المتبقية يساوي:

$$n_{NH_3\ المتبقي} = 0.3 - 0.1 = 0.2\ mol$$

بما أننا سنعوض $R = 0.082$ لأنّ الحجم لدينا باللتر، لذلك سينتج الضغط بواحدة atm:

$$P = \frac{n_{NH_3\ المتبقي}}{V}RT = \frac{0.2}{3} \times 0.082 \times 300 = 1.64\ atm$$

ط4: كتلة كلوريد الأمونيوم الناتجة:

$$NH_{3(g)} + HCl_{(g)} \rightarrow NH_4Cl_{(s)}$$
$$1mol \qquad 53.5\ g$$
$$0.1\ mol \qquad y\ g$$
$$y = \frac{0.1 \times 53.5}{1} = 5.35\ g$$

مسألة(13): يحضر مزيج غازي مؤلف من 5% بوتان و 95% أرغون، بملء وعاء مُخلّى من الهواء حجمه 16.4 L بغاز البوتان حتى يصبح الضغط 1 atm ثم يضاف إليه غاز الأرغون حتى يحقق النسبة السابقة مع ثبات درجة الحرارة T = 127°C والمطلوب حساب:

1. عدد مولات غاز البوتان في المزيج.
2. كتلة غاز الأرغون في المزيج السابق عن درجة الحرارة 127°C.
2. الضغط الكلي للمزيج النهائي. (Ar: 40, C: 12, H: 1)

1. في البداية نحسب عدد مولات غاز البوتان:

$$PV = nRT$$
$$n = \frac{PV}{RT} = \frac{1 \times 16.4}{0.082 \times 400}$$
$$n = \frac{1 \times 164 \times 10^{-1}}{82 \times 10^{-3} \times 400} = \frac{1}{2} = 0.5\ mol$$

2. لإيجاد كتلة غاز الأرغون، من النسبة المولية نجد أنّ:

كل 5 mol من البوتان في المزيج يوجد معها 95 mol من الأرغون

كل 0.5 mol من البوتان في المزيج يوجد معها n mol من الأرغون

$$n = \frac{0.5 \times 95}{5} = 9.5 \text{ mol}$$

$$n = \frac{m}{M} \Rightarrow m = nM = 9.5 \times 40 = 380 \text{ gr}$$

3. الضغط الكلي للمزيج يساوي:

$$P_t = \left(n_{\text{بوتان}} + n_{\text{أرغون}}\right)\frac{RT}{V}$$

$$P_t = \frac{(0.5 + 9.5) \times 0.082 \times 400}{16.4} = \frac{10 \times 82 \times 10^{-3} \times 400}{164 \times 10^{-1}}$$

$$P_t = 20 \text{ atm}$$

مسألة(14): مزيج غازي في وعاء حجمه 32.8L يحوي 3.2g من غاز الميتان CH_4 و 12g من غاز الإيتان C_2H_6، وكمية من غاز البروبان C_3H_8. فإذا علمت أن الضغط الكلي للمزيج 0.7atm عند الدرجة 127°C. المطلوب حساب:

1- عدد مولات غاز البروبان في المزيج.

2- الكسر المولي لغاز البروبان في المزيج.

3- الضغط الجزئي لغاز الميتان في المزيج.

$R = 0.082 \text{ atm. L. mol}^{-1}\text{. K}^{-1}$,C: 12 ,H: 1,

المعطيات: $V = 32.8\text{L}, \quad m_{CH_4} = 3.2\text{g}, \quad m_{C_2H_6} = 12\text{g}$

$P_t = 0.7 \text{ atm}, \quad T = 127°\text{C} = 400 \text{ K}$

الحل:

1) $n_{C_3H_8} = ?$

$$n = \frac{m}{M}\begin{cases} n_{CH_4} = \frac{3.2}{16} = 0.2 \text{ mol} \\ n_{C_2H_6} = \frac{12}{30} = 0.4 \text{ mol} \end{cases}$$

$$P_t = n_t \cdot \frac{RT}{V} \Rightarrow n_t = \frac{P_t \cdot V}{R \cdot T} = \frac{0.7 \times 32.8}{0.082 \times 400}$$

$$\Rightarrow n_t = 0.7 \text{ mol}$$

$$n_t = n_{CH_4} + n_{C_2H_6} + n_{C_3H_8}$$

$$\Rightarrow 0.7 = 0.2 + 0.4 + n_{C_3H_8}$$

$$\Rightarrow n_{C_3H_8} = 0.1 \text{ mol}$$

2) $X_{C_3H_8} = ?$

$$X_{C_3H_8} = \frac{n_{C_3H_8}}{n_t} = \frac{0.1}{0.7} = \frac{1}{7}$$

3) $P_{CH_4} = ?$

$$P_{CH_4} = \frac{n_{CH_4} \cdot R \cdot T}{V} = \frac{0.2 \times 0.082 \times 400}{32.8}$$

$$\Rightarrow P_{CH_4} = 0.2 \text{ atm}$$

أسئلة نظرية:

رتب الغازات التالية حسب تزايد سرعة انتشارها (O_2, H_2, N_2)

علماً أنّ: N: 14, O: 16, H: 1

الحل: دائماً نحسب الكتل المولية لكل من الغازات، والغاز ذو الكتلة الأكبر يكون هو الأبطأ $(O_2 < N_2 < H_2)$

مزيج غازي مكوّن من 2mol من النتروجين و 4mol من الأكسجين عند ضغط 1atm إذا استبدل المزيج بـ 6mol من الأكسجين تكون قيمة الضغط الناتج؟

الحل: تبقى 1atm

لأننا نعلم أنّ: $P_t = n_t \cdot \frac{RT}{V}$ و n_t نفسه لم يتغير.

أعط تفسيراً علمياً:

- عند رش كمية صغيرة من العطر في غرفة نلاحظ انتشار الرائحة في كامل أرجاء الغرفة؟

تنتشر الغازات في كل الاتجاهات بسبب الحركة العشوائية لجزيئاتها لتملأ الحيز الذي توجد فيه بشكل متجانس.

- يرتفع المنطاد عن سطح الأرض عند تسخين الهواء داخله.

لأنه بتسخين الهواء داخل المنطاد تنقص كثافته لتصبح أقل من كثافة الهواء المحيط به مما يؤدي إلى ارتفاعه.

- عند وضع عبوتين من محلول حمض كلور الماء المركز ومحلول النشادر المركز بجانب بعضهما نلاحظ وجود أبخرة بيضاء بالقرب من عبوة حمض كلور الماء المركز.

بسبب انتقال جزيئات غازي كلور الهيدروجين والنشادر خارج عبوتيهما وتكوين ملح كلوريد الأمونيوم الأبيض:

$$NH_{3(g)} + HCl_{(g)} \rightarrow NH_4Cl_{(s)}$$

- يشغل الغاز حجم الوعاء الذي يوضع فيه.

لأن جزيئات الغاز تتحرك بحركة عشوائية بكافة الاتجاهات ضمن الحجم الذي يشغله الغاز.

- يُهمل حجم جزيء الغاز مقابل حجم الغاز.

نتيجة تباعد الجزيئات.

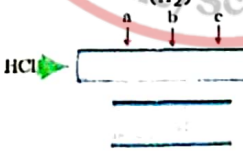
- نشوء ضغط الغاز.

نتيجة تصادم جزيئات الغاز مع جدار الإناء الذي يحويه.

- ينتشر غاز الهيدروجين H_2 بسرعة أكبر من انتشار غاز الأكسجين O_2 في الشروط ذاتها. علماً أنّ: H: 1, O: 16

لأنه تزداد سرعة انتشار غاز بنقصان كتلته المولية بحسب قانون غراهام:

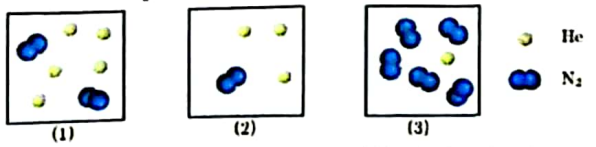
$$M_{(H_2)} < M_{(O_2)} \Rightarrow v_{(H_2)} > v_{(O_2)}$$



ليكن لديك الأنبوب التالي؛ في أي نقطة من النقاط سيتفاعل كل من HCl و NH_3 "عال" علماً أنّ: N: 14, H: 1, Cl: 35.5؟

الحل: في النقطة a (أقرب إلى الغاز الأبطأ) لأنّ $v_{NH_3} > v_{HCl}$ وذلك بسبب كون الكتلة المولية لـ HCl أكبر من الكتلة المولية لـ NH_3.

رتب تزايد الضغط الكلي وتزايد الضغط الجزئي للهيليوم في الأشكال التالية:



الضغط الكلي: $1 > 3 > 2$

الضغط الجزئي للهيليوم: $3 > 2 > 1$

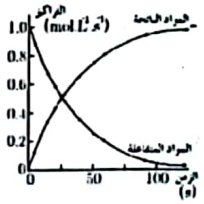
انتهت وحدة الغازات

T.me/Science_2022bot
تم تحميل الملف من : بوت مكتبتي التعليمية

سرعة التفاعل الكيميائي:

يُعبر عن سرعة التفاعل الكيميائي عن طريق تغير التركيز بدلالة الزمن سواءً للمادة المتفاعلة أو للمادة الناتجة.

فهي تمثل ميل المنحني الذي يرسم تغير التركيز بدلالة الزمن



واحدة سرعة التفاعل: $mol.L^{-1}.s^{-1}$

أنواع سرعة التفاعل الكيميائي:

أولاً – سرعة التفاعل الوسطية:

تطبيق: ليكن لدينا التفاعل الآتي:

$$2A_{(g)} + 3B_{(g)} \rightarrow 4C_{(g)} + D_{(g)}$$

المطلوب:

1- اكتب عبارة السرعة الوسطية لاستهلاك (لاختفاء) المادة A.

$$v_{avg(A)} = -\frac{\Delta[A]}{\Delta t}$$

2- اكتب عبارة السرعة الوسطية لتشكل (تكوّن) المادة C.

$$v_{avg(C)} = \frac{\Delta[C]}{\Delta t}$$

3- اكتب عبارة سرعة التفاعل الوسطية.

$$v_{avg} = -\frac{1}{2}.\frac{\Delta[A]}{\Delta t} = -\frac{1}{3}.\frac{\Delta[B]}{\Delta t} = \frac{1}{4}.\frac{\Delta[C]}{\Delta t} = \frac{1}{1}.\frac{\Delta[D]}{\Delta t}$$

$$v_{avg} = \frac{1}{2}v_{avg(A)} = \frac{1}{3}v_{avg(B)} = \frac{1}{4}.v_{avg(C)} = \frac{1}{1}v_{avg(D)}$$

4- اكتب عبارة السرعة الوسطية لاستهلاك المادة A بدلالة السرعة الوسطية تشكل المادة C.

$$\frac{1}{2}v_{avg(A)} = \frac{1}{4}v_{avg(C)} \Rightarrow v_{avg(A)} = \frac{2}{4}.v_{avg(C)}$$

مسألة: حدث التفاعل الآتي الممثل بالمعادلة الآتية:

$$A_{(g)} \rightarrow 2B_{(g)} + 3C_{(g)}$$

وسجلت النتائج في الجدول الآتي:

[A] (mol.L⁻¹)	1	0.80	0.50
t (s)	0	10	20

اعتماداً على النتائج المدونة في الجدول السابق، المطلوب:

1- احسب السرعة الوسطية للتفاعل خلال $(0 \rightarrow 10)$.

2- احسب سرعة استهلاك المادة A خلال $(10 \rightarrow 20)$.

3- احسب سرعة تشكل المادة B خلال 20 ثانية.

4- إذا علمت أن السرعة الوسطية لتشكل المادة C تساوي $0.15\ mol.L^{-1}.s^{-1}$، المطلوب: احسب السرعة الوسطية استهلاك المادة A

1-

$$v_{avg} = -\frac{\Delta[A]}{\Delta t} = -\frac{(0.80-1)}{10-0} = -\frac{(-0.20)}{10}$$
$$\Rightarrow v_{avg} = 20 \times 10^{-3} mol.L^{-1}.s^{-1}$$

2-

$$v_{avg(A)} = -\frac{\Delta[A]}{\Delta t} = -\frac{(0.50-0.80)}{20-10} = -\left(\frac{-0.30}{10}\right)$$
$$\Rightarrow v_{avg(A)} = 30 \times 10^{-3} mol.L^{-1}.s^{-1}$$

3-

$$v_{avg(B)} = \frac{\Delta[B]}{\Delta t} = ??$$

$$\frac{1}{2}v_{avg(B)} = v_{avg(A)} \Rightarrow v_{avg(B)} = 2v_{avg(A)}$$

$$v_{avg(B)} = 2.\left(-\frac{\Delta[A]}{\Delta t}\right) = 2.\left(-\frac{0.50-1}{20}\right)$$

$$v_{avg(B)} = 2.\left(\frac{0.50}{20}\right) = \frac{0.50}{10} = 50 \times 10^{-3} mol.L^{-1}.s^{-1}$$

4-

$$v_{avg(A)} = \frac{1}{3}v_{avg(C)} = \frac{1}{3}(0.15) = 0.05\ mol.L^{-1}.s^{-1}$$

ثانياً – سرعة التفاعل اللحظية:

وهنا يجب الانتباه إلى نوعين من التفاعلات:

1) تفاعلات أولية:

وهي التفاعلات التي تجري بمرحلة واحدة، مثال:

$$mA_{(aq)} + nB_{(aq)} \rightarrow pC_{(aq)} + qD_{(aq)}$$

وفي هذه الحالة لو أردنا كتابة عبارة سرعة التفاعل اللحظية:

$$v = k.[A]^m.[B]^n$$

هنا نضع فقط تراكيز المتفاعلات.

k: ثابت سرعة التفاعل. ويتعلق بـ طبيعة المواد المتفاعلة وبدرجة الحرارة.

m و n: رتبة التفاعل بالنسبة لكل من A و B على الترتيب.

رتبة التفاعل $m + n =$

في عبارة السرعة نضع فقط المواد المنحلة (aq) والغازية (g) بينما الصلبة (s) والسائلة (ℓ) لا نضعها.

2) تفاعلات غير أولية:

وهي التفاعلات التي تحدث على أكثر من مرحلة، وعندما لا يمكن جعل الأمثال التفاعلية كرتبة للتفاعل، فمثلاً:

$$mA_{(aq)} + nB_{(aq)} \rightarrow pC_{(aq)} + qD_{(aq)}$$

عندما نكتب: $v = k.[A]^x.[B]^y$

ويتم معرفة x و y من المعطيات التجريبية (سنشاهد ذلك بالمسائل).

ملاحظة هامة: في حالة التفاعلات غير الأولية (التي تجري على أكثر من مرحلة) تكون عبارة السرعة متوافقة مع المرحلة الأبطأ.

مسألة: يحدث التفاعل الآتي في شروط مناسبة:

$$NO_{2(g)} + CO_{(g)} \rightarrow NO_{(g)} + CO_{2(g)}$$

وكانت النتائج لقياس سرعة التفاعل الابتدائية في عدة تجارب بتراكيز مختلفة على الشكل التالي:

رقم التجربة	$[NO_2]\ (mol.L^{-1})$	$[CO]\ (mol.L^{-1})$	$v(mol.L^{-1}.s^{-1})$
1	0.10	0.10	0.0021
2	0.20	0.10	0.0084
3	0.20	0.20	0.0084

والمطلوب: 1. اكتب عبارة سرعة التفاعل اللحظية، واستنتج رتبته.

2. احسب قيمة ثابت سرعة التفاعل.

عبارة سرعة التفاعل اللحظية:

$$v = k.[NO_2]^x.[CO]^y$$

استنتاج رتبة التفاعل:

نعوض في نتائج التجربة الأولى: $0.0021 = k.(0.1)^x.(0.1)^y$ .... (1)

نعوض في نتائج التجربة الثانية: $0.0084 = k.(0.2)^x.(0.1)^y$ .... (2)

نقسم عبارة السرعة (2) على عبارة السرعة (1):

$$\frac{0.0084}{0.0021} = \frac{k(0.2)^x.(0.1)^y}{k.(0.1)^x.(0.1)^y}$$

تم تحميل الملف من : بوت مكتبتي التعليمية
T.me/Science_2022bot

$$4 = \left(\frac{0.2}{0.1}\right)^x$$
$$4 = (2)^x \Rightarrow x = 2$$

نعوض في نتائج التجربة الثالثة:

$$0.0084 = k.(0.2)^x.(0.2)^y \dots (3)$$

نقسم عبارة السرعة (3) على عبارة السرعة (2):

$$\frac{0.0084}{0.0084} = \frac{k(0.2)^x.(0.2)^y}{k.(0.2)^x.(0.1)^y}$$
$$1 = \left(\frac{0.2}{0.1}\right)^y$$
$$1 = (2)^y \Rightarrow y = 0$$

وبالتالي رتبة التفاعل:

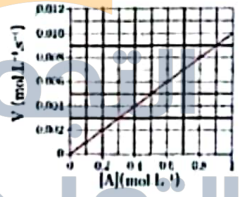
$$v = k.[NO_2]^2.[CO]^0$$
$$v = k.[NO_2]^2$$

حساب ثابت سرعة التفاعل:

بتعويض قيم التجربة (1) في عبارة السرعة:

$$0.0021 = k.(0.1)^2$$
$$\Rightarrow k = \frac{0.0021}{(0.1)^2} = 0.21$$

مسألة(2): يبين الخط البياني المجاور تغير سرعة التفاعل بتغير تركيز المادة A للتفاعل (نواتج ← A)، المطلوب:



a. حدد رتبة التفاعل، ثم اكتب قانون سرعة التفاعل.

b. احسب قيمة ثابت سرعة التفاعل.

الحل: نلاحظ من الخط البياني السابق أنه يمكن كتابة الجدول:

السرعة	0.002	0.004	0.006	0.008	0.01
تركيز A	0.2	0.4	0.6	0.8	1

تُكتب عبارة السرعة بالشكل:

$$v = k.[A]^x$$

يمكن استنتاج رتبة التفاعل.

نعوض في نتائج التجربة الأولى: $0.002 = k.(0.2)^x$

نعوض في نتائج التجربة الثانية: $0.004 = k.(0.4)^x$

نقسم عبارة السرعة (2) على عبارة السرعة (1):

$$\frac{0.004}{0.002} = \frac{k(0.4)^x}{k.(0.2)^x}$$
$$2 = (2)^x \Rightarrow x = 1$$

قانون السرعة يكون:

$$v = k.[A]$$

ثابت السرعة:

$$k = \frac{v}{[A]} \Rightarrow k = \frac{0.01}{1} = 0.01$$

مسألة(3): يحدث التفاعل الأولي وفق المعادلة: $A_{(g)} + 2B_{(g)} \rightarrow 2C_{(g)}$

فإذا كانت التراكيز الابتدائية: $[A] = 0.2\ mol.L^{-1}$, $[B] = 0.4\ mol.L^{-1}$

، وقيمة ثابت سرعة هذا التفاعل $k = 0.3$ المطلوب حساب:

1- سرعة التفاعل الابتدائية.

2- سرعة التفاعل وتركيز المادة C بعد زمن ينقص فيه تركيز المادة A بمقدار $0.1\ mol.L^{-1}$.

$$v_o = k.[A]_o.[B]_o^2 = 0.3 \times (0.2) \times (0.4)^2$$
$$\Rightarrow v_o = 96 \times 10^{-4}\ mol.L^{-1}.s^{-1}$$

2) تركيز المادة [C] وسرعة التفاعل بعد زمن ينقص فيه تركيز A بمقدار $0.1\ mol.L^{-1}$:

	A	+ 2B	→ 2C
	0.2	0.4	0
	−x	−2x	+2x
	0.2 − x	0.4 − 2x	2x

ينقص بمقدار 0.1 تركيز A $\Rightarrow x = 0.1 mol.L^{-1}$

$$\Rightarrow [A] = 0.2 - 0.1 = 0.1\ mol.L^{-1}$$
$$\Rightarrow [B] = 0.4 - 2(0.1) = 0.2\ mol.L^{-1}$$
$$v = k.[A].[B]^2 = 0.3 \times (0.1)(0.2)^2$$
$$\Rightarrow v = 12 \times 10^{-4} mol.L^{-1}.s^{-1}$$
$$\Rightarrow [C] = 2x = 2(0.1) = 0.2\ mol.L^{-1}$$

مسألة(4): وضع 5 mol من المادة A في وعاء مغلق سعته 10L، ويسخن الوعاء إلى درجة حرارة معينة، فيحدث التفاعل الأولي الممثل بالمعادلة: $2A_{(g)} \rightarrow B_{(g)} + 2C_{(g)}$

إذا علمت أن السرعة الابتدائية لهذا التفاعل $v_o = 1.5 \times 10^{-3}\ mol.L^{-1}.s^{-1}$ المطلوب:

1- احسب قيمة ثابت سرعة هذا التفاعل.

2- احسب تركيز المادة [C] عند توقف التفاعل.

1-

$$\Rightarrow [A]_o = \frac{n}{V} = \frac{5}{10} = 0.5 mol.L^{-1}$$
$$v_o = k.[A]_o^2 \Rightarrow k = \frac{v_o}{[A]_o^2} = \frac{15 \times 10^{-4}}{(5 \times 10^{-1})^2}$$
$$= \frac{15 \times 10^{-4}}{25 \times 10^{-2}} = \frac{3}{5} \times 10^{-2} \Rightarrow k = 6 \times 10^{-3}$$

2-

نشكل جدول:

	2A →	B +	2C
	0.5	0	0
	−2x	+x	+2x
	0.5 − 2x	x	2x

عند توقف التفاعل $\Rightarrow v = 0$

$$v = k.[A]^2 = 0$$

نعلم أنّ $k \neq 0$ إذاً:

$$[A] = 0$$
$$0.5 - 2x = 0 \Rightarrow 0.5 = 2x \Rightarrow x = \frac{0.5}{2}\ mol.L^{-1}$$
$$\Rightarrow [C] = 2x = 2\left(\frac{0.5}{2}\right) = 0.5\ mol.L^{-1}$$

مسألة(5): مزج 600 mL من المادة A ذات التركيز $0.8\ mol.L^{-1}$ مع 200 mL من المادة B ذات التركيز $0.8\ mol.L^{-1}$ لتشكل المادة C في شروط مناسبة، وفق التفاعل الأولي الآتي: $2A_{(aq)} + B_{(aq)} \rightarrow 2C_{(aq)}$

والمطلوب:

1. اكتب عبارة سرعة التفاعل.

2. احسب سرعة التفاعل الابتدائي بفرض أنّ: $k = 0.1$

3. احسب سرعة التفاعل عندما يصبح تركيز المادة C مساوياً $0.2\ mol.L^{-1}$.

4. احسب تركيز المادة C عندما يتفاعل 20% من المادة A.

ط1: عبارة سرعة التفاعل: $v = k.[A]^2.[B]$

تم تحميل الملف من : بوت مكتبتي التعليمية
T.me/Science_2022bot

ط2: نحسب تراكيز كلاً من A و B الابتدائية بعد المزج:

$$C' = \frac{C.V}{V'}$$

$$[A]_o = \frac{0.8 \times 600}{800} = 0.6\ mol.L^{-1}$$

$$[B]_o = \frac{0.8 \times 200}{800} = 0.2\ mol.L^{-1}$$

$$v_o = 0.1 \times (0.6)^2 \times (0.2) = 72 \times 10^{-4} mol.L^{-1}.s^{-1}$$

ط3: حساب سرعة التفاعل عندما يتشكل $0.2mol.L^{-1}$ من المادة C:

	$2A_{(g)}$	+ $B_{(g)}$	→ $2C_{(g)}$
التراكيز الابتدائية	0.6	0.2	0
التغير في التركيز	$-2x$	$-x$	$+2x$
التراكيز في اللحظة t	$0.6-2x$	$0.2-x$	$2x$

$$2x = 0.2mol.L^{-1} \Rightarrow x = 0.1\ mol.L^{-1}$$

$$[A] = 0.6 - 2x = 0.6 - 0.2 = 0.4\ mol.L^{-1}$$

$$[B] = 0.2 - x = 0.2 - 0.1 = 0.1\ mol.L^{-1}$$

$$v = 0.1 \times (0.4)^2 \times (0.1)$$

$$= 16 \times 10^{-4} mol.L^{-1}.s^{-1}$$

ط4: حساب تركيز المادة C وسرعة التفاعل عندما يتفكك 20% من المادة A:

كل $100\ mol.L^{-1}$ من المادة A يتفكك منها $20\ mol.L^{-1}$

كل $0.6\ mol.L^{-1}$ من المادة A يتفكك منها $2x\ mol.L^{-1}$

$$2x = 0.12 \Rightarrow x = 0.06\ mol.L^{-1}$$

والان نحسب تركيز C:

$$[C] = 2x = 2(0.06) = 0.12mol.L^{-1}$$

مسألة(6): يضاف 200 mL تحوي على 1.2 mol من محلول المادة A إلى 200 mL تحوى على 0.8 mol من محلول المادة B فيتم التفاعل الأولي الآتي: $2A_{(aq)} + B_{(aq)} \rightarrow 2C_{(aq)} + D_{(aq)}$

إذا علمت أنّ ثابت سرعة التفاعل 2×10^{-2} المطلوب:

1. احسب السرعة الابتدائية للتفاعل.
2. احسب سرعة التفاعل بعد زمن يتشكل 0.4 mol من المادة D.
3. احسب تركيز كل من المادتين C, B عند توقف التفاعل.

ط1) نحسب التراكيز بعد المزج:

$$V' = 200 + 200 = 400mL = 0.4L$$

$$C' = \frac{n}{V'} \begin{cases} [A]_o = \frac{1.2}{0.4} = 3mol.L^{-1} \\ [B]_o = \frac{0.8}{0.4} = 2mol.L^{-1} \end{cases}$$

$$v_o = k.[A]_o^2.[B]_o$$

$$v_o = 2 \times 10^{-2} \times (3)^2 \times (2) = 0.36\ mol.L^{-1}.s^{-1}$$

ط2)

$2A$	+ B →	$2C$ +	D
3	2	0	0
$-2x$	$-x$	$+2x$	$+x$
$3-2x$	$2-x$	$2x$	x

$$[D] = \frac{n}{V'} = \frac{0.4}{400 \times 10^{-3}} = 1mol.L^{-1}$$

$$[D] = x = 1mol.L^{-1}$$

$$[A] = 3 - 2x = 3 - 2 = 1mol.L^{-1}$$

$$[B] = 2 - x = 2 - 1 = 1mol.L^{-1}$$

الآن نحسب السرعة:

$$v = 2 \times 10^{-2}(1)^2.(1)$$

$$v = 2 \times 10^{-2} mol.L^{-1}.s^{-1}$$

ط3)

عند توقف التفاعل:

$$v = k.[A]^2.[B] = 0$$

$$k \neq 0$$

إما $[A] = 0$	أو $[B] = 0$
$3 - 2x = 0$ $\Rightarrow x = \frac{3}{2} = 1.5mol.L^{-1}$ نعوض في [B]: $[B] = 2 - x = 2 - 1.5$ $\Rightarrow [B] = 0.5\ mol.L^{-1}$ مقبول. نحسب [C]: $[C] = 2x = 2(1.5)$ $\Rightarrow [C] = 3\ mol.L^{-1}$	$2 - x = 0$ $\Rightarrow x = 2mol.L^{-1}$ نعوض في [A]: $[A] = 3 - 2x = 3 - 4$ $\Rightarrow [A] = -1$ مرفوض لأنه سالب !

ملاحظات عامة:

- أشرنا إلى أنّه عندما يُعطى في نص السؤال مراحل حدوث التفاعل، ويطلب كتابة عبارة السرعة، نكتبها فقط للمرحلة الأبطأ.

سؤال(1): يحدث التفاعل الآتي في الغلاف الجوي $NO_{(g)} + O_{3(g)} \rightarrow NO_{2(g)} + O_{2(g)}$ على مرحلتين:

المرحلة الأولى: ذات تفاعل بطيء: $O_{3(g)} \rightarrow O_{2(g)} + O_{(g)}$

المرحلة الثانية: ذات تفاعل سريع: $NO_{(g)} + O_{(g)} \rightarrow NO_{2(g)}$

أي العبارات التالية يمثل عبارة سرعة التفاعل:

a	$v = k.[NO].[O]$	b	$v = k[O_3]$
c	$v = k.[NO].[O_3]$	d	$v = kP.[NO][O_3][O]$

سؤال(2): من أجل التفاعل الأولي الآتي:

نواتج $\rightarrow 3A_{(g)} + B_{(g)}$

إذا ازداد تركيز المادة A مثلي ماكان عليه فإن سرعة التفاعل:

a		b		c		d	
تزداد أربع مرات		تزداد ثمان مرات		تزداد مرتين		لا تتأثر سرعة التفاعل	

الحل: عبارة السرعة:

$$v = k.[A]^3.[B]$$

لدى زيادة تركيز A مثلي ماكان عليه يكون:

$$v' = k.(2[A])^3.[B] = 8.k.[A]^3.[B] = 8v$$

سؤال(3): من أجل التفاعل الأولي الآتي:

نواتج $\rightarrow A_{(g)} + B_{(g)}$

بين كيف تتغير السرعة عند مضاعفة الحجم.

الحل:

$$v = k.[A].[B]$$

عند مضاعفة الحجم تصبح التراكيز نصف ما كانت عليه:

$$v' = k.\frac{[A]}{2}.\frac{[B]}{2} = \frac{1}{4}.k.[A].[B] = \frac{1}{4}v$$

أي أنّ السرعة تصبح ربع ماكانت عليه.

- عندما نضاعف تركيز مادة ولا تتغير السرعة يكون التفاعل من المرتبة صفر وعندما تكون عبارة السرعة $v = k$.

تم تحميل الملف من : بوت مكتبتي التعليمية
T.me/Science_2022bot

نظري درس سرعة التفاعل الكيميائي:

مراحل حدوث التفاعل الكيميائي:

عدد الفرضيات التي تقوم عليها نظرية التصادمات؟

1. لحدوث تفاعل كيميائي يجب أنّ تتصادم دقائق المواد المتفاعلة (جزيئات أو ذرات أو أيونات) مع بعضها.
2. التصادم شرط لازم وغير كاف لحدوث التفاعل، حيث يوجد تصادمات فعالة وأخرى غير فعالة.

حتى يكون التصادم فعالاً لابد من توافر شرطين هما:

- أنّ تأخذ دقائق المواد وضعاً فراغياً مناسباً.
- أنّ تمتلك دقائق المواد المتفاعلة الحد الأدنى من الطاقة اللازمة لحدوث التفاعل (طاقة التنشيط).

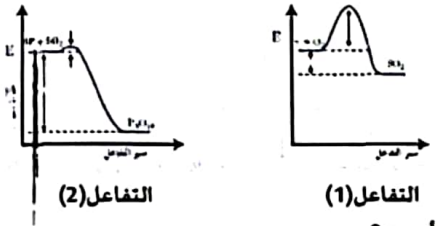
التفاعلات الكيميائية التي تحتاج إلى طاقة تنشيط تمر بثلاث مراحل، ما هي هذه المراحل؟

1. إضعاف روابط جزيئات المواد المتفاعلة.
2. تشكل الحالة الانتقالية أو ما يسمى المعقد النشط.
3. تفكك المعقد النشط، وتشكل النواتج.

ملاحظات:

- المعقد النشط هو مركب مرحلي غير ثابت يتشكل آنياً، ولا يمكن فصله من المزيج التفاعلي.
- طاقة التنشيط هي الحد الأدنى من الطاقة الواجب توافره لوصول طاقة المواد المتفاعلة إلى الحالة الانتقالية.
- تتعلق طاقة التنشيط بطبيعة المواد المتفاعلة.
- الفرق بين طاقة المواد المتفاعلة وطاقة المعقد النشط يمثل طاقة التنشيط (وكلما نقصت كلما زادت سرعة التفاعل والعكس صحيح)
- الفرق بين طاقة المواد المتفاعلة وطاقة المواد الناتجة يمثل طاقة التفاعل (إذا كانت طاقة المتفاعلات أكبر من طاقة المنتجات يكون ناشر، وإذا كانت طاقة المنتجات أكبر من طاقة المتفاعلات يكون ماص).

تمرين: ليكن لديك المخططين البيانيين الآتيين:



التفاعل(1) التفاعل(2)

أي التفاعلين أسرع؟

التفاعل(1) له أكبر طاقة تنشيط، فهو أقل سرعة.

التفاعل(2) له أقل طاقة تنشيط، فهو التفاعل الأسرع.

تحاليل سرعة التفاعل:

- التفاعلات التي تحتاج إلى طاقة تنشيط منخفضة تكون سريعة؟

لأنّ عدد الجزيئات التي تملك طاقة التنشيط يكون كبيراً.

- التفاعلات التي تحتاج طاقة تنشيط كبيرة تكون بطيئة؟

لأنّ عدد الجزيئات التي تملك طاقة التنشيط يكون صغيراً.

- احتراق مسحوق الفحم أسرع من احتراق قطعة فحم مماثلة له بالكتلة.

لأنّ مساحة سطح التماس في مسحوق الفحم أكبر من مساحة سطح التماس لقطعة الفحم المماثلة بالكتلة.

- تؤدي زيادة درجة الحرارة إلى زيادة سرعة التفاعل.

لأنّ زيادة درجة الحرارة يؤدي لزيادة عدد الجزيئات اتي تملك طاقة حركية أكبر أو تساوي طاقة التنشيط فتزداد عدد التصادمات الفعالة مما يؤدي لزيادة سرعة التفاعل.

- تزداد سرعة التفاعل بزيادة تركيز المواد المتفاعلة.

بسبب زيادة عدد التصادمات.

- لا يضع المواد الصلبة (s) والسائلة (ℓ) في عبارة سرعة التفاعل؟

لأن تراكيزها ثابتة (لا تتغير) مهما تغيرت كميتها.

العوامل المؤثرة في سرعة التفاعل الكيميائي:

1) طبيعة المواد المتفاعلة.

أ. عدد روابط المواد المتفاعلة: كلما زاد عدد الرو بط كلما قلت سرعة التفاعل (لذلك احتراق البوتان C_4H_{10} أسرع من الأوكتان C_8H_{18})

ب. طاقة روابط المواد المتفاعلة: كلما زادت طاقة روابط المواد المتفاعلة كلما قلت السرعة (لذلك سرعة تفاعل H_2 مع F_2 أكبر من سرعة تفاعله مع Cl_2 لأنّ طاقة الرابطة $F-F$ أقل من $Cl-Cl$).

2) درجة الحرارة: كلما زادت درجة الحرارة تزداد سرعة التفاعل.

3) تأثير الوسيط:

يوجد نوعان للوسيط: أ. حفاز (مسرع للتفاعل).

ب. مثبط (مبطء للتفاعل).

الوسيط: هو مادة تغير من سرعة التفاعل الكيميائي القابل للحدوث دون أنّ يتغير تركيبها الكيميائي في نهاية التفاعل.

كيف يقوم الحفاز بزيادة سرعة التفاعل؟ أو (علل يسرع الحفاز التفاعل الكيميائي)

يتم ذلك من خلال تغيير آلية حدوث التفاعل وفق تفاعلات طاقة تنشيطها أقل من طاقة تنشيط التفاعل الأصلي.

4) تأثير التركيز: تزداد سرعة التفاعلات الكيميائية بزيادة التركيز.

ملاحظة: يوجد لدينا نوعان من التفاعلات:

أ. تفاعلات متجانسة: (تكون المواد المتفاعلة في طور واحد (سائل، سائل) (غاز،غاز) ..إلخ .. وهذا التفاعل تزداد سرعته بزيادة تركيز المواد المتفاعلة.

ب. تفاعلات غير متجانسة: (تكون المواد المتفاعلة في طورين(سائل،صلب) أو (صلب،غاز) ..إلخ وهذا التفاعل تزداد سرعته من خلال:

1- زيادة تركيز المواد المتفاعلة.

2- تحويل المادة الصلبة إلى مسحوق لزيادة سطح تماسها.

تمرين: ليكن لديك التفاعل الأولي التالي:

$$2Al_{(s)} + 3Cl_{2(g)} \rightarrow 2AlCl_{3(g)}$$

اقترح طريقتين لزيادة سرعة التفاعل.

الحل:

1) تحويل Al إلى مسحوق لزيادة سطح التماس. 2) زيادة تركيز Cl_2.

انتهى درس سرعة التفاعل

التوازن الكيميائي:

التفاعل المتوازن هو تفاعل:

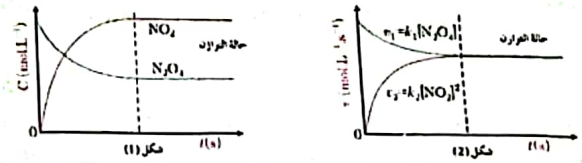
- تتساوى فيه سرعة التفاعل المباشر وسرعة التفاعل العكسي
- وتكون تراكيز المواد المتفاعلة والناتجة قد ثبتت.

فمثلاً لو أخذنا التفاعل:

$$N_2O_{4(g)} \underset{(2)}{\overset{(1)}{\rightleftarrows}} 2NO_{2(g)}$$

يسمى الاتجاه (1) بالاتجاه المباشر.

والاتجاه (2) بالاتجاه العكسي أو الاتجاه غير المباشر.



ثابت التوازن الكيميائي:

استنتج عبارة ثابت التوازن للتفاعل الآتي باعتبار التفاعل المباشر والعكسي أوليان.

$$m\,A_{(g)} + n\,B_{(g)} \underset{(2)}{\overset{(1)}{\rightleftarrows}} p\,C_{(g)} + q\,D_{(g)}$$

نكتب عبارة سرعة التفاعل المباشر وعبارة سرعة التفاعل العكسي:

$$v_1 = k_1.[A]^m.[B]^n \ldots (1)$$
$$v_2 = k_2.[C]^p.[D]^q \ldots (2)$$

عند التوازن يكون:

$$v_1 = v_2 \Rightarrow k_2.[C]^p.[D]^q = k_1.[A]^m.[B]^n$$

بالاستفادة من خواص التناسب:

$$\frac{k_1}{k_2} = K_c = \frac{[C]^p.[D]^q}{[A]^m.[B]^n}$$

حيث:

K_c ثابت التوازن بدلالة التراكيز. يتعلق فقط بدرجة الحرارة.

ويمكن التعبير عن ثابت التوازن بدلالة الضغوط الجزئية مقدرة بـ atm:

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

حيث: K_P ثابت التوازن بدلالة الضغوط الجزئية (ليس له واحدة).

ملاحظة هامة: المواد الصلبة s والمواد السائلة ℓ كمذيب فقط لا تظهر في عبارة ثابت التوازن (علل) لأنّ تراكيزها ثابتة مهما تغيرت كميتها.

العلاقة بين K_C و K_P:

تُعطى العلاقة بين قيمة ثابتي التوازن بدلالة التراكيز والضغوط الجزئية:

$$K_P = K_C.(RT)^{\Delta n}$$

حيث: $\Delta n = n_2 - n_1$ علماً أنّ:

n_2: عدد المولات الغازية للمنتجات. n_1: عدد المولات الغازية للمتفاعلات.

أمثلة: اكتب عبارة K_C و K_P والعلاقة بينهما، لكل من التفاعلات الآتية:

$$C_{(s)} + 2H_{2(g)} \rightleftarrows CH_{4(g)}$$

$$K_C = \frac{[CH_4]}{[H_2]^2}\ ,\ K_P = \frac{P_{CH_4}}{P_{H_2}^2}$$

$$\Delta n = 1 - 2 \Rightarrow K_P = K_c.(RT)^{-1}$$

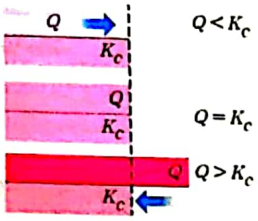
$$H_{2(g)} + I_{2(g)} \rightleftarrows 2HI_{(g)}$$

$$K_C = \frac{[HI]^2}{[I_2].[H_2]}\ ,\ K_P = \frac{P_{HI}^2}{P_{H_2}.P_{I_2}}$$

$$\Delta n = 2 - 2 = 0 \Rightarrow K_P = K_C.(RT)^{\Delta n} = K_C$$

حاصل التفاعل:

ماذا إن لم نكن في حالة التوازن؟ كيف يمكننا معرفة في أي اتجاه يسير التفاعل الآن؟ لذلك وُجد مفهوم حاصل التفاعل Q وعلاقته مماثلة تماماً لعلاقة K_c ولكن الفرق بينهما أنّ: K_c نعوض فيه التراكيز التوازنية فقط بينما Q نعوض فيه التركيز في لحظة ما (دون حالة التوازن).



وهنا نميز ثلاث حالات:

$Q < K_c$ | $Q < K_c$: تركيز المواد الناتجة أقل من تراكيزها في حالة التوازن عندها يرجح التفاعل المباشر على التفاعل العكسي للوصول إلى حالة التوازن.

$Q = K_c$ | $Q = K_c$: التفاعل وصل إلى حالة التوازن.

$Q > K_c$ | $Q > K_c$: تركيز المواد الناتجة أكبر من تركيزها في حالة التوازن ويرجح التفاعل العكسي على التفاعل المباشر للوصول إلى حالة التوازن.

تطبيق: وعاء حجمه 2L يحتوي على 0.08 mol من $CH_3OH_{(g)}$ و 0.4 mol من $H_{2(g)}$ و 0.2 mol من $CO_{(g)}$ يحدث التفاعل وفق المعادلة:

$$CO_{(g)} + 2H_{2(g)} \underset{(2)}{\overset{(1)}{\rightleftarrows}} CH_3OH_{(g)}$$

فإذا علمت أنّ قيمة $K_c = 7.3$ بيّن بالحساب إذا كان التفاعل بحالة توازن أم لا وإذا لم يكن بحالة توازن حدد التفاعل الراجح (المباشر/العكسي) مع التفسير.

$$[CH_3OH] = \frac{n}{V} = \frac{0.08}{2} = 0.04\ mol.L^{-1}$$

$$[H_2] = \frac{n}{V} = \frac{0.4}{2} = 0.2\ mol.L^{-1}$$

$$[CO] = \frac{0.2}{2} = 0.1\ mol.L^{-1}$$

$$Q = \frac{[CH_3OH]}{[CO].[H_2]^2} = \frac{4 \times 10^{-2}}{1 \times 10^{-1} \times (2 \times 10^{-1})^2} = 10$$

$Q > K_c$ ، والتفاعل الراجح هو التفاعل العكسي لأنّ التفاعل ليس في حالة توازن

العوامل المؤثرة في حالة التوازن:

إذا حدث تغير في أحد العوامل المؤثرة في جملة كيميائية متوازنة، مثل درجة الحرارة أو التركيز أو الضغط، يختل التوازن، فيرجح التفاعل في الاتجاه الذي يعاكس هذا التغير. يسمى هذا المبدأ مبدأ لوشاتولييه.

أولاً - تأثير التركيز:

لدى زيادة تركيز مادة، يتزاح التوازن في الاتجاه الذي يقلل من تشكل هذه المادة (في الاتجاه المعاكس لتشكل هذه المادة).

لدى نقصان تركيز مادة، يتزاح التوازن في الاتجاه الذي يزيد من تشكل هذه المادة.

ثانياً - تأثير الضغط:

عند رفع الضغط (نقصان الحجم) يتزاح التوازن في الاتجاه الذي يحوي عدد مولات غازية أقل.

عند خفض الضغط (زيادة الحجم) يتزاح التوازن في الاتجاه الذي يحوي عدد مولات غازية أكبر.

التجمع التعليمي

ثالثا - تأثير تغير درجة الحرارة:

1- تفاعلات ناشرة للحرارة:

$$A + B \underset{\text{ماص}}{\overset{\text{ناشر}}{\rightleftarrows}} C + D \quad \Delta H < 0$$

2- تفاعلات ماصة للحرارة:

$$A + B \underset{\text{ناشر}}{\overset{\text{ماص}}{\rightleftarrows}} C + D \quad \Delta H > 0$$

عند زيادة درجة الحرارة، ينزاح التوازن في الاتجاه الماص للحرارة.

عند خفض درجة الحرارة، ينزاح التوازن في الاتجاه الناشر للحرارة.

ملاحظة:

عندما ينزاح التوازن في الاتجاه المباشر بتأثير درجة الحرارة تزداد قيمة ثابت التوازن، وعندما ينزاح التوازن في الاتجاه العكسي بتأثير درجة الحرارة تنخفض قيمة ثابت التوازن.

رابعا - تأثير الحفاز في التوازن:

الحفاز لا يؤثر في حالة التوازن ولا بقيمة ثابت التوازن، إنما فقط يسرع الوصول إلى حالة التوازن.

مثال: ليكن لدينا التفاعل التالي:

$$A_{(g)} + 2B_{(g)} \rightleftarrows 2C_{(g)} + 2D_{(g)} \quad \Delta H < 0$$

ما تأثير كل من: زيادة تركيز A - نقصان تركيز B - نقصان تركيز C - زيادة تركيز D - رفع درجة الحرارة - خفض الضغط - نقصان الحجم.

على كل من:

1) حالة التوازن. 2) كمية المتفاعلات. 3) كمية المنتجات. 4) قيمة ثابت التوازن.

	حالة التوازن	كمية المتفاعلات	كمية المنتجات	قيمة ثابت التوازن
زيادة تركيز A	ينزاح بالاتجاه المباشر	تقل	تزداد	لا تتغير
نقصان تركيز B	ينزاح بالاتجاه العكسي	تزداد	تقل	لا تتغير
نقصان تركيز C	ينزاح بالاتجاه المباشر	تقل	تزداد	لا تتغير
زيادة تركيز D	ينزاح بالاتجاه العكسي	تزداد	تقل	لا تتغير
رفع درجة الحرارة	ينزاح بالاتجاه العكسي	تزداد	تقل	تقل قيمة ثابت التوازن
خفض الضغط	ينزاح بالاتجاه المباشر	تقل	تزداد	لا تتغير
نقصان الحجم (زيادة الضغط)	ينزاح بالاتجاه العكسي	تزداد	تقل	لا تتغير

العمليات على ثابت التوازن:

- إذا ضربت معادلة تفاعل بعدد ما، فإنّ ثابت التوازن الجديد يرفع للأس يساوي ذلك العدد.
- إذا عُكس التفاعل فإنّ قيمة ثابت التوازن الجديد تساوي مقلوب قيمة ثابت التوازن.
- لدى جمع التفاعلات تكون قيمة ثابت التوازن الجديد تساوي جداء هذه القيم.

سؤال(1): إذا علمت أنّ قيمة $K_c = 0.36$ للتفاعل:

$$N_2O_{4(g)} \underset{(2)}{\overset{(1)}{\rightleftarrows}} 2NO_{2(g)}$$

المطلوب: احسب K_c لكلّ من التفاعلين الآتيين:

$$\frac{1}{2}N_2O_{4(g)} \underset{(2)}{\overset{(1)}{\rightleftarrows}} NO_{2(g)} \quad K_{c_1}$$

$$2NO_{2(g)} \underset{(2)}{\overset{(1)}{\rightleftarrows}} N_2O_{4(g)} \quad K_{c_2}$$

$$K_{c_1} = (K_c)^{\frac{1}{2}} = (0.36)^{\frac{1}{2}} = 0.6$$

$$K_{c_2} = \frac{1}{K_c} = \frac{1}{0.36} = 2.8$$

ثابت التوازن لتفاعل يساوي جداء ثوابت التوازن للمراحل التي تشكل هذا التفاعل:

$$A_{(g)} + B_{(g)} \rightleftarrows C_{(g)} + D_{(g)} \quad K_{c_1}$$
$$C_{(g)} + F_{(g)} \rightleftarrows G_{(g)} + A_{(g)} \quad K_{c_2}$$

$$B_{(g)} + F_{(g)} \rightleftarrows G_{(g)} + D_{(g)}$$
$$K_c = K_{c_1} \times K_{c_2}$$

سؤال(2): احسب ثابت التوازن بدلالة التراكيز K_c للتفاعل:

$$CO_{2(g)} + H_{2(g)} \rightleftarrows CO_{(g)} + H_2O_{(g)}$$

اعتماداً على التفاعلات:

$$Fe_{(s)} + CO_{2(g)} \rightleftarrows FeO_{(s)} + CO_{(g)} \quad K_{c_1} = 1.47$$
$$Fe_{(s)} + H_2O_{(g)} \rightleftarrows FeO_{(s)} + H_{2(g)} \quad K_{c_2} = 2.38$$

الحل: تبقى المعادلة الأولى كما هي وتُعكس الثانية:

$$Fe_{(s)} + CO_{2(g)} \rightleftarrows FeO_{(s)} + CO_{(g)} \quad K_{c_1} = 1.47$$
$$FeO_{(s)} + H_{2(g)} \rightleftarrows Fe_{(s)} + H_2O_{(g)} \quad K'_{c_2} = \frac{1}{K_{c_2}} = \frac{1}{2.38}$$

$$CO_{2(g)} + H_{2(g)} \rightleftarrows CO_{(g)} + H_2O_{(g)}$$
$$\Rightarrow K_c = K_{c_1} \times K'_{c_2} = 1.47 \times \frac{1}{2.38} = \frac{147}{238}$$

أهمية ثابت التوازن:

يُستفاد من ثابت التوازن في معرفة الاتجاه الذي يكون قد انزاح إليه التفاعل عند التوازن.

أي نستطيع أن نعلم من خلاله هل كمية المتفاعلات أم كمية المنتجات أكبر عند التوازن.

حيث نلاحظ أنّه عندما يكون:

$K_c >> 1$ مواد ناتجة ⟸ مواد متفاعلة

$K_c << 1$ مواد متفاعلة ⟸ مواد ناتجة

$K_c \gg 1$: التفاعل يحدث إلى مدى كبير في الاتجاه المباشر (كمية المنتجات أكبر من كمية المتفاعلات).

$K_c \ll 1$: التفاعل يحدث إلى مدى كبير في الاتجاه العكسي (كمية المتفاعلات أكبر من كمية المنتجات).

$K_c = 1$: يتم التفاعل بالاتجاهين بنفس النسبة وكمية المتفاعلات والمنتجات تكون متساوية.

قارن بين كمية المواد المتفاعلة والمواد الناتجة عند بلوغ التوازن في كل من التفاعلين الآتيين:

a. $N_{2(g)} + O_{2(g)} \rightleftarrows 2NO_{(g)} \quad K_c = 1.5 \times 10^{-10}$

b. $2SO_{2(g)} + O_{2(g)} \rightleftarrows 2SO_{3(g)} \quad K_c = 14 \times 10^{2}$

التفاعل الأول $K_c < 1$ وبالتالي كمية المواد الناتجة أقل من كمية المواد.

التفاعل الثاني $K_c > 1$ وبالتالي كمية المواد الناتجة أكبر من كمية المواد المتفاعلة.

مسائل:

مسألة(1): مُزج 2mol من الهيدروجين H_2 مع 3 mol من اليود I_2 في وعاء مغلق سعته 10L وكانت كمية يود الهيدروجين HI عند التوازن 3.6 mol، احسب قيمة ثابت التوازن للتفاعل الآتي:

$$I_{2(g)} + H_{2(g)} \rightleftarrows 2HI_{(g)}$$

ما قيمة K_P؟

$$[I_2]_o := \frac{n}{V} = \frac{3}{10} = 0.3 \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[H_2]_o = \frac{n}{V} = \frac{2}{10} = 0.2 \text{ mol.L}^{-1}$$

$$I_{2(g)} + H_{2(g)} \rightleftarrows 2HI_{(g)}$$

التراكيز الابتدائية: $0.3 \quad 0.2 \quad C$

التغير في التركيز: $-x \quad -x \quad +2x$

التراكيز التوازنية: $0.3-x \quad 0.2-x \quad 2x$

$$2x = 0.36\ mol.L^{-1} \Rightarrow x = 0.18\ mol.L^{-1}$$
$$[H_2]_{eq} = 0.2 - 0.18 = 0.02\ mol.L^{-1}$$
$$[I_2]_{eq} = 0.3 - 0.18 = 0.12\ mol.L^{-1}$$
$$K_c = \frac{[HI]^2}{[H_2].[I_2]} = \frac{(0.36)^2}{(0.02)\times(0.12)} = 54$$
$$K_P = K_c.(RT)^{\Delta n} = K_c.(RT)^{2-2} = K_c.(RT)^0 = 54$$

مسألة(2): وضع 4 mol من PCl_5 في وعاء سعته 2L وسخن الوعاء إلى درجة 500 K يتفكك منه 10% وفق المعادلة:

$$PCl_{5(g)} \rightleftarrows PCl_{3(g)} + Cl_{2(g)}$$

المطلوب حساب:

1. قيمة K_c.
2. قيمة K_P $(R = 0.082\ atm.L.mol^{-1}.K^{-1})$

ط1:

$$C = \frac{n}{V} = \frac{4}{2} = 2\ mol.L^{-1}$$

$$PCl_{5(g)} \rightleftarrows PCl_{3(g)} + Cl_{2(g)}$$

التراكيز الابتدائية: $2 \quad 0 \quad 0$

التراكيز التوازنية: $2-x \quad x \quad x$

كل $100 mol.L^{-1}$ يتفكك منها $10\ mol.L^{-1}$

كل $2\ mol.L^{-1}$ يتفكك منها $x\ mol.L^{-1}$

$$x = \frac{10\times 2}{100} = 0.2\ mol.L^{-1}$$

نحسب التراكيز التوازنية

$$[PCl_3]_{eq} = [Cl_2]_{eq} = x = 0.2\ mol.L^{-1}$$
$$[PCl_5]_{eq} = 2 - x = 2 - 0.2 = 1.8\ mol.L^{-1}$$

والآن نحسب ثابت التوازن:

$$K_c = \frac{[PCl_3]\times[Cl_2]}{[PCl_5]} = \frac{0.2\times 0.2}{1.8} = \frac{1}{45}$$

ط2:

$$K_P = K_c(RT)^{\Delta n} = \frac{1}{45}.(0.082\times 500) = \frac{82\times 10^{-1}}{9} = \frac{41}{45}$$

مسألة(5): مُزج 2 mol من مادة A مع 2 mol من مادة B في وعاء سعته 10 L فيحدث التفاعل المتوازن وفق المعادلة:

$$A_{(g)} + B_{(g)} \rightleftarrows 2C_{(g)}$$

فإذا علمت أنّ قيمة ثابت سرعة التفاعل المباشر $k_1 = 8.8\times 10^{-2}$ وقيمة ثابت سرعة التفاعل العكسي $k_2 = 2.2\times 10^{-2}$، المطلوب حساب:

1. قيمة K_c ثم قيمة K_1.
2. تراكيز كل من المواد المتفاعلة والناتجة عند بلوغ التوازن.

$$K_c = \frac{K_1}{K_2} = \frac{8.8}{2.2} = 4$$
$$K_P = K_c.(RT)^{\Delta n} = K_c.(RT)^{2-2} = K_c = 4$$

نحسب التراكيز الابتدائية:

$$[A]_o = [B]_o = \frac{2}{10} = 0.2\ mol.L^{-1}$$

$$A + B \rightleftarrows 2C$$

التراكيز الابتدائية: $0.2 \quad 0.2 \quad 0$

التغير في التركيز: $-x \quad -x \quad +2x$

التراكيز التوازنية: $0.2-x \quad 0.2-x \quad 2x$

$$K_c = \frac{[C]^2}{[A].[B]} = \frac{(2x)^2}{(0.2-x)^2}$$
$$4 = \frac{(2x)^2}{(0.2-x)^2}$$

بجذر الطرفين نجد:

$$2 = \frac{2x}{0.2-x}$$
$$2(0.2-x) = 2x$$
$$0.4 - 2x = 2x \Rightarrow 0.4 = 4x \Rightarrow x = \frac{0.4}{4} = 0.1 mol.L^{-1}$$

وبالتالي التراكيز التوازنية:

$$[A]_{eq} = [B]_{eq} = 0.2 - 0.1 = 0.1\ mol.L^{-1}$$
$$[C]_{eq} = 2x = 2\times 0.1 = 0.2\ mol.L^{-1}$$

مسألة(6): يحدث التفاعل الممثل بالمعادلة:

$$H_{2(g)} + I_{2(g)} \rightleftarrows 2HI_{(g)}$$

في وعاء حجمه 10L، عند بلوغ التوازن كان عدد مولات الهيدروجين 7.2 mol وعدد مولات اليود 2.4 mol وعدد مولات يود الهيدروجين 0.4 mol والمطلوب حساب:

1. قيمة ثابت التوازن K_c.
2. قيمة ثابت التوازن K_P.
3. احسب التركيز الابتدائي للمواد المتفاعلة.
4. اقترح طريقتين تزيد من كمية HI.

ط1:

$$C = \frac{n}{V}$$
$$[H_2]_{eq} = \frac{7.2}{10} = 0.72\ mol.L^{-1}$$
$$[I_2]_{eq} = \frac{2.4}{10} = 0.24\ mol.L^{-1}$$
$$[HI]_{eq} = \frac{0.4}{10} = 0.04\ mol.L^{-1}$$
$$K_c = \frac{[HI]^2}{[H_2][I_2]} = \frac{(0.04)^2}{(0.72)(0.24)} = \frac{1}{108}$$

ط2: $K_P = K_c.(RT)^{\Delta n} = K_c.(RT)^{2-2} = K_c = \frac{1}{108}$

ط3:

$$H_2 + I_2 \rightleftarrows 2HI$$

التراكيز الابتدائية: $[H_2]_o \quad [I_2]_o \quad 0$

التغير في التركيز: $-x \quad -x \quad +2x$

التراكيز التوازنية: $[H_2]_o - x \quad [I_2]_o - x \quad 2x$

$$2x = 0.04 \Rightarrow x = 0.02 mol.L^{-1}$$
$$[H_2]_o - x = 0.72 \Rightarrow [H_2]_o = 0.72 + x$$
$$= 0.72 + 0.02 = 0.74\ mol.L^{-1}$$
$$[I_2]_o - x = 0.24 \Rightarrow [I_2]_o = 0.24 + x$$
$$= 0.24 + 0.02 = 0.26\ mol.L^{-1}$$

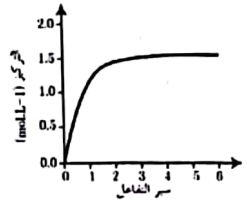
ط4: زيادة تركيز H_2 أو زيادة تركيز I_2 أو سحب HI من الوسط.

التجمع التعليمي

مسألة(7): يتفاعل 1 mol من بخار اليود مع 1 mol من غاز الهيدروجين في وعاء مغلق حجمه 1L وفق المعادلة:

$$H_{2(g)} + I_{2(g)} \rightleftarrows 2HI_{(g)}$$

حيث يُبيّن المخطط الآتي تغيّر تركيز يود الهيدروجين بدلالة الزمن،



المطلوب:

1. احسب تراكيز التوازن لكلّ من المواد المتفاعلة والناتجة.
2. احسب قيمة ثابت التوازن K_c.
3. ارسم خطياً بيانياً يوضح تغير تركيز الهيدروجين بدلالة الزمن.

$$C = \frac{n}{V}$$

$$[H_2]_o = [I_2]_o = \frac{1}{1} = mol.L^{-1}$$

	H_2	+ I_2	⇄	$2HI$
التراكيز الابتدائية:	1	1		0
التراكيز التوازنية:	$1-x$	$1-x$		$2x$

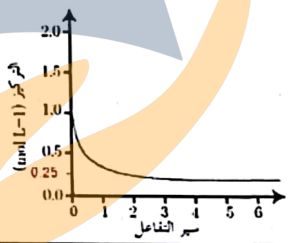
$[HI]_{eq} = 2x = 1.5\ mol.L^{-1}$ (من الخط البياني)

$$x = 0.75\ mol.L^{-1}$$

$$[H_2]_{eq} = [I_2]_{eq} = 1 - 0.75 = 0.25\ mol.L^{-1}$$

ط2: $K_c = \frac{[HI]^2}{[H_2].[I_2]} = \frac{(1.5)^2}{(0.25)^2} = 36$

ط3: رسم الخط البياني لتغير تركيز الهيدروجين بدلالة الزمن:



تعاليل درس التوازن:

- يسمى التوازن في حالة التفاعلات الكيميائية بالتوازن الحركي، فسر ذلك؟

لأنّ التوازن يحدث عندما تتساوى سرعة التفاعل المباشر مع سرعة التفاعل العكسي ولا تكون قيمة السرعة لأي تفاعل معدومة.

- لا تستهلك المواد المتفاعلة كلياً في التفاعلات المتوازنة.

لأنّ المواد الناتجة تتفاعل مع بعضها لتعطي المواد المتفاعلة في الشروط ذاتها.

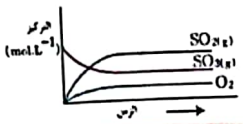
- إضافة حفاز تسرع الوصول إلى حالة التوازن.

لأنّ الحفاز يزيد من سرعة التفاعل المباشر وسرعة التفاعل العكسي بالمقدار نفسه.

- في التفاعل الماص للحرارة تقل قيمة ثابت التوازن عند خفض درجة الحرارة.

لأنّ التفاعل العكسي يرجح فتقل كمية المواد الناتجة وتزداد كمية المواد المتفاعلة فتقل قيمة ثابت التوازن.

تطبيق: لديك الشكل المجاور الذي يمثل تفاعل متوازن، المطلوب:



1. اكتب المعادلة المعبرة عن التفاعل.
2. اكتب عبارة ثابت التوازن بدلالة التراكيز.

الحل: ملاحظة للفهم: دائماً المنحني المتناقص يعبر عن المتداعلات والمتزايد يعبر عن المنتجات.

ط1: $2SO_{3(g)} \rightleftarrows 2SO_{2(g)} + O_{2(g)}$

ط2: $K_c = \frac{[SO_2]^2.[O_2]}{[SO_3]^2}$

قيمت قيم ثابت التوازن بدلالة الضغوط الجزئية في درجات حرارة مختلفة:

$3A_{(g)} + B_{(g)} \rightleftarrows 2C_{(g)}$	
درجة الحرارة (°C)	قيمة ثابت التوازن K_P
300	4.34×10^{-3}
400	1.64×10^{-4}

المطلوب: هل التفاعل ناشر للحرارة أم ماص للحرارة؟ فسّر إجابتك.

ملاحظة قبل الحل:

- عندما تزداد قيمة K_c بزيادة درجة الحرارة يكون التفاعل ماصّ.
- عندما تقل قيمة K_c بزيادة درجة الحرارة يكون التفاعل ناشر

الحل: يُلاحظ من القيم في الجدول أنه عند رفع درجة الحرارة تقل قيمة ثابت التوازن أي يرجح بالاتجاه العكسي الماص للحرارة وبالتالي التفاعل ناشر للحرارة.

انتهى درس التوازن الكيميائي

التجمع التعليمي

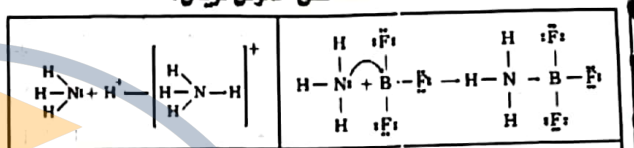
الحموض والأسس:

• نظريات في الحموض والأسس:

	أرينيوس	برونشتد - لوري	لويس
الحمض	يحرر بروتون H^+ أو أكثر عند انحلاله بالماء	قادر على منح بروتون H^+ أو أكثر إلى مادة أخرى تتفاعل معه	قادر على استقبال زوج الكتروني أو أكثر من مادة تتفاعل معه
الأساس	يحرر أيون هيدروكسيد OH^- أو أكثر عند انحلاله بالماء	قادر على استقبال بروتون H^+ أو أكثر من مادة أخرى تتفاعل معه	قادر على منح زوج الكتروني أو أكثر لمادة تتفاعل معه

ملاحظة: غالباً جميع المركبات الحاوية على N و O تلعب دور أسس بينما والأيونات الموجبة و المركبات التي تحوي عنصر البور B تلعب دور حموض لويس.

أمثلة على حموض لويس:



NH_3: أساس لويس.	BF_3: حمض لويس.
H^+: حمض لويس.	NH_3: أساس لويس.
تنشأ بينهما رابطة تساندية.	تنشأ بينهما رابطة تساندية.

$$Cu^{2+} + 4H_2O \rightarrow [Cu(H_2O)_4]^{2+}$$

Cu^{2+}: حمض لويس

H_2O: أساس لويس

كتابة معادلات تأين الحموض والأسس:

- عند كتابة معادلة تأين الحموض نضع الحمض + ماء.
- عند كتابة معادلة تأين الأسس لا نضع ماء إلا مع الأسس التي لا تحوي OH مثل NH_3..
- الحموض والأسس القوية تأينها تام (السهم باتجاه واحد $\rightarrow$)
- الحموض والأسس الضعيفة تأينها جزئي (سهمين $\rightleftarrows$).

اكتب معادلة تأين غاز النشادر في الماء وحدد الأزواج المترافقة (أساس/حمض) وفق نظرية برونشتد - لوري.

$$\underset{\text{أساس (1)}}{NH_3} + \underset{\text{حمض (2)}}{H_2O} \rightleftarrows \underset{\text{حمض مرافق (1)}}{NH_4^+} + \underset{\text{أساس مرافق (2)}}{OH^-}$$

أو نكتب الأزواج المترافقة على الشكل: (الأساس على اليمين والحمض على اليسار)

$$NH_4^+/NH_3 \ , \ H_2O/OH^-$$

اكتب معادلة تأين حمض الآزوت، ثم حدد الأزواج المترافقة (أساس/حمض) وفق نظرية برونشتد لوري.

$$\underset{\text{حمض (1)}}{HNO_3} + \underset{\text{أساس (2)}}{H_2O} \rightarrow \underset{\text{أساس مرافق(1)}}{NO_3^-} + \underset{\text{حمض مرافق (2)}}{H_3O^+}$$

أو نعبر عنهم بالشكل: $HNO_3/NO_3^-, \ H_3O^+/H_2O$

نلاحظ أنّ الماء يستطيع أن يلعب دور حمض ودور أساس لذلك نقول عنه أنه مركب مذبذب وتكتب عبرة التأين الذاتي للماء بالشكل:

$$H_2O_{(\ell)} + H_2O_{(\ell)} \rightleftarrows H_3O^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$$

$K_w = [H_3O^+].[OH^-] = 10^{-14}$ عند الدرجة 25°C

قوة الحمض وقوة الأساس:

- تقاس قوة الحمض بسهولة منحه لبروتون (تأينه).
- تقاس قوة الأساس بسهولة استقباله لبروتون (تأينه).

يُعبر عن درجة تأين الحموض والأسس بالعلاقتين التاليتين:

$$\alpha_{\text{للحموض}} = \frac{[H_3O^+]}{C_a} \ , \quad \alpha_{\text{للأسس}} = \frac{[OH^-]}{C_b}$$

حيث: C_a, C_b التراكيز الابتدائية للأساس والحمض على الترتيب.

يمكن التعبير عن درجة التأين كنسبة مئوية: $\alpha\% = \alpha \times 100$

- كلما كان الحمض قوياً كلما كان أساسه المرافق أكثر ضعفاً (علاقة عكسية).
- كلما كان الأساس قوياً كلما كان حمضه المرافق أكثر ضعفاً (علاقة عكسية)

الأس الهيدروجيني:

يُعبر الأس الهيدروجيني عن مقدار حموضة أو قلوية وسط ما.

عندما يكون:

$pH > 7 \Leftarrow$ يكون الوسط قلوياً ويكون $[OH^-] > [H_3O^+]$

$pH = 7 \Leftarrow$ يكون الوسط معتدلاً ويكون $[OH^-] = [H_3O^+]$

$pH < 7 \Leftarrow$ يكون الوسط حمضياً ويكون $[OH^-] < [H_3O^+]$

ويتم حساب الأس الهيدروجيني pH من العلاقة:

$$\mathbf{pH = -\log[H_3O^+] \Leftrightarrow [H_3O^+] = 10^{-pH}}$$

كما يوجد ما يسمى بالأس الهيدروكسيدي pOH:

$$\mathbf{pOH = -\log[OH^-] \Leftrightarrow [OH^-] = 10^{-pOH}}$$

وعندما يكون:

$pOH > 7 \Leftarrow$ يكون الوسط حمضياً.

$pOH = 7 \Leftarrow$ يكون الوسط معتدلاً.

$pOH < 7 \Leftarrow$ يكون الوسط قلوياً.

والعلاقة بين pH و pOH:

$$\mathbf{pH + pOH = 14}$$

ثابت تأين الحموض الضعيفة أحادية الوظيفة:

بفرض لديك الحمض الضعيف HA، المطلوب:

1- اكتب معادلة تأينه.

2- اكتب عبارة ثابت تأين الحمض الضعيف.

3- أثبت أن: $[H_3O^+] = \sqrt{C_a.K_a}$

ط1: معادلة التأين: $HA + H_2O \rightleftarrows A^- + H_3O^+$

ط2: عبارة ثابت التأين: $K_a = \frac{[H_3O^+].[A^-]}{[HA]}$

ومن معادلة التأين السابقة نلاحظ أنّ: $[H_3O^+] = [A^-]$ لذلك:

$$K_a = \frac{[H_3O^+]^2}{[HA]}$$

ط3: نعزل $[H_3O^+]$: $[H_3O^+]^2 = K_a.[HA]$

بجذر الطرفين: $[H_3O^+] = \sqrt{K_a.[HA]}$

وبإهمال القيمة الضعيفة المتأينة من الحمض سنعتبر أنّ تركيز الحمض التوازني $(C_a - x)$ يساوي تركيزه الابتدائي C_a: "بإهمال x"

$$[H_3O^+] = \sqrt{K_a . C_a}$$

ملاحظة: كلما زاد K_a كلما كان الحمض أكثر قوة.

ثابت تأين الأسس الضعيفة أحادية الوظيفة :

بفرض لديك الأساس الضعيف B والمطلوب:

1- اكتب معادلة تأينه.

2- اكتب عبارة ثابت تأين الأساس.

3- اثبت أن: $[OH^-] = \sqrt{C_b . K_b}$

ط1: معادلة التأين:

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

ط2: عبارة ثابت التأين:

$$K_b = \frac{[BH^+].[OH^-]}{[B]}$$

ومن معادلة التأين السابقة نلاحظ أنّ: $[BH^+] = [OH^-]$ لذلك:

$$K_b = \frac{[OH^-]^2}{[B]}$$

ط3: وبعزل $[OH^-]$:

$$[OH^-]^2 = K_b . [B] \Rightarrow [OH^-] = \sqrt{K_b . [B]}$$

وبإهمال القيمة الضعيفة المتأينة من الأساس سنعتبر أنّ تركيز الأساس التوازني $(C_b - x)$ يساوي تركيزه الابتدائي C_b: "بإهمال x"

$$[OH^-] = \sqrt{K_b . C_b}$$

ملاحظة: كلما زاد K_b كلما كان الأساس أكثر قوة.

مسائل :

مسألة(1): محلول حمض سيانيد الهيدروجين تركيزه الابتدائي $(0.2\ mol.L^{-1})$، وثابت تأينه 5×10^{-10}، والمطلوب:

1. اكتب معادلة تأين الحمض السابق، وحدد الأزواج المترافقة أساس/حمض وفق برونشتد - لوري.
2. احسب $[H_3O^+]$ ، $[OH^-]$.
3. احسب قيمة pH المحلول.
4. احسب درجة تأين الحمض.
5. بيّن بالحساب كيف يتغير $[H_3O^+]$ عندما يصبح pH = 6

ط1:

$$\underset{\text{حمض (1)}}{HCN} + \underset{\text{أساس (2)}}{H_2O} \rightleftarrows \underset{\text{أساس مرافق (1)}}{CN^-} + \underset{\text{حمض مرافق (2)}}{H_3O^+}$$

ط2:

$$[H_3O^+] = \sqrt{K_a . C_a} = \sqrt{5 \times 10^{-10} \times 0.2} = 10^{-5} mol.L^{-1}$$

$$[H_3O^+] = 10^{-5}\ mol.L^{-1}$$

وبالتالي $[OH^-]$ تساوي:

$$[OH^-] = \frac{K_w}{[H_3O^+]} = \frac{10^{-14}}{10^{-5}} = 10^{-9}\ mol.L^{-1}$$

ط3: حساب pH المحلول:

$$pH = -\log[H_3O^+] = -\log(10^{-5}) = 5$$

ط4: نحسب درجة التأين:

$$\alpha = \frac{[H_3O^+]}{C_a} = \frac{10^{-5}}{0.2} = 5 \times 10^{-5}$$

ط5: $pH' = 6 \Rightarrow [H_3O^+]' = 10^{-6} mol.L^{-1}$

$$\frac{[H_3O^+]'_{\text{الجديد}}}{[H_3O^+]_{\text{القديم}}} = \frac{10^{-6}}{10^{-5}} = 10^{-1}$$

$$[H_3O^+]'_{\text{الجديد}} = 10^{-1} . [H_3O^+]_{\text{القديم}} = \frac{1}{10}[H_3O^+]_{\text{القديم}}$$

أي أنّ $[H_3O^+]$ قد قلّ عشر مرات.

مسألة(2): يُذاب 8g من هيدروكسيد الصوديوم بالماء المقطر، ويُكمل الحجم إلى 2L والمطلوب حساب:

1. قيمة $[OH^-]$ ، $[H_3O^+]$.
2. قيمة pOH، pH للمحلول.
3. حجم الماء المقطر اللازم إضافته إلى 50 mL من المحلول السابق ليصبح قيمة $pH = 11$. علماً أن: (Na: 23, O: 16, H: 1)

الحل: ط1: في البداية نحسب التركيز المولي لهيدروكسيد الصوديوم وذلك بحساب عدد المولات:

$$n = \frac{m}{M} = \frac{8}{40} = 0.2\ mol$$

حساب التركيز المولي للأساس:

$$C_b = \frac{n}{V} = \frac{0.2}{2} = 0.1\ mol.L^{-1}$$

بما أنّ هيدروكسيد الصوديوم أساس قوي وحيد الوظيفة فهو تام التأين وتركيزه يساوي تركيز أيونات الهيدروكسيد في الوسط:

$$C_b = [OH^-] = 0.1\ mol.L^{-1}$$

وبالتالي تركيز أيونات الهيدرونيوم تساوي:

$$[H_3O^+] = \frac{K_w}{[OH^-]} = \frac{10^{-14}}{0.1} = 10^{-13}\ mol.L^{-1}$$

ط2: والآن نقوم بحساب قيمة pH و pOH الوسط:

$$pH = -\log[H_3O^+] = -\log(10^{-13}) = 13$$

$$pOH = -\log(OH^-) = -\log(0.1) = 1$$

ط3: طُلب منا معرفة حجم الماء المقطر اللازم إضافته إلى 50 mL من المحلول السابق ليصبح قيمة pH = 11 أي وكأنهم قاموا بإعطائنا تركيز الأساس بعد التمديد وذلك من خلال العلاقة:

$$[H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-11}\ mol.L^{-1}$$

$$[OH^-] = \frac{K_w}{[H_3O^+]} = \frac{10^{-14}}{10^{-11}} = 10^{-3}\ mol.L^{-1} = C_{b\ \text{بعد التمديد}}'$$

$$n_{\text{قبل التمديد}} = n'_{\text{بعد التمديد}}$$

$$(C_b . V)_{\text{قبل التمديد}} = (C'_b . V')_{\text{بعد التمديد}}$$

$$V' = \frac{C_b . V}{C'_b} = \frac{0.1 \times 50}{10^{-3}} = 5000\ mL$$

وبالتالي حجم الماء المقطر اللازم إضافته تساوي:

$$V_{\text{ماء مقطر}} = 5000 - 50 = 4950\ mL$$

مسألة(3): محلول مائي لحمض النمل له $pH = 2$ وثابت تأين حمض النمل 2×10^{-4} والمطلوب:

1. اكتب معادلة تأين هذا الحمض ثم حدد الأزواج المترافقة أساس/حمض حسب برونشتد - لوري.
2. احسب قيمة pOH المحلول.
3. احسب التركيز الابتدائي لحمض النمل.
4. احسب حجم الماء المقطر اللازم إضافته إلى 10 mL منه لتصبح قيمة $pH' = 3$.

الحل: ط1: كتابة معادلة تأين حمض الخل وتحديد الأزواج المترافقة:

$$\underset{\text{حمض (1)}}{HCOOH} + \underset{\text{أساس (2)}}{H_2O} \rightleftarrows \underset{\text{أساس مرافق (1)}}{HCOO^-} + \underset{\text{حمض مرافق (2)}}{H_3O^+}$$

ط2: حساب قيمة pOH المحلول: نحن نعلم أنّ:

$$pH + pOH = 14 \Rightarrow pOH = 14 - pH = 14 - 2 = 12$$

ط3: التركيز الابتدائي لحمض النمل:

$$[H_3O^+]_{\text{قبل التمديد}} = \sqrt{C_a . K_a} \Rightarrow$$

$$[H_3O^+]^2_{\text{قبل التمديد}} = C_a . K_a$$

$$C_a = \frac{(10^{-2})^2}{2 \times 10^{-4}} = 0.5 \text{ mol. L}^{-1}$$

ط4 حساب حجم الماء المنطر اللازم إضافته إلى 10 mL من الحمض لتصبح قيمة $pH' = 3$:

بعد التمديد:

$$pH' = 3 \Rightarrow [H_3O^+]' = 10^{-pH'} = 10^{-3} \text{ mol. L}^{-1}$$

$$[H_3O^+]' = \sqrt{C'_a . K_a} \Rightarrow [H_3O^+]^2 = C'_a . K_a$$

$$C'_a = \frac{[H_3O^+]^2}{K_a} = \frac{(10^{-3})}{2 \times 10^{-4}} = \frac{10^{-2}}{2} = 0.5 \times 10^{-2} \text{ mol. L}^{-1}$$

والآن نحسب حجم الماء الواجب إضافته من قانون التمديد:

$$n_{\text{قبل التمديد}} = n'_{\text{بعد التمديد}}$$

$$(C_a . V)_{\text{قبل التمديد}} = (C'_a . V')_{\text{بعد التمديد}}$$

$$V' = \frac{C_a . V}{C'_a} = \frac{0.5 \times 10}{0.5 \times 10^{-2}} = 1000 \text{ mL}$$

وبالتالي حجم الماء المضاف إلى 10 mL هو:

$$V_{\text{حجم الماء المضاف}} = 1000 - 10 = 990 \text{ mL}$$

مسألة(4): محلول مائي لحمض الكبريت بفرض أنه تام التأين له قيمة $pH = 1$، والمطلوب:

1. اكتب معادلة تأين هذا الحمض.
2. احسب تركيز هذا الحمض بـ mol. L^{-1}.
3. احسب كتلة حمض الكبريت في 50 mL من محلول الحمض السابق.
4. يُضاف بالتدريج 10mL من محلول الحمض السابق إلى 90mL من الماء المقطر، احسب قيمة pH للمحلول الجديد. علماً أنّ: (H: 1 , O: 16, S: 32)

الحل: ط1:

$$H_2SO_4 + 2H_2O \rightarrow SO_4^{2-} + 2H_3O^+$$

ط2: بما أنّ حمض الكبريت حمض قوي ثنائي الوظيفة:

$$[H_3O^+] = 2C_a$$

ومن قيمة الـ pH المُعطاة نحسب تركيز أيونات الهيدرونيوم:

$$[H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-1} \text{mol. L}^{-1}$$

$$\Rightarrow C_a = \frac{[H_3O^+]}{2} = \frac{10^{-1}}{2} = 0.05 \text{ mol. L}^{-1}$$

ط3: لحساب كتلة حمض الكبريت في 50 mL من محلوله السابق نطبق العلاقة:

$$m = C.V.M$$

$$m = 0.05 \times 50 \times 10^{-3} \times 98 = 0.245 \text{ g}$$

ط4: يضاف بالتدريج 10 mL من محلول الحمض السابق إلى 90mL من الماء المقطر والمطلوب حساب pH المحلول الجديد:

$$V_{\text{قبل التمديد}} = 10 \text{ mL} \ , \quad V'_{\text{بعد التمديد}} = 10 + 90 = 100 \text{mL}$$

$$n_{\text{قبل التمديد}} = n'_{\text{بعد التمديد}}$$

$$C.V = C'.V'$$

$$C' = \frac{0.05 \times 10}{100} = 0.005 \text{ mol. L}^{-1}$$

$$[H_3O^+] = 2C' = 2(0.005) = 0.01 \text{ mol. L}^{-1}$$

$$pH = -\log[H_3O^+] = -\log(0.01) = 2$$

مسألة(5): محلول مائي للنشادر له $pOH = 3$، ودرجة تأين النشادر 2% والمطلوب:

1. اكتب معادلة تأين النشادر ثم حدد الأزواج المترافقة أساس/حمض حسب برونشتد - لوري.
2. احسب $[OH^-]$ للمحلول.
3. احسب التركيز الابتدائي للمحلول
4. احسب ثابت تأين النشادر.
5. يُمدد المحلول السابق 10 مرات، احسب pOH المحلول الناتج عن التمديد.

$$\underset{\text{أساس (1)}}{NH_3} + \underset{\text{حمض (2)}}{H_2O} \rightleftarrows \underset{\text{حمض مرافق (1)}}{NH_4^+} + \underset{\text{أساس مرافق (2)}}{OH^-}$$

ط2: حساب $[OH^-]$ للمحلول:

$$[OH^-] = 10^{-pOH} = 10^{-3} \text{ mol. L}^{-1}$$

ط3: حساب التركيز الابتدائي للمحلول C_b: من علاقة درجة التأين:

$$\alpha\% = \frac{[OH^-]}{C_b} \times 100$$

$$C_b = \frac{[OH^-]}{\alpha\%} \times 100 = \frac{10^{-3}}{2} \times 100 = \frac{10^{-1}}{2} = 0.05 \text{ mol. L}^{-1}$$

ط4: حساب ثابت تأين النشادر: وذلك بإهمال القيمة الضعيفة المتأينة من الأساس:

$$[OH^-] = \sqrt{C_b . K_b} \Rightarrow [OH^-]^2 = C_b . K_b$$

$$K_b = \frac{[OH^-]^2}{C_b} = \frac{(10^{-3})^2}{0.05} = 2 \times 10^{-5}$$

ط5: بما أنّ المحلول قد مدد 10 مرات هذا يعني أنّ $V' = 10V$ وبالتالي:

$$n_{\text{قبل التمديد}} = n'_{\text{بعد التمديد}}$$

$$(C_b . V)_{\text{قبل التمديد}} = (C'_b . V')_{\text{بعد التمديد}}$$

$$C'_b = \frac{(C_b.V)}{V'} = \frac{C_b.V}{10V} = \frac{C_b}{10} = \frac{0.05}{10} = 0.005\ mol.L^{-1}$$

وبالتالي تركيز أيونات الهيدروكسيد:

$$[OH^-] = \sqrt{C'_b.K_b} = \sqrt{5 \times 2 \times 10^{-3} \times 10^{-5}}$$

$$[OH^-] = \sqrt{10^{-7}} = 10^{-3.5}\ mol.L^{-1}$$

$$pOH = -\log[OH^-] = -\log(10^{-3.5}) = 3.5$$

مسألة(6):

a. محلول لحمض الخل تركيزه $0.02\ mol.L^{-1}$ ، وثابت تأين حمض الخل 1.8×10^{-5} اكتب معادلة تأينه، ثم احسب قيمة تركيز أيونات الخلات في المحلول $[CH_3COO^-]$.

b. يضاف إلى المحلول السابق قطرات من محلول حمض كلور الماء تركيزه $10^{-2}\ mol.L^{-1}$ والمطلوب:

1. احسب $[CH_3COO^-]$ في المحلول في هذه الحالة.
2. قارن بين قيمتي تركيز $[CH_3COO^-]$ بين الحالتين a و b.
3. فسّر ذلك، ماذا استنتج؟

a. حمض الخل عبارة عن حمض ضعيف يتأين جزئياً وفق المعادلة:

$$CH_3COOH + H_2O \rightleftarrows CH_3COO^- + H_3O^+$$

$$[H_3O^+] = [CH_3COO^-] = \sqrt{K_a.C_a}$$

$$= \sqrt{0.02 \times 1.8 \times 10^{-5}} = 6 \times 10^{-4} mol.L^{-1}$$

b. ط: 1 في هذه الحالة يكون لدينا تركيز ابتدائي من أيونات الهيدرونيوم يساوي تركيز حمض كلور الماء المضاف (لأنه حمض قوي وتأينه تام):

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

$$0.01 \qquad 0.01$$

$$CH_3COOH + H_2O \rightleftarrows CH_3COO^- + H_3O^+$$

التراكيز الابتدائية:	0.02	0	0.01
التغير في التركيز:	$-x$	$+x$	$+x$
التراكيز التوازنية:	$0.02 - x$	$+x$	$0.01 + x$

والآن نعوض في عبارة ثابت التوازن:

$$K_a = \frac{x(0.01 + x)}{(0.02 - x)}$$

نهمل x من داخل الأقواس في البسط والمقام لصغرها أمام 0.01 في البسط و 0.02 في المقام:

$$K_a = \frac{0.01x}{0.02} \Rightarrow x = 3.6 \times 10^{-5} mol.L^{-1}$$

ونلاحظ أنّ x هي التركيز التوازني لـ $[CH_3COO^-]$ المطلوب حسابها:

$$[CH_3COO^-] = 3.6 \times 10^{-5}\ mol.L^{-1}$$

ط2: بالمقارنة نجد أنّ تركيز أيون الخلات في الحالة a (في حال عدم وجود حمض مضاف) أعلى منها في الحالة b(في حال إضافة حمض كلور الماء).

ط3: إنّ إضافة HCl يؤدي إلى زيادة في تركيز $[H_3O^+]$ فهو يمثل أيوناً مشتركاً ما بين محلول حمض كلور الماء وحمض الخل فيرجح التفاعل العكسي وينقص تركيز $[CH_3COO^-]$ حسب قاعدة لوشاتولييه.

يبين الجدول الآتي قيم ثوابت التأين لبعض محاليل الحموض الضعيفة المتساوية التراكيز عند الدرجة 25°C:

الحمض	الصيغة	ثابت التأين K_a
سيان الهيدروجين	HCN	5×10^{-10}
حمض الكربون	H_2CO_3	4.3×10^{-7}
حمض النمل	HCOOH	1.8×10^{-4}
حمض فلوريد الهيدروجين	HF	7.2×10^{-4}

اعتماداً على الجدول السابق، أجب عن الأسئلة الآتية:

1. حدد الحمض الأقوى وما هو أساسه المرافق؟
2. حدد الحمض الأكبر قيمة pH والحمض الأصغر قيمة pH.
3. في أي محلول يكون $[OH^-]$ أكبر؟
4. حدد الأساس المرافق الأقوى للمحاليل السابقة.

ط1: الحمض الأقوى هو الذي له ثابت تأين أعلى وهو حمض فلوريد الهيدروجين HF وأساسه المرافق F^-.

ط2: الحمض الذي له أكبر قيمة pH هو الحمض الأضعف أي الذي له ثابت تأين أصغر وهو حمض سيان الهيدروجين HCN والحمض الذي له أصغر قيمة pH هو الحمض الأقوى وهو HF.

ط3: المحلول الذي له $[OH^-]$ أكبر هو الحمض الأضعف وهو محلول حمض سيان الهيدروجين.

ط4: الأساس المرافق الأقوى يكون للحمض الأضعف وهو CN^- المرافق للحمض HCN.

رتب المحاليل الآتية المتساوية التراكيز تصاعدياً حسب تزايد قيمة ال pH.

$$HNO_3 \qquad NH_4OH \qquad KOH \qquad HCN$$

الحل: يتم الترتيب من الحمض الأقوى (أقل قيمة pH) إلى الأساس الأقوى (أعلى قيمة pH) .. تصاعدياً:

$$HNO_3\ (\text{الأقل}) \rightarrow HCN \rightarrow NH_4OH \rightarrow KOH\ (\text{الأعلى})$$

إذا علمت أن أيون السيانيد CN^- أساس أقوى من أيون الخلات CH_3COO^-، ما هو الحمض المرافق لكل منهما وأي الحمضين أقوى؟ فسّر ذلك.

الحل: الحمض المرافق لأيون السيانيد HCN والحمض المرافق لأيون الخلات هو CH_3COOH

الأقوى هو حمض الخل CH_3COOH لأنه يرافق الأساس الضعف.

يتأين هيدروكسيد المغنزيوم وفق المعادلة الآتية:

$Mg(OH)_2 \rightleftarrows Mg^{2+} + 2OH^-$ والمطلوب:

اشرح كيف تؤثر إضافة كمية من محلول حمض قوي على تأين المحلول.

تتحد أيونات الهيدرونيوم المضافة مع أيونات الهيدروكسيد (فتقل كميتها) مما يُرجح التفاعل المباشر وتذوب كمية إضافية من هيدروكسيد المغنزيوم $Mg(OH)_2$.

انتهى درس الحموض والأسس

درس الأملاح:

أولاً - الأملاح النواتج:

وتقسم إلى أربعة أنواع:

أملاح ناتجة عن تفاعل حمض قوي وأساس قوي	أملاح ناتجة عن تفاعل حمض قوي وأساس ضعيف	أملاح ناتجة عن تفاعل حمض ضعيف وأساس قوي	أملاح ناتجة عن تفاعل حمض ضعيف وأساس ضعيف
تتميه ولا تتحلمه	تتميه وتتحلمه الجزء الضعيف منها.	تتميه وتتحلمه الجزء الضعيف منها.	تتميه وتتحلمه كلا الجزئين فيها
$pH = 7$	$pH < 7$	$pH > 7$	

في حالة تفاعل الحمض الضعيف مع الأساس الضعيف يُحدد pH الوسط من معرفة K_a للحمض و K_b للأساس، حيث:

الوسط حمضي $\Rightarrow K_a > K_b$

الوسط أساسي $\Rightarrow K_b > K_a$

الوسط معتدل $\Rightarrow K_b = K_a$

أهم ما يُطلب من نظري هذه الأملاح:

1) كتابة معادلة الإماهة(سهم واحد←).

2) كتابة معادلة الحلمهة (سهمين ⇄).

3) كتابة ثابت الحلمهة.

4) معرفة طبيعة الوسط الناتج (حمضي - معتدل - أساسي).

أما في المسائل فيطلب حساب:

1) ثابت الحلمهة. 2) تركيز $[H_3O^+]$ أو $[OH^-]$ وتحديد pH أو pOH.

3) حساب النسبة المئوية المتحلمهة من الملح وتُحسب من الشكل:

كل C (التركيز الابتدائي للملح) يتحلمه منها x (تُحسب من ثابت الحلمهة)

كل 100 من الملح يتحلمه منها y (عندها الـ y هي النسبة المئوية المتحلمهة)

استنتاج عبارة ثابت الحلمهة:

أولاً - ملح ناتج عن حمض قوي وأساس قوي:

تطبيق(1): محلول مائي لملح كلوريد البوتاسيوم. المطلوب:

1- اكتب معادلة الإماهة. 2- حدد طبيعة الوسط مع التعليل.

ط1) $KCl \xrightarrow{H_2O} K^+ + Cl^-$

ط2) الوسط معتدل، لأنّ أيونات ملح كلوريد البوتاسيوم حياديّة لا تتحلمه.

ثانياً - ملح ناتج عن حمض قوي وأساس ضعيف:

تطبيق(2): محلول مائي لملح كلوريد الأمونيوم. المطلوب:

1- اكتب معادلة إماهة لملح.

2- اكتب معادلة الحلمهة وحدد طبيعة الوسط.

3- اكتب عبارة ثابت الحلمهة بدلالة التراكيز.

4- اكتب عبارة ثابت الحلمهة بدلالة ثابت تأين الماء K_w (أو K_b)

ط1) $NH_4Cl \xrightarrow{H_2O} \underset{\text{بتحلمه}}{NH_4^+} + \underset{\text{حيادي}}{Cl^-}$

ط2) معادلة الحلمهة: $NH_4^+ + H_2O \rightleftarrows NH_3 + H_3O^+$

نلاحظ أنّ طبيعة الوسط هنا حمضية، لأنّ أيون الأمونيوم يسلك سلوك حمض ضعيف "نتج لدينا H_3O^+ في معادلة الحلمهة"

ط3)

$$K_h = \frac{[NH_3].[H_3O^+]}{[NH_4^+]}$$

ط4)

$$K_h = \frac{K_w}{K_b}$$

ثالثاً - ملح ناتج عن حمض ضعيف وأساس قوي:

تطبيق(3): محلول مائي لملح خلات الصوديوم. المطلوب:

1- اكتب معادلة إماهة الملح.

2- اكتب معادلة الحلمهة وحدد طبيعة الوسط.

3- اكتب عبارة ثابت الحلمهة بدلالة التراكيز.

4- اكتب عبارة ثابت الحلمهة بدلالة ثابت تأين الماء K_w (أو K_a)

ط1) $CH_3COONa \xrightarrow{H_2O} \underset{\text{بتحلمه}}{CH_3COO^-} + \underset{\text{حيادي}}{Na^+}$

ط2) $CH_3COO^- + H_2O \rightleftarrows CH_3COOH + OH^-$

نلاحظ أنّ طبيعة الوسط هنا أساسية، لأنّ أيون الخلات يسلك سلوك أساس ضعيف "ونتج لدينا OH^- في معادلة الحلمهة"

ط3)

$$K_h = \frac{[CH_3COOH].[OH^-]}{[CH_3COO^-]}$$

ط4)

$$K_h = \frac{K_w}{K_a}$$

رابعاً - ملح ناتج عن حمض ضعيف وأساس ضعيف:

تطبيق(4): محلول مائي لملح خلات الأمونيوم. المطلوب:

1- اكتب معادلة إماهة الملح.

2- اكتب معادلة الحلمهة.

3- اكتب عبارة ثابت الحلمهة بدلالة التراكيز.

4- اكتب عبارة ثابت الحلمهة بدلالة ثابت تأين الماء K_w

ط1) $CH_3COONH_4 \xrightarrow{H_2O} \underset{\text{بتحلمه}}{CH_3COO^-} + \underset{\text{بتحلمه}}{NH_4^+}$

ط2) حلمهة أيون الخلات:

$$CH_3COO^- + H_2O \rightleftarrows CH_3COOH_{(aq)} + OH^-$$

حلمهة أيون الأمونيوم:

$$NH_4^+ + H_2O \rightleftarrows NH_3 + H_3O^+$$

بجمع التفاعلين السابقين تنتج المعادلة:

$$CH_3COO^- + NH_4^+ \rightleftarrows CH_3COOH + NH_3$$

ملاحظة: $H_3O^+ + OH^- = 2H_2O$ لذلك اختصرنا الـ H_2O من الطرفين ولم تظهر في التفاعل النهائي.

ط3) ثابت الحلمهة:

$$K_h = \frac{[NH_3].[CH_3COOH]}{[NH_4^+].[CH_3COO^-]}$$

ط4)

$$K_h = \frac{K_w}{K_b}$$

المسألة(1): محلول مائي لملح نترات الأمونيوم NH_4NO_3 تركيزه $2 \times 10^{-3}\ mol.L^{-1}$ ، فإذا علمت أنّ ثابت تأين النشادر عند درجة الحرارة 25°C هو $K_b = 2 \times 10^{-5}$، والمطلوب:

1. اكتب معادلتي إماهة وحلمهة هذا الملح.
2. احسب قيمة ثابت الحلمهة للمحلول الملحي.
3. احسب قيمة $[OH^-]$.
4. احسب قيمة pH المحلول ماذا تستنتج؟
5. إذا أضيف إلى المحلول السابق قطرات من محلول حمض كلور الماء بحيث يصبح تركيزه $0.01\ mol.L^{-1}$ فاحسب النسبة المئوية المتحلمهة من ملح نترات الأمونيوم في هذه الحالة.

ط1: معادلة الإماهة: $NH_4NO_3 \xrightarrow{H_2O} NH_4^+ + NO_3^-$

معادلة الحلمهة: $NH_4^+ + H_2O \rightleftarrows NH_3 + H_3O^+$

ط2: نحسب ثابت الحلمهة:

$$K_h = \frac{K_w}{K_b} = \frac{10^{-14}}{2 \times 10^{-5}} = 5 \times 10^{-10}$$

والآن نحسب تركيز أيونات الهيدروكسيد والتي تساوي تركيز أيون الخلات:

ط3: حساب قيمة $[OH^-]$، من معادلة الحلمهة:

$$NH_4^+ + H_2O \rightleftarrows NH_3 + H_3O^+$$

التراكيز الابتدائية:	2×10^{-3}	0	0
التغير في التركيز:	$-x$	$+x$	$+x$
التراكيز التوازنية:	$2\times10^{-3}-x$	x	x

$$K_h = \frac{[NH_3].[H_3O^+]}{[NH_4^+]} = \frac{x^2}{2\times10^{-3}-x}$$

$$5\times10^{-10} = \frac{x^2}{2\times10^{-3}} \Rightarrow x^2 = 2\times10^{-3}\times5\times10^{-10}$$

$$x^2 = 10^{-12} \Rightarrow x = 10^{-6}\,mol.L^{-1} = [H_3O^+]$$

$$[OH^-] = \frac{10^{-14}}{[H_3O^+]} = \frac{10^{-14}}{10^{-6}} = 10^{-8}\,mol.L^{-1}$$

ط4: $pH = -\log[H_3O^+] = -\log(10^{-6}) = 6$ (حمضي لأن $pH < 7$)

ط5: حمض كلور الماء قوي وحيد الوظيفة الحمضية:

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

$$0.01 \qquad 0.01 \quad 0.01$$

$$NH_4^+ + H_2O \rightleftarrows NH_3 + H_3O^+$$

التراكيز الابتدائية:	2×10^{-3}	0	0.01
التغير في التركيز:	$-x$	$+x$	$+x$
التراكيز التوازنية:	$2\times10^{-3}-x$	x	$0.01+x$

$$K_h = \frac{x(0.01+x)}{2\times10^{-3}-x}$$

تُهمل x المضافة والمطروحة لصفرها:

$$K_h = \frac{x0.01}{2\times10^{-3}} = 5\times10^{-10}$$

$$x = \frac{2\times10^{-3}\times5\times10^{-10}}{0.01} = 10^{-10}\,mol.L^{-1}$$

كل $2\times10^{-3}\,mol.L^{-1}$ يتحلمه منه $10^{-10}\,mol.L^{-1}$

كل $100\,mol.L^{-1}$ يتحلمه منه y

$$y = \frac{10^{-10}\times100}{2\times10^{-3}} = 5\times10^{-6}\%$$

مسألة(2): محلول مائي لملح خلات البوتاسيوم تركيزه $0.2\,mol.L^{-1}$، فإذا علمت أن $pH = 9$ له عند درجة الحرارة $25°C$. المطلوب:

1. اكتب معادلة حلمهة هذا الملح. 2. احسب قيمة $[H_3O^+]$.
3. احسب قيمة ثابت الحلمهة للمحلول الملحي.
4. احسب ثابت تأين حمض الخل.
5. احسب النسبة المئوية المتحلمهة.
6. ما طبيعة الوسط الناتج عن الحلمهة؟ علل إجابتك.

ط1: معادلة الإماهة: $CH_3COOK \xrightarrow{H_2O} CH_3COO^- + K^+$

معادلة الحلمهة: $CH_3COO^- + H_2O \rightleftarrows CH_3COOH + OH^-$

ط2: $[H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-9}\,mol.L^{-1}$

ط3: $CH_3COO^- + H_2O \rightleftarrows CH_3COOH + OH^-$

التراكيز الابتدائية:	0.2	0	0
التغير في التركيز:	$-x$	$+x$	$+x$
التراكيز التوازنية:	$0.2-x$	$+x$	$+x$

$$K_h = \frac{[CH_3COOH].[OH^-]}{[CH_3COO^-]}$$

$$[OH^-] = \frac{K_w}{[H_3O^+]} = \frac{10^{-14}}{10^{-9}} = 10^{-5}\,mol.L^{-1}$$

$$K_h = \frac{x^2}{(0.2-x)}$$

نهمل الـ x في المقام لصغرها:

$$K_h = \frac{(10^{-5})^2}{0.2} = 5\times10^{-10}$$

ط4: حساب ثابت تأين حمض الخل:

$$K_h.K_a = K_w \Rightarrow K_a = \frac{K_w}{K_h} = \frac{10^{-14}}{5\times10^{-10}} = 2\times10^{-5}$$

ط5: حساب النسبة المئوية المتحلمهة من الملح:

كل $0.2\,mol.L^{-1}$ من الملح يتحلمه منه $10^{-5}\,mol.L^{-1}$

كل $100\,mol.L^{-1}$ من الملح يتحلمه منه $y\,mol.L^{-1}$

$$y = \frac{10^{-5}\times100}{0.2} = 5\times10^{-3}\%$$

ط6: طبيعة المحلول أساسي لأن: $pH > 7$

مسألة(3): محلول مائي لملح خلات الصوديوم تركيزه $0.2\,mol.L^{-1}$ وقيمة ثابت تأين حمض الخل في شروط التجربة يساوي 2×10^{-5} والمطلوب:

1. احسب قيمة pOH هذا المحلول.
2. استنتج طبيعة المحلول الناتج.
3. يضاف إلى المحلول السابق قطرات من محلول NaOH بحيث تركيزه $0.01\,mol.L^{-1}$، احسب النسبة المئوية المتحلمهة من خلات الصوديوم في هذه الحالة.

الحل: يتميه ملح خلات الصوديوم وفق المعادلة:

$$CH_3COONa_{(s)} \xrightarrow{H_2O} CH_3COO^-_{(aq)} + Na^+_{(aq)}$$

ويتحلمه وفق المعادلة:

$$CH_3COO^- + H_2O \rightleftarrows CH_3COOH + OH^-$$

بدء:	0.2	0	0
تفاعل:	$-x$	$+x$	$+x$
توازن:	$0.2-x$	$+x$	$+x$

علاقة ثابت الحلمهة بدلالة التراكيز:

$$K_h = \frac{[CH_3COOH].[OH^-]}{[CH_3COO^-]}$$

حساب ثابت الحلمهة:

$$K_h = \frac{K_w}{K_a} = \frac{10^{-14}}{2\times10^{-5}} = 5\times10^{-10}$$

وبالتعويض:

$$5\times10^{-10} = \frac{x^2}{0.2-x}$$

تُهمل x أمام 0.2 من المقام لصغر قيمة K_h:

$$x^2 = 10^{-10}$$

$$x = [OH^-] = 10^{-5}\,mol.L^{-1}$$

$$pOH = -\log[OH^-] = -\log[10^{-5}] = 5$$

$$pH = 14 - pOH = 14 - 5 = 9$$

ط2: طبيعة المحلول الناتج عن الحلمهة: أساسية لأن $pH > 7$ (أو يمكن القول أن $pOH < 7$).

ط3: حساب النسبة المئوية المتحلمة:

$$NaOH \rightarrow Na^+ + OH^-$$
$$0.01 \quad 0.01 \quad 0.01$$
$$CH_3COO^- + H_2O \rightleftarrows CH_3COOH + OH^-$$
$$0.2 \quad 0 \quad 0.01$$
$$-x \quad +x \quad +x$$
$$0.2-x \quad x \quad 0.01+x$$

علاقة ثابت الحلمهة بدلالة التراكيز:

$$K_h = \frac{[CH_3COOH][OH^-]}{[CH_3COO^-]}$$

بالتعويض:

$$5 \times 10^{-10} = \frac{x(0.01+x)}{(0.2-x)}$$

نُهمل x من الجمع والطرح في ابسط والمقام لصفرها:

$$5 \times 10^{-10} = \frac{x(0.01)}{(0.2)} \Rightarrow x = 10^{-8} mol.L^{-1}$$

حساب النسبة المئوية المتحلمة من خلات الصوديوم في هذه الحالة:

كل $0.2\ mol.L^{-1}$ من ملح خلات الصوديوم يتحلمه منه $x = 10^{-8} mol.L^{-1}$

كل $100\ mol.L^{-1}$ من ملح خلات الصوديوم يتحلمه منه $y\ mol.L^{-1}$

$$y = \frac{10^{-8} \times 100}{0.2} = 5 \times 10^{-6}\ mol.L^{-1}$$

وتُكتب كنسبة مئوية: $y = 5 \times 10^{-6}\%$

ثانيا - الأملاح قليلة الذوبان:

سنأخذ مثال عليها كربونات الفضة Ag_2CO_3:

أهم ما يُطلب من هذه الأملاح:

1) كتابة معادلة التوازن غير المتجانس:

$$Ag_2CO_{3(s)} \rightleftarrows 2Ag^+_{(aq)} + CO^{2-}_{3\ (aq)}$$

2) كتابة عبارة الجداء الأيوني Q:

$$Q = [Ag^+]^2.[CO_3^{2-}]$$

3) كتابة عبارة ثابت جداء الانحلال (أو جداء الذوبان):

$$K_{sp} = [Ag^+]^2.[CO_3^{2-}]$$ (نطبقها في حالة المحلول المشبع)

4) علاقة K_{sp} بالذوبانية المولية:

$$Ag_2CO_3 \rightleftarrows 2Ag^+ + CO_3^{2-}$$
$$s \quad 2s \quad s$$

بما أنّ المحلول مشبع (لأننا نعوض بعلاقة K_{sp}) لذلك وبالتالي:

$$K_{sp} = [Ag^+]^2.[CO_3^{2-}] = (2s)^2(s) = 4s^3$$

5) تأثير إضافة مادة على انحلال أو ترسيب الملح وهنا نواجه حالتين:

أ. في حال أضفنا مادة تحوي أحد أيوني الملح، سيزداد الملح ترسباً (تصبح $Q > K_{sp}$)

ب. في حال أضفنا مادة تتفاعل مع أحد أيوني الملح وتشكل معه كهرليتاً ضعيف التأين فإنها تزيد من انحلال الملح. (تصبح $Q < K_{sp}$)

6) معرفة فيما إذا كان سيتشكّل راسب أم لا؟

وهنا نقوم بحساب Q ومقارنته مع K_{sp} وهنا نواجه ثلاث حالات:

$Q > K_{sp} \Leftarrow$ يتشكل راسب (محلول فوق مشبع)

$Q = K_{sp} \Leftarrow$ عندها يبدأ الراسب بالتشكل (محلول مشبع)

$Q < K_{sp} \Leftarrow$ لا يتشكل راسب (محلول تحت مشبع)

مسألة(1): محلول مائي مشبع لملح كلوريد الفضة قليل الذوبان، إذا علمت أن له $K_{sp_{(AgCl)}} = 6.25 \times 10^{-10}$ في شروط التجربة. المطلوب:

1. اكتب معادلة التوازن غير المتجانس لهذا الملح.
2. احسب تركيز أيونات الكلوريد في محلوله المشبع.
3. احسب ذوبانية هذا الملح مقدرة بـ $g.L^{-1}$.
4. يُضاف إلى محلول الملح السابق مسحوق ملح نترات الفضة بحيث يصبح تركيزه $1.5 \times 10^{-5} mol.L^{-1}$ ، اكتب معادلة إماهة ملح نترات الفضة، ثم أبيّن بالحساب إن كان يترسب ملح كلوريد الفضة أو لا.
5. اقترح طريقة ثانية لترسيب هذا الملح في محلوله المشبع.

علماً أن: $(Ag: 108, Cl: 35.5)$

ط1:

$$AgCl_{(s)} \rightleftarrows Ag^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$$
$$s \quad s \quad s$$

ط2:

$$K_{sp_{(AgCl)}} = [Ag^+].[Cl^-] = 6.25 \times 10^{-10} = s^2 \Rightarrow$$
$$s = \sqrt{6.25 \times 10^{-10}} = 2.5 \times 10^{-5}\ mol.L^{-1}$$
$$s = [Cl^-] = [Ag^+] = 2.5 \times 10^{-5}\ mol.L^{-1}$$

ط3:

$$s_{(g.L^{-1})} = s_{(mol.L^{-1})}.M_{(AgCl)}$$
$$s_{(g.L^{-1})} = 2.5 \times 10^{-5} \times 143.5 = 3.5875 \times 10^{-7} g.L^{-1}$$

ط4: يتمهّ الملح المضاف وفق المعادلة:

$$AgNO_{3(s)} \rightarrow Ag^+_{(aq)} + NO^-_{3\ (aq)}$$
$$1.5 \times 10^{-5} \quad 1.5 \times 10^{-5} \quad 1.5 \times 10^{-5}$$
$$AgCl_{(s)} \rightleftarrows Ag^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$$
$$s \quad s + 1.5 \times 10^{-5} \quad s$$
$$[Ag^+]' = 1.5 \times 10^{-5} + 2.5 \times 10^{-5} = 4 \times 10^{-5} mol.L^{-1}$$
$$Q_{(AgCl)} = [Ag^+]'.[Cl^-] = [4 \times 10^{-5}].[2.5 \times 10^{-5}] = 10 \times 10^{-10}$$
$$Q_{(AgCl)} > K_{sp}$$

يترسب قسم من ملح كلوريد الفضة.

ط5: إضافة مادة تأينها تام أو ذوابة تحتوي على أحد أيونات هذا الملح، مثل KCl.

مسألة(2): يضاف 100mL من محلول نترات الرصاص $Pb(NO_3)_2$ ذي التركيز $0.05\ mol.L^{-1}$ إلى 400 mL من محلول NaCl ذي التركيز $0.1\ mol.L^{-1}$. فإذا كان $K_{sp_{(PbCl_2)}} = 1.6 \times 10^{-6}$ في شروط التجربة، المطلوب: بيّن حسابياً إن كان جزء من ملح كلوريد الرصاص $PbCl_2$ يترسب أم لا؟

نكتب معادلة التوازن غير المتجانس لهذا الملح:

$$PbCl_{2(s)} \rightleftarrows Pb^{2+}_{(aq)} + 2Cl^-_{(aq)}$$

نحسب التراكيز بعد المزج: (التراكيز بعد المزج = عدد المولات مقسومة على الحجم الكلي الجديد)

$$C' = \frac{n}{V'} = \frac{CV}{V_t}$$
$$[Pb^{2+}]' = [Pb(NO_3)_2] = \frac{0.05 \times 100}{500} = 0.01\ mol.L^{-1}$$
$$[Cl^-]' = [NaCl] = \frac{0.1 \times 400}{500} = 0.08\ mol.L^{-1}$$

نحسب قيمة الجداء الأيوني للملح: $Q_{(PbCl_2)} = [Pb^{2+}]'.[Cl^-]^2$

$$Q_{(PbCl_2)} = (0.01) \times (0.08)^2 = 6.4 \times 10^{-5}$$

والآن نقارن: $Q_{(PbCl_2)} > K_{sp_{(PbCl_2)}}$ فالمحلول فوق مشبع وتتشكل راسب من $(PbCl_2)$.

مسألة(3): محلول مائي مشبع لملح كبريتات الفضة Ag_2SO_4 تركيزه $0.015\ mol.L^{-1}$. المطلوب: 1- احسب قيمة ثابت جداء الذوبان K_{sp}.

2-إذا أضيف إليه ملح كبريتات الصوديوم Na_2SO_4 بحيث يصبح تركيزه في المحلول $0.01\ mol.L^{-1}$، بيّن حسابياً إن كان ملح كبريتات الفضة يترسب أم لا؟

من تركيز المحلول المشبع نحسب K_{sp} كما في الشكل:

$$Ag_2SO_4 \rightleftarrows 2Ag^+ + SO_4^{2-}$$
$$s \quad 2s \quad s$$
$$[Ag^+] = 2s = 2 \times 0.015 = 3 \times 10^{-2} mol.L^{-1}$$
$$[SO_4^{2-}] = s = 1.5 \times 10^{-2} mol.L^{-1}$$
$$K_{sp} = [Ag^+]^2.[SO_4^{2-}] = (3 \times 10^{-2})^2 \times 1.5 \times 10^{-2}$$
$$K_{sp} = 1.35 \times 10^{-5}$$

الآن نحسب تركيز أيون الكبريتات بعد إضافة ملح كبريتات الصوديوم للمحلول:

$$Na_2SO_4 \rightarrow 2Na^+ + SO_4^{2-}$$
$$10^{-2} \quad 2\times10^{-2} \quad 10^{-2}$$
$$[SO_4^{2-}]_{الكلي} = 1\times10^{-2} + 1.5\times10^{-2} = 2.5\times10^{-2} mol.L^{-1}$$

الآن نحسب جداء الذوبان:

$$Q = [Ag^+].[SO_4^{2-}] = (3\times10^{-2})^2 \times 2.5\times10^{-2}$$
$$Q = 2.25\times10^{-5}$$

نقارن جداء الذوبان مع ثابت جداء الانحلال:

المحلول فوق مشبع يتشكل راسب $\Rightarrow Q > K_{sp}$

مسألة(4): يُضاف 200 mL من محلول يحتوي على 10^{-5}mol من كلوريد الباريوم إلى 800 mL من محلول يحتوي على 10^{-5}mol من كبريتات الصوديوم للحصول على محلول مشبع من كبريتات الباريوم والمطلوب:

1. احسب قيمة ثابت جداء الذوبان K_{sp} لملح كبريتات الباريوم.
2. يضاف قطرات من محلول حمض الكبريت المركز إلى المحلول المشبع السابق، ماذا تتوقع أن يحدث؟ علل إجابتك، وبين إن كان ذلك يتفق مع قاعدة لوشاتولييه أم لا؟

الحل: التراكيز الابتدائية الجديدة: $C = \frac{n}{V}$

حيث: V_t: الحجم الكلي ويساوي $800 + 200 = 1000\ mL = 1000\times10^{-3} L = 1\ L$

$$[BaCl_2] = \frac{1\times10^{-5}}{(200+800)10^{-3}} = 1\times10^{-5} mol.L^{-1}$$

$$[Na_2SO_4] = \frac{1\times10^{-5}}{(200+800)10^{-3}} = 1\times10^{-5} mol.L^{-1}$$

$$BaSO_4 \rightleftarrows Ba^{2+} + SO_4^{2-}$$
$$s \quad s \quad s$$

ولكن: $[Ba^{2+}] = [BaCl_2] = 1\times10^{-5} mol.L^{-1}$

$$[SO_4^{2-}] = [Na_2SO_4] = 1\times10^{-5} mol.L^{-1}$$
$$K_{sp} = [Ba^{2+}].[SO_4^{2-}] = s^2$$
$$K_{sp} = (1\times10^{-5})^2 = 10^{-10}$$

ط2: عند إضافة حمض الكبريت يزداد تركيز أيونات الكبريتات SO_4^{2-} فيصبح $Q > K_{sp}$ فترسب كمية من الملح ووفق قاعدة لوشاتولييه يرجح التفاعل العكسي وترسب كمية من الملح.

مسألة(5): محلول مائي مشبع لملح كبريتات الكالسيوم ذوبانيته الكتلية $0.68\ g.L^{-1}$ المطلوب: 1- احسب ذوبانيته المولية.

2- احسب قيمة ثابت جداء الذوبان K_{sp} لملح كبريتات الكالسيوم.

3- يضاف إلى المحلول السابق كمية من محلول كبريتات الصوديوم بحيث يصبح تركيزه $2\times10^{-3} mol.L^{-1}$ بين بالحساب هل يتشكل راسب من كبريتات الكالسيوم أم لا. علل إجابتك.

علماً أن: Ca: 40, S: 32, O: 16

1) $s_{mol.L^{-1}} = \frac{s_{g.L^{-1}}}{M} = \frac{0.68}{136} = 5\times10^{-3}\ mol.L^{-1}$

2) $K_{sp(CaSO_4)} = ?$

$$CaSO_4 \rightleftarrows Ca^{2+} + SO_4^{2-}$$
$$s \quad s \quad s$$
$$K_{sp} = [Ca^{2+}].[SO_4^{2-}] = s.s = s^2$$
$$K_{sp} = (5\times10^{-3})^2 = 25\times10^{-6}$$

3) $Na_2SO_4 \rightarrow 2Na^+ + SO_4^{2-}$
$2\times10^{-3} \quad 4\times10^{-3} \quad 2\times10^{-3}$

$$CaSO_4 \rightleftarrows Ca^{2+} + SO_4^{2-}$$
$$Q = [Ca^{2+}].[SO_4^{2-}]' = s.(s + 2\times10^{-3})$$
$$Q = 5\times10^{-3}.(5\times10^{-3} + 2\times10^{-3})$$
$$Q = 5\times10^{-3}\times(7\times10^{-3}) = 35\times10^{-6}$$

بما أن:

$$Q > K_{sp}$$

سيترسب قسم من محلول كبريتات الكالسيوم.

المحاليل المنظمة للحموضة (المحاليل الموقية)

هي عبارة عن محاليل تتألف من: حمض ضعيف وأحد أملاحه الذوابة.

أو أساس ضعيف وأحد أملاحه الذوابة.

أمثلة: $HCOOH/HCOONa$. HCN/KCN . NH_4OH/NH_4Cl

وظيفتها: تحد المحاليل الموقية من تغير pH المحلول عندما نضيف له كمية قليلة من حمض قوي أو أساس قوي.

تعاليل درس الأملاح:

- **جميع الأملاح بخاصية قطبية؟**

لأنها عبارة عن مركبات أيونية (تتألف من جزء أساسي موجب وجزء حمضي سالب).

- **ذوبان ملح نترات البوتاسيوم بالماء لا يُعد حلمهة؟**

لأن الأيونات الناتجة عن تأين هذا الملح حيادية لا تتفاعل مع الماء.

- **أملاح الصوديوم جيدة الذوبان بالماء.**

لأن قوى التجاذب بين أيونات الملح في بلوراته أصغر من قوى التجاذب بين أيونات الملح وجزيئات الماء أثناء عملية الذوبان.

- **ملح كرومات الفضة قليل الذوبان في الماء.**

لأن قوى التجاذب بين أيونات الملح في بلوراته أكبر من قوى التجاذب بين أيونات الملح وجزيئات الماء أثناء عملية الذوبان.

اكتب معادلة التوازن غير المتجانس، وعلاقة جداء الذوبان لكل من محاليل الأملاح المشبعة الآتية:

a. PbS b. $BaCO_3$ c. $MgCO_3$ d. Ag_2CrO_4

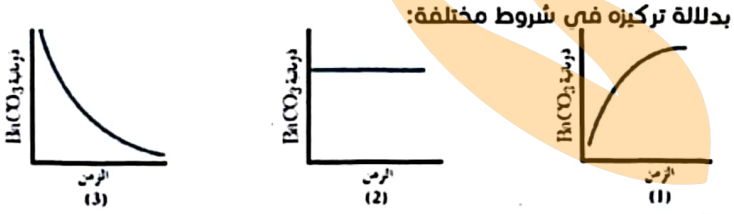
a) $PbS \rightleftarrows Pb^{2+} + S^{2-}$ $\quad K_{sp} = [Pb^{2+}].[S^{2-}]$

b) $BaCO_3 \rightleftarrows Ba^{2+} + CO_3^{2-}$ $\quad K_{sp} = [Ba^{2+}].[CO_3^{2-}]$

c) $MgCO_3 \rightleftarrows Mg^{2+} + CO_3^{2-}$ $\quad K_{sp} = [Mg^{2+}].[CO_3^{2-}]$

d) $Ag_2CrO_4 \rightleftarrows 2Ag^+ + CrO_4^{2-}$ $\quad K_{sp} = [Ag^+]^2.[CrO_4^{2-}]$

سؤال: تشير المنحنيات الآتية إلى تغير ذوبانية كربونات الباريوم $BaCO_3$ بدلالة تركيزه في شروط مختلفة:



a. أي من المنحنيات يشير لإضافة HNO_3؟

b. أي من المنحنيات يشير لإضافة Na_2CO_3؟

c. أي من المنحنيات يشير لإضافة $NaNO_3$؟

a. المنحني 1 يشير لإضافة حمض الأزوت لأن حمض الأزوت يزيد من ذوبانية ملح كربونات الباريوم

b. المنحني 3 يشير لإضافة كربونات الباريوم بسبب وجود الأيون المشترك (CO_3^{2-}).

c. المنحني 2 يشير لإضافة نترات الصوديوم والتي لا تؤثر على الذوبانية.

سؤال: محلول مائي فوق مشبع لملح فوسفات الكالسيوم $Ca_3(PO_4)_2$ بيّن مع الشرح ما سيحدث لدى إضافة كمية من محلول حمض الأزوت إليه.

الحل:

لدى إضافة كمية من حمض الأزوت تتحدد أيونات H_3O^+ الناتجة من الحمض مع أيون الفوسفات PO_4^{3-} الناتج عن الملح، ويتشكل حمض الفوسفور ضعيف التأين، فيقل تركيز أيون الفوسفات في المحلول، فتصبح $Q < K_{sp}$ وبالتالي تذوب كمية من الملح.

انتهى درس الأملاح

المعايرة الحجمية (حمض - أساس)

تفيد المعايرة الحجمية في تحديد تركيز أحد المواد المتفاعلة المجهولة التركيز بتفاعلها مع مادة أخرى تدعى المحلول القياسي (تركيزه معلوم ومحدد بدقة).

مُشعرات معايرة (حموض - أسس):

هي عبارة عن حموض أو أسس عضوية ضعيفة معقدة التركيب، يتغير لونها بتغير pH الوسط الذي توضع فيه.

وتستخدم في المعايرات (عالل) للدلالة على نقطة انتهاء تفاعل المعايرة.

وفيما يلي أسماء أهم المشعرات المستخدمة:

المشعر	مجال pH للمشعر	الاستخدام
أحمر الميتيل	(أصفر) 6.2 — 4.2 (أحمر)	لمعايرة أساس ضعيف وحمض قوي.
فينول فتالئين	(بنفسجي) 10 — 8.2 (عديم اللون)	لمعايرة حمض ضعيف وأساس قوي
أزرق بروم التيمول	(أزرق) 7.6 — 6 (أصفر)	لمعايرة حمض قوي وأساس قوي

ملاحظة هامة: دائماً عند ما تُطلب المعادلة الأيونية بدلاً من الحمض القوي نكتب H_3O^+ وبدلاً من الأساس القوي نكتب OH^-.

أما الحموض والأسس الضعيفة فتبقى كما هي بالمعادلة الأيونية.

أولاً - معايرة حمض قوي بأساس قوي:

مثال: معايرة حمض كلور الماء مع هيدروكسيد الصوديوم:

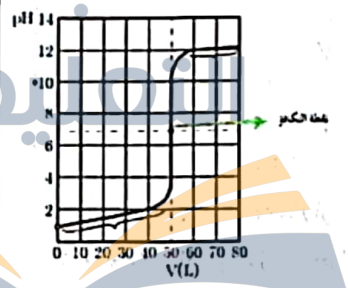
التفاعل الحاصل:

$$NaOH + HCl \rightarrow NaCl + H_2O$$

المعادلة الأيونية:

$$H_3O^+ + OH^- \rightarrow 2H_2O$$

شكل منحني المعايرة:



القانون المطبق عند نقطة نهاية المعايرة:

$$n_{(\text{الأساس})} = n_{(\text{الحمض})}$$
$$C_1V_1 = C_2V_2$$

ملاحظة: في حالة حمض الكبريت نضرب تركيز الحمض بـ 2 (لأنه ثنائي الوظيفة)

المشعر المستخدم: أزرق بروم التيمول.

التعليل: نقطة نهاية المعايرة هنا تكون عند $pH = 7$ (في الوسط المعتدل) لذلك استخدمنا مشعر أزرق بروم التيمول الذي مجال تغيره اللوني (7.6 — 6) يتضمن نقطة pH نهاية المعايرة.

ثانياً - معايرة أساس ضعيف بحمض قوي:

مثال: معايرة محلول هيدروكسيد الأمونيوم بحمض كلور الماء.

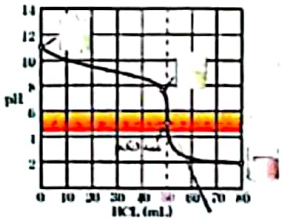
التفاعل الحاصل:

$$NH_4OH + HCl \rightarrow NH_4Cl + H_2O$$

المعادلة الأيونية:

$$NH_4OH + H_3O^+ \rightarrow NH_4^+ + 2H_2O$$

شكل منحني المعايرة:



القانون المطبق عند نقطة نهاية المعايرة:

$$n_{(\text{الحمض})} = n_{\text{للأساس}}$$
$$C_1.V_1 = C_2.V_2$$

المشعر المستخدم: أحمر الميتيل.

التعليل: نقطة نهاية المعايرة هنا تكون في الوسط الحمضي $pH < 7$ لذلك استخدمنا مشعر أحمر الميتيل الذي تكون فيه نقطة نهاية المعايرة واقعة ضمن مجال تغيره اللوني.

ثالثاً - معايرة حمض ضعيف بأساس قوي:

مثال: معايرة حمض الخل بهيدروكسيد الصوديوم.

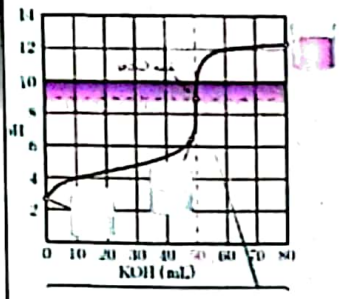
التفاعل الحاصل:

$$CH_3COOH + NaOH \rightarrow CH_3COONa + H_2O$$

المعادلة الأيونية:

$$CH_3COOH + OH^- \rightarrow CH_3COO^- + H_2O$$

شكل منحني المعايرة:



القانون المطبق عند نهاية المعايرة:

$$n_{(\text{الأساس})} = n_{(\text{الحمض})}$$
$$C_1V_1 = C_2V_2$$

المشعر المستخدم: الفينول فتالئين.

التعليل: قيمة pH نقطة نهاية المعايرة تقع في الوسط الأساسي $pH > 7$ لذلك استخدمنا مشعر الفينول فتالئين الذي نقطة نهاية المعايرة واقعة ضمن مجال تغيره اللوني.

ملاحظات لحل المسائل:

1- عند معايرة حمض بأكثر من أساس:

$$n_{\text{للحمض}} = n_{\text{للأساس الأول}} + n_{\text{للأساس الثاني}} + \ldots$$

2- عند معايرة أساس بأكثر من حمض:

$$n_{\text{أساس}} = n_{\text{للحمض الأول}} + n_{\text{للحمض الثاني}} + \ldots$$

3- عند معايرة ملح يكون لدينا ثلاث حالات:

ملح أساسي	ملح معتدل	ملح حمضي
"الشق الضعيف فيه أساسي"	"كلا الشقين فيه قوي"	"الشق الضعيف فيه حمضي"
يتفاعل فقط مع الحموض	لا يتفاعل مع الحموض والأسس	يتفاعل فقط مع الأسس

مسائل:

مسألة(1): عند معايرة 20 mL من محلول حمض النمل لزم 15 mL من محلول هيدروكسيد البوتاسيوم تركيزه $0.02\ mol.L^{-1}$ والمطلوب:

1. اكتب المعادلة الأيونية لتفاعل المعايرة الحاصل.
2. احسب تركيز محلول حمض النمل المُعاير.
3. احسب كتلة حمض النمل اللازم لتحضير 400 mL من محلوله السابق.
4. ما هو أفضل المشعرات الواجب استعماله.

علماً أنّ: $(C: 12, H: 1, O: 16)$

ط1: $HCOOH_{(aq)} + OH^-_{(aq)} \rightarrow HCOO^-_{(aq)} + H_2O_{(\ell)}$

ط2: عند نقطة نهاية تفاعل المعايرة يكون:

$$n_{HCOOH} = n_{KOH}$$
$$C_1.V_1 = C_2.V_2$$
$$C_1 \times 20 = 0.02 \times 15 \Rightarrow C_1 = \frac{0.02 \times 15}{20} = 0.015\ mol.L^{-1}$$

ط3: كتلة الحمض:

$$m = C.V.M = 0.015 \times 400 \times 10^{-3} \times 46 = 0.276\ g$$

ط4: المشعر المستعمل هو الفينول فتالئين لأنّ مجاله (8.2 ← 10) يحوي قيمة pH نقطة نهاية تفاعل المعايرة.

مسألة(2): يؤخذ $20\ mL$ من حمض الكبريت تركيزه $0.05\ mol.L^{-1}$، ويُضاف إلى $10mL$ من محلول هيدروكسيد الصوديوم حتى تمام التعديل، والمطلوب:

1. اكتب المعادلة الكيميائية المعبرة عن التفاعل الحاصل.
2. احسب تركيز محلول هيدروكسيد الصوديوم المستعمل.
3. ما قيمة pH المحلول الناتج عن المعايرة.
4. اكتب اسم أفضل مشعر واجب استعماله في هذه المعايرة.
5. احسب التركيز المولي لمحلول ملح كبريتات الصوديوم الناتج.

$(Na: 23,\ S: 32,\ O: 16,\ H: 1)$

ط1: المعادلة الكيميائية المعبرة عن التفاعل الحاصل:

$$H_2SO_4 + 2NaOH \rightarrow Na_2SO_4 + 2H_2O$$

ط2:
$$2n_{(H_2SO_4)} = n_{(NaOH)}$$
$$2C_1.V_1 = C_2.V_2$$
$$2 \times 0.05 \times 20 = C_2 \times 10 \Rightarrow C_2 = 0.2\ mol.L^{-1}$$

ط3: $pH = 7$ لأنّ الأيونات الناتجة عن المعايرة حيادية (لا تتحلمه).

ط4: أفضل مشعر أزرق بروم التيمول لأنّ نقطة نهاية تفاعل المعايرة تقع ضمن مجال تغيره اللوني $(6 \leftarrow 7.6)$

ط5:
$$H_2SO_4 + 2NaOH \rightarrow Na_2SO_4 + 2H_2O$$
$$1mol \qquad\qquad 1mol$$
$$n_{H_2SO_4}mol \qquad\qquad n_{Na_2SO_4}mol$$

وبالتالي:
$$n_{H_2SO_4} = n_{Na_2SO_4}$$
$$C_1.V_1 = C_3.V_3$$
$$V_3 = V_1 + V_2 = 30\ mL$$

تركيز الملح: $C_3 = \frac{C_1.V_1}{V_3} = \frac{0.05 \times 20}{30} = \frac{1}{30} mol.L^{-1}$

مسألة(3): تُذاب عينة غير نقية كتلتها $2.8\ gr$ من هيدروكسيد البوتاسيوم في الماء، ويُكمل الحجم إلى $200mL$، فإذا علمت أنه يلزم لتعديل $25\ mL$ منه $30\ mL$ من حمض كلور الماء تركيزه $0.1\ mol.L^{-1}$ و $20\ mL$ من حمض الكبريت تركيزه $0.05\ mol.L^{-1}$، والمطلوب:

1. احسب تركيز محلول هيدروكسيد البوتاسيوم.
2. احسب كتلة هيدروكسيد البوتاسيوم النقية في هذه العينة.
3. احسب النسبة المئوية للشوائب في هذه العينة.

$(K: 39,\ S: 32,\ O: 16,\ Cl: 35.5,\ H: 1)$

الحل: ط1: تركيز محلول هيدروكسيد البوتاسيوم:

$$n_{(KOH)} = n_{1(HCl)} + n_{2(H_2SO_4)}$$
$$C.V = C_1.V_1 + 2C_2.V_2$$
$$C \times 25 = 0.1 \times 30 + 2 \times 0.05 \times 20$$
$$C = 0.2\ mol.L^{-1}$$

ط2: كتلة هيدروكسيد البوتاسيوم النقية في هذه العينة:

$$m = C.V.M = 0.2 \times 200 \times 10^{-3} \times 56 = 2.24\ g$$

ط3: لحساب النسبة المئوية للشوائب يجب حساب كتلة الشوائب:

كتلة الشوائب m = كتلة العينة − كتلة هيدروكسيد البوتاسيوم النقي

$$m_{\text{كتلة الشوائب}} = 2.8 - 2.24 = 0.56\ g$$

وبالتالي النسبة المئوية للشوائب:

$$y = \frac{\text{كتلة الشوائب}}{\text{كتلة العينة}} \times 100 = \frac{0.56}{2.8} \times 100 = 20\%$$

مسألة(4): محلول مائي لحمض كلور الماء تركيزه $10^{-2} mol.L^{-1}$.

المطلوب: 1. احسب قيمة pH محلول هذا الحمض.

2. طعايرة $20\ mL$ من محلول الحمض السابق يلزم $5\ mL$ من محلول هيدروكسيد الصوديوم ذي التركيز $0.02\ mol.L^{-1}$ وحجم V_2 من هيدروكسيد البوتاسيوم ذي التركيز $0.05\ mol.L^{-1}$ والمطلوب:

a. اكتب المعادلة الأيونية لتفاعل المعايرة الحاصل.

b. احسب حجم هيدروكسيد البوتاسيوم اللازم لإتمام المعايرة.

c. احسب حجم الماء المقطر اللازم إضافته إلى $10\ mL$ من الحمض السابق لتصبح $pH = 3$.

ط1: حساب pH هذا المحلول: بما أنّ حمض كلور الماء عبارة عن حمض قوي أحادي الوظيفة:

$$[H_3O^-] = C_a = 10^{-2} mol.L^{-1} \Rightarrow$$
$$pH = -\log[H_3O^+] = -\log(10^{-2}) = 2$$

ط2: المعادلة الأيونية لتفاعل المعايرة: $H_3O^+ + OH^- \rightarrow 2H_2O$

$$n_{(HCl)} = n_{1(NaOH)} + n_{2(KOH)}$$
$$C.V = C_1.V_1 + C_2.V_2$$
$$0.01 \times 20 = 0.02 \times 5 + 0.05 \times V_2 \Rightarrow V_2 = 2\ mL$$

ط3: $[H_3O^+]' = 10^{-pH} = 10^{-3} mol.L^{-1}$

$$n_{\text{قبل التمديد}} = n'_{\text{بعد التمديد}}$$
$$C_1.V_1 = C_2.V_2$$
$$10^{-2} \times 10 = 10^{-3} \times V_2$$
$$V_2 = 100mL$$
$$V_{H_2O} = 100 - 10 = 90mL$$

مسألة(5): أُذيبت عينة مقدارها $4.24\ g$ من كربونات الصوديوم وكلوريد الصوديوم في الماء، وأكمل الحجم إلى $100\ mL$؛ فإذا علمت أنه يلزم لمعايرة المحلول السابق $50\ mL$ من محلول حمض كلور الماء تركيزه $0.4\ mol.L^{-1}$، والمطلوب:

1. اكتب المعادلة المعبرة عن تفاعل المعايرة الحاصل.
2. احسب تركيز كربونات الصوديوم في المحلول السابق.
3. احسب النسبة المئوية لكل من الملحين في العينة.

$(Na: 23,\ C: 13,\ O: 16,\ Cl: 35.5,\ H: 1)$

الحل: كلوريد الصوديوم لا يتفاعل مع حمض كلور الماء لأنه ملح معتدل.

$$2HCl + Na_2CO_3 \rightarrow 2NaCl + H_2O + CO_2$$
$$2mol \qquad 1mol$$
$$n_{HCl} \qquad n_{Na_2CO_3}$$
$$2n_{Na_2CO_3} = n_{HCl}$$
$$2C.V = C'V'$$
$$C = \frac{C'V'}{2V} = \frac{50 \times 0.4}{2 \times 100} = 0.1\ mol.L^{-1}$$

ط3: كتلة كربونات الصوديوم في العينة:

$$m = C.V.M = 0.1 \times 100 \times 10^{-3} \times 106 = 1.06\ g$$

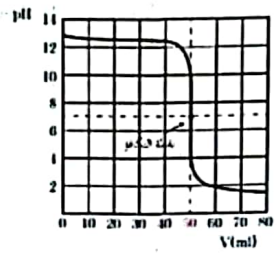
النسبة المئوية لملح كربونات الصوديوم:

$$y = \frac{1.06}{4.24} \times 100 = 25\ \%$$

وبالتالي النسبة المئوية لملح كلوريد الصوديوم: $y' = 100 - 25 = 75\%$

التجمع التعليمي

مسألة(6): عند معايرة 50 mL من محلول هيدروكسيد الصوديوم تركيزه $0.1\,mol.L^{-1}$ بمحلول قياسي لحمض الآزوت تركيزه $0.1\,mol.L^{-1}$ حيث يمثل الشكل المجاور منحني بياني لتغيرات قيم pH المحلول بدلالة حجم الحمض المضاف، والمطلوب:



1) ما قيمة pH محلول هيدروكسيد الصوديوم لحظة بدء المعايرة.

2) بين كيف يتغير كل من $[OH^-]$ ، pH المحلول خلال عملية المعايرة.

3) ما قيمة pH المحلول عند نقطة نهاية تفاعل المعايرة، فسّر ذلك.

4) ما المشعر المناسب لهذه المعايرة.

ط1: عند بدء المعايرة يكون $pH = 13$ (يتم حسابه كما تعلمنا سابقاً في درس الحموض والأسس).

ط2: تنقص قيمة pH المحلول تدريجياً نتيجة تناقص تركيز أيونات الهيدروكسيد OH^- لتفاعلها مع ايونات الهيدرونيوم H_3O^+ المضافة وفق المعادلة الأيونية الآتية:

$$H_3O^+ + OH^- \rightarrow 2H_2O$$

ط3: عند اتحاد جميع أيونات OH^- مع جميع أيونات H_3O^+ المضافة تصبح $pH = 7$ وتدعى نقطة نهاية المعايرة (نقطة التكافؤ).

ط4: المشعر المستعمل هو أزرق بروم التيمول لأنّ مداه بين (6 – 7.6) فهو يحوي قيمة pH نقطة نهاية تفاعل المعايرة.

ملاحظة تتعلق بالمشعر المستخدم أثناء المعايرة:

عند معايرة حمض قوي مع أساس قوي نستخدم مشعر أزرق بروم التيمول (علل).

لأنّ مجاله (6 ← 7.6) يحوي قيمة pH نقطة نهاية تفاعل المعايرة.

عند معايرة حمض قوي مع أساس قوي يكون الوسط عند نهاية المعايرة معتدلاً.

لأن أيونات الملح الناتج حيادية، لا تتحلمه.

عند معايرة حمض قوي مع أساس ضعيف يكون الوسط عند نهاية المعايرة حمضياً.

لأنّ الأيونات الناتجة عن الأساس الضعيف تتحلمه وتسلك سلوك حمض ضعيف.

عند معايرة حمض ضعيف مع أساس قوي يكون الوسط عند نهاية المعايرة أساسياً.

لأن الأيونات الناتجة عن الحمض الضعيف تتحلمه وتسلك سلوك أساس ضعيف.

سؤال: عند إضافة 10 mL من حمض الكبريت تركيزه $0.05\,mol.L^{-1}$ إلى 15 mL من محلول هيدروكسيد البوتاسيوم تركيزه $0.1\,mol.L^{-1}$ فإنّ:

a) $[H_3O^+] < [OH^-]$ b) $[H_3O^+] > [OH^-]$

c) $[H_3O^+] = [OH^-]$ d) $[H_3O^+] \leq [OH^-]$

طريقة الحل:

$$n_{H_3O^+} = (2C.V)_{H_2SO_4} = 2 \times 10 \times 0.05 = 1$$
$$n_{OH^-} = (C.V)_{NaOH} = 15 \times 0.1 = 1.5$$
$$n_{H_3O^+} > n_{OH^-} \Rightarrow [H_3O^+] < [OH^-]$$

ملاحظة عن منحنيات المعايرة:

لفهم منحنيات المعايرة نحتاج معرفة أمرين هامين:

1) اتجاه المنحني:

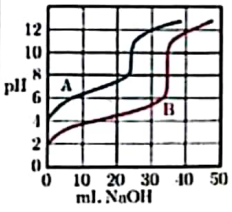
نحو الأعلى (↑) (معايرة حمض بأساس)	نحو الأسفل (↓) (معايرة أساس بحمض)
pH ، $V_{أساس}$	pH ، $V_{حمض}$

2) منتصف القفزة (تمثل نقطة نهاية المعايرة):

هنا نميز ثلاث حالات:

الشكل	الحالة
pH، 7، E، $V_{أساس}$	عندما تكون منتصف القفزة (نقطة نهاية المعايرة) واقعة عند $pH = 7$ هذا يعني أنّ كل من الحمض والأساس قوي.
pH، 7، E، $V_{أساس}$	عندما تكون منتصف القفزة (نقطة نهاية المعايرة) واقعة عند $pH < 7$ هذا يعني أنّ الحمض قوي والأساس ضعيف.
pH، 7، E، $V_{أساس}$	عندما تكون منتصف القفزة (نقطة نهاية المعايرة) واقعة عند $pH > 7$ هذا يعني أنّ الحمض ضعيف والأساس قوي.

سؤال: عند معايرة حجمين متساويين من حمضين A, B كل منهما على حدى، بمحلول هيدروكسيد الصوديوم تركيزه $0.1\,mol.L^{-1}$ فحصلنا على المنحنيين الآتيين:



1- أي من المحلولين A, B أكثر تركيزاً؟ علل إجابتك.

2- حدد نقطة نهاية المعايرة لكل منهما.

الحل:

1- محلول المادة B أكثر تركيزاً لأنه يستهلك حجماً أكبر من NaOH لإتمام المعايرة.

2- على الشكل.

انتهى درس المعايرة

أولاً - تسمية المركبات العضوية:

أهم الألكانات	ميتان CH_4 – ايتان C_2H_6 – بروبان C_3H_8 – بوتان C_4H_{10} – بنتان C_5H_{12} – هكسان C_6H_{14}						
أهم الفروع	CH_3 ميتيل	CH_2-CH_3 أو C_2H_5 ايتيل	$CH_2-CH_2-CH_3$ نظامي بروبيل	C_6H_5 فينيل	Cl كلورو	Br برومو	I يودو

ملخص تسميات جميع الزمر الوظيفية:

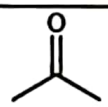
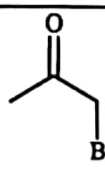
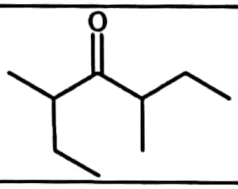
الاسم	الصيغة العامة	الزمرة الوظيفية	اللاحقة
الأغوال	R—OH	—OH	ول
الألدهيدات	R—CH(=O)	—CH(=O)	ال
الكيتونات	R—C(=O)—R'	—C(=O)—	ون
الحموض الكربوكسيلية	R—C(=O)—OH	—C(=O)—OH	وئيك
الاسترات	R—C(=O)—O—R'	—C(=O)—O—	وات
الأميدات	R—C(=O)—NH_2	—C(=O)—NH_2	أميد
الأمينات	R—NH_2	—NH_2	أمين

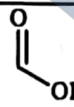
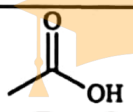
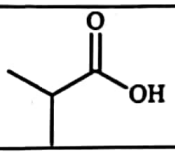
امثلة على تسميات المركبات العضوية:

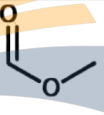
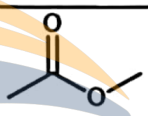
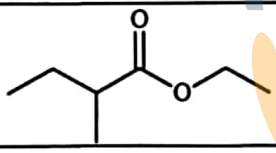
	الصيغة نصف المنشورة					
الأغوال	CH_3-OH	CH_3-CH_2-OH	$CH_3-CH_2-CH(OH)-CH_3$	$CH_3-C(OH)(CH_3)-CH_2-CH_3$	$CH_3-CH(Cl)-CH_2-OH$	
	الاسم	ميتان -1- ول أو ميتانول	ايتان-1-ول أو ايتانول	بوتان-2-ول	2-ميتيل بوتان-2-ول	2-كلورو بروبان-1-ول
	الصيغة الهيكلية	—OH	OH	OH	OH	OH / Cl

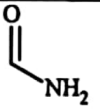
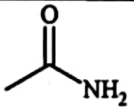
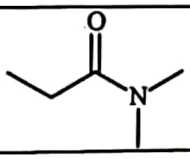
	الصيغة نصف المنشورة	$H-CH=O$	$CH_3-CH=O$	$CH_3-CH(CH_3)-CH=O$	$CH_3-C(CH_3)_2-CH=O$	$CH_3-CH_2-CH(C_2H_5)-CH=O$
الألدهيدات	الاسم	ميتانال	ايتانال	2-ميتيل بروبانال	2,2-ثنائي ميتيل بوتانال	2-ايتيل بوتانال
	الصيغة الهيكلية	O	O	O	O	O

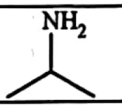
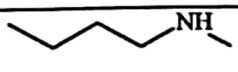
التحضير التعليمي

الكيتونات	الصيغة نصف المنشورة	$CH_3-C(=O)-CH_3$	$CH_3-C(=O)-CH_2Br$	$CH_3-CH(CH_2-CH_3)-C(=O)-CH(CH_3)-CH_2-CH_3$
	الاسم	بروبان-2-ون	1-برومو بروبان-2-ون	2-ايتيل-4-ميتيل هكسان-3-ون
	الصيغة الهيكلية			

الحموض الكربوكسيلية	الصيغة نصف المنشورة	$H-C(=O)-OH$	$CH_3-C(=O)-OH$	$CH_3-CH(CH_3)-C(=O)-OH$
	الاسم	حمض الميتانويك	حمض الإيتانويك	حمض -2-ميتيل البروبانويك
	الصيغة الهيكلية			

الاسترات	الصيغة نصف المنشورة	$H-C(=O)-O-CH_3$	$CH_3-C(=O)-O-CH_3$	$CH_3-CH_2-CH(CH_3)-C(=O)-O-CH_2-CH_3$
	الاسم	ميتانوات الميتيل	ايتانوات الميتيل	2-ميتيل بوتانوات الايتيل
	الصيغة الهيكلية			

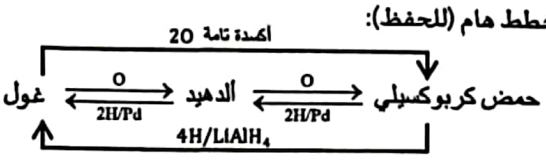
الأميدات	الصيغة نصف المنشورة	$H-C(=O)-NH_2$	$CH_3-C(=O)-NH_2$	$CH_3-CH_2-C(=O)-N(CH_3)-CH_3$
	الاسم	ميتان أميد	ايتان أميد	N,N-ثنائي ميتيل بروبان أميد
	الصيغة الهيكلية			

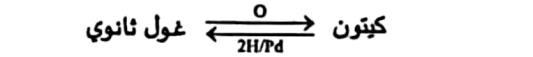
الأمينات	الصيغة نصف المنشورة	CH_3-NH_2	$CH_3-CH(NH_2)-CH_3$	$CH_3-CH_2-CH_2-CH_2-NH-CH_3$
	الاسم	ميتان أمين	بروبان-2-أمين	N-ميتيل بوتان-1-أمين
	الصيغة الهيكلية			

التجمع التعليمي

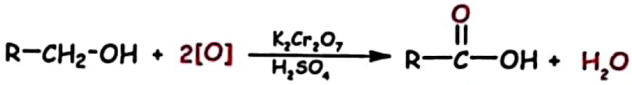
أولاً – تفاعلات الأكسدة والإرجاع:

مخطط هام (للحفظ):

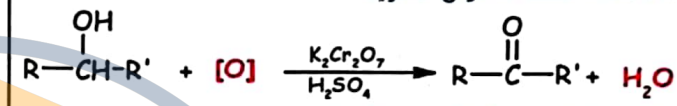




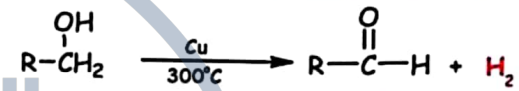
الأكسدة التامة للأغوال الأولية:



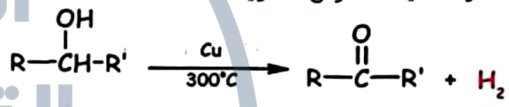
الأكسدة التامة للأغوال الثانوية:



الأكسدة الوساطية للأغوال الأولية:

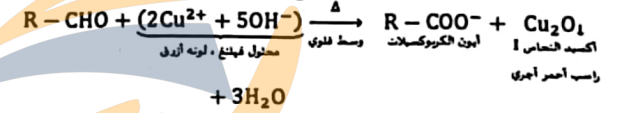


الأكسدة الوساطية للأغوال الثانوية:

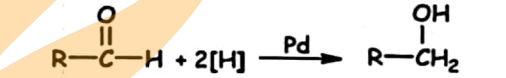


أكسدة الألدهيدات بمحلول تولن:

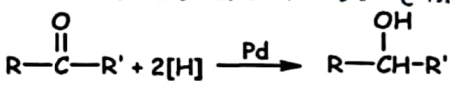
أكسدة الألدهيدات بمحلول فهلنغ:



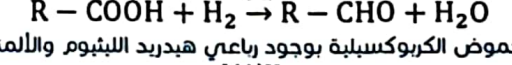
إرجاع الألدهيدات بالهيدروجين بوجود البالاديوم كحفاز:



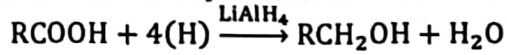
إرجاع الكيتونات بالهيدروجين بوجود البالاديوم كحفاز:



إرجاع الحموض الكربوكسيلية بالهيدروجين بوجود البالاديوم كحفاز.

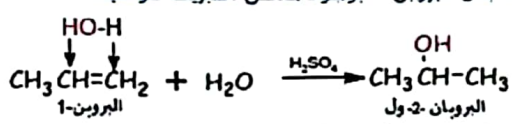


إرجاع الحموض الكربوكسيلية بوجود رباعي هيدريد الليثيوم والألمنيوم:

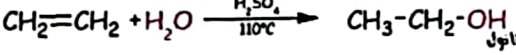


ثانياً – تفاعلات الضم:

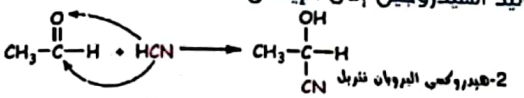
ضم الماء إلى البروبن-1 بوجود حمض الكبريت كوسيط.



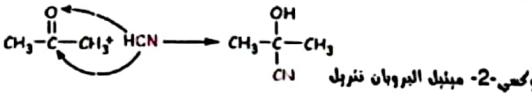
ضم الماء إلى الإيتن (الايتلن) بوجود حمض الكبريت كوسيط:



ضم سيانيد الهيدروجين إلى الإيتانال:

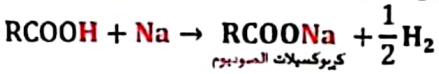


ضم سيانيد الهيدروجين إلى البروبان-2-ون (الأسيتون):



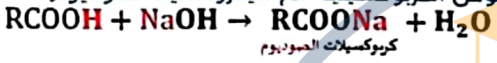
ثالثاً – التفاعل مع المعادن (والأسس والأملاح):

تفاعل الحموض الكربوكسيلية مع معدن الصوديوم.

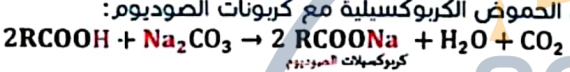


تفاعل الأغوال مع معدن البوتاسيوم:

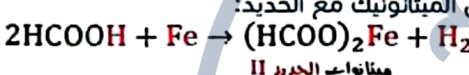
تفاعل الحموض الكربوكسيلية مع هيدروكسيد الصوديوم:



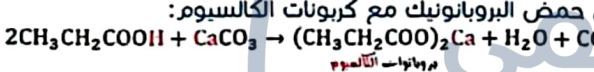
تفاعل الحموض الكربوكسيلية مع كربونات الصوديوم:



تفاعل حمض الميتانونيك مع الحديد:



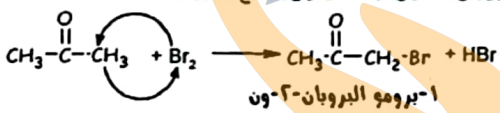
تفاعل حمض البروبانونيك مع كربونات الكالسيوم:



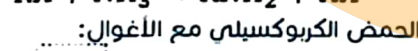
رابعاً – التفاعل مع الهالوجينات:

تفاعل الحموض الكربوكسيلية مع خماسي كلور الفوسفور:

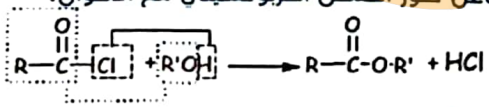
تفاعل البروبان-2-ون (الأسيتون) مع البروم:



تفاعل هاليد الألكيل مع النشادر:

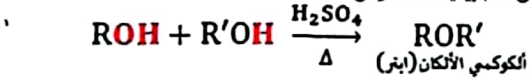


تفاعل كلور الحمض الكربوكسيلي مع الأغوال:

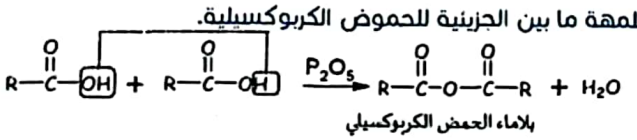


خامساً – تفاعلات نزع الماء:

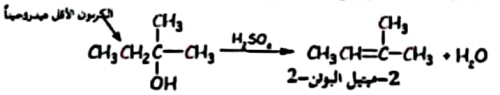
البلمهة ما بين الجزيئية للأغوال.



البلمهة ما بين الجزيئية للحموض الكربوكسيلية.

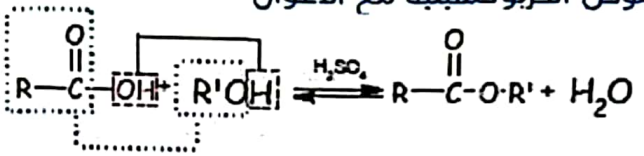


البلمهة الداخلية لـ 2-ميتيل البوتان-2-ول

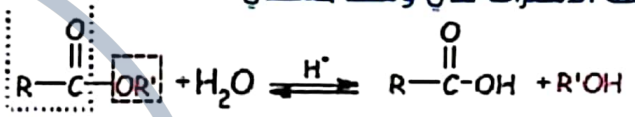


سادساً - تفاعلات الاسترات والأميدات وبلاماء الحمض الكربوكسيلية:

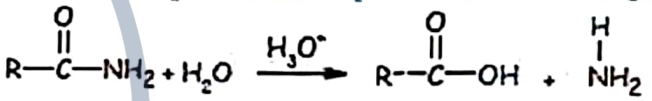
تفاعل الحموض الكربوكسيلية مع الأغوال



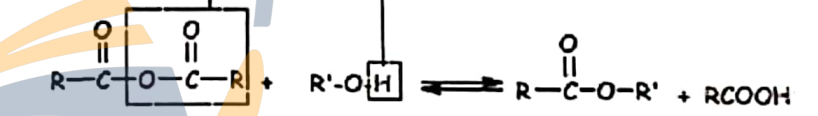
تفاعل حلمهة الاسترات في وسط حمضي



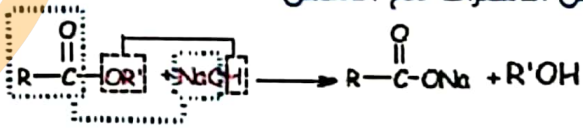
تفاعل حلمهة الأميدات في وسط حمضي



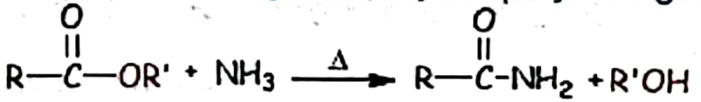
تفاعل بلاماء الحمض الكربوكسيلي مع الأغوال



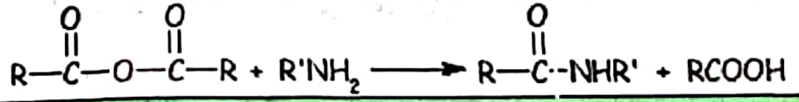
تفاعل الاسترات مع الأسس



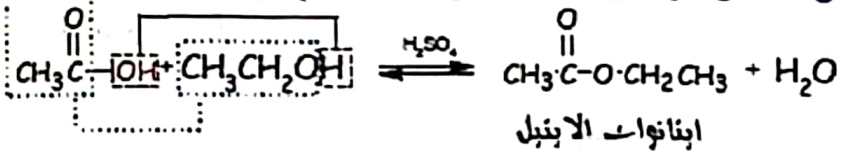
تفاعل النشادر مع الاسترات بالتسخين



تفاعل بلاماء الحمض الكربوكسيلي مع الأمين الأولي

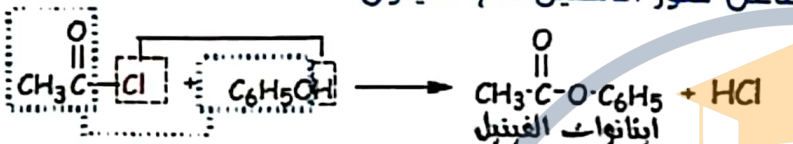


تفاعل حمض الإيتانونيك (حمض الخل) مع الإيتانول.



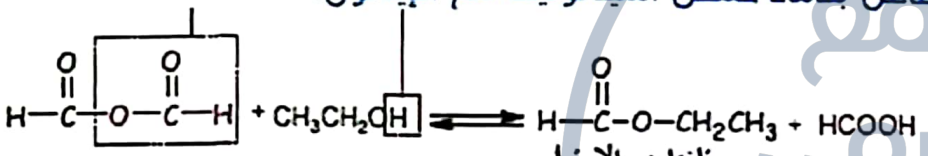
ايتانوات الايثيل

تفاعل كلور الأستيل مع الفينول.



ايتانوات الفينيل

تفاعل بلاماء حمض الميتانونيك مع الإيتانول.



ميتانوات الايثيل

تفاعل ايتانوات الإيتيل مع هيدروكسيد البوتاسيوم

ايتانول — ايتانوات البوتاسيوم

سابعاً - تفاعلات التأين:

تأين الحموض الكربوكسيلية:

$$RCOOH + H_2O \rightleftarrows RCOO^- + H_3O^+$$

تأين الأمينات:

$$RNH_2 + H_2O \rightleftarrows RNH_3^+ + OH^-$$

تفاعل الأمينات مع الحموض:

$$RNH_2 + HCl \rightarrow RNH_3^+ + Cl^-$$

التجمع التعليمي

- **المزوجية (الانحلالية) في الماء:**

تقل مزوجية الألدهيدات والكيتونات بارتفاع وزنها الجزيئي؟
بسبب نقصان تأثير الجزء القطبي ($C = O$) عند كبر تأثير الجزء غير القطبي.

تتناقص مزوجية الأغوال في الماء بازدياد كتلها الجزيئية.
بسبب نقصان تأثير الجزء القطبي (OH) عند كبر تأثير الجزء غير القطبي.

الهكسان -1-ول أقل مزوجية في الماء من الإيتانول؟
بسبب نقصان تأثير الجزء القطبي (OH) عند كبر تأثير الجزء غير القطبي.

يتناقص تمازج الحموض الكربوكسيلية في الماء بازدياد كتلتها الجزيئية؟
بسبب نقصان تأثير الجزء القطبي ($-COOH$) عند كبر الجزء غير القطبي (R).

تتمازج الألدهيدات والكيتونات ذات الكتل المولية المنخفضة (الحدود الدنيا منها) في الماء بكافة النسب؟
بسبب الصفة القطبية لزمرة الكربونيل ($C = O$).

تتمازج الحموض الكربوكسيلية التي تحوي ($1 - 4$) ذرة كربون في الماء بكافة النسب؟
بسبب قدرة الحموض الكربوكسيلية على تشكيل روابط هيدروجينية مع الماء.

مزوجية الإيتان أمين شديدة في الماء؟
بسبب قطبية روابطه وقدرته على تشكيل روابط هيدروجينية مع جزيئات الماء.

مزوجية الإيتانول بالماء بكافة النسب؟
بسبب تشكل الروابط لهيدروجينية بين جزيئات الإيتانول وجزيئات الماء.

- **درجة الغليان:**

درجة غليان الأغوال أعلى من درجة غليان الألكانات الموافقة؟
بسبب قدرة الأغوال على تشكيل روابط هيدروجينية بين جزيئاتها، بينما لا تتشكل روابط هيدروجينية بين جزيئات الألكانات.

درجة غليان الأغوال أعلى من درجة غليان الألدهيدات الموافقة.
لأنّ قطبية الرابطة ($O - H$) في الأغوال أعلى من قطبية الرابطة ($C = O$) في الألدهيدات والكيتونات، بالإضافة إلى قدرة الأغوال على تشكل روابط هيدروجينية بين جزيئاتها في حين لا تستطيع الكيتونات ذلك.

درجة غليان الألدهيدات أعلى من درجة غليان الألكانات الموافقة؟
لأن قطبية الرابطة $C = O$ في الألدهيدات أعلى من قطبية روابط الألكانات.

درجة غليان الألدهيدات والكيتونات أعلى من درجة غليان الايترات الموافقة؟
لأنّ قطبية الرابطة $C = O$ في الألدهيدات والكيتونات أعلى من قطبية الرابطة ($C - O - C$) في الإيترات.

درجة غليان الحموض الكربوكسيلية مرتفعة مقارنة مع المركبات العضوية الموافقة؟
بسبب تفوّق الصفة القطبية للحموض الكربوكسيلية، حيث أنّ زمرة الكربوكسيل تتكون من زمرتين قطبيتين هما الهيدروكسيل والكربونيل بالإضافة إلى تشكيل روابط هيدروجينية بين كل جزيئين من الحمض الكربوكسيلي.

درجة غليان الحموض الكربوكسيلية أعلى من درجة غليان الألدهيدات الموافقة؟
بسبب الرابطتين الهيدروجينيتين اللتين تتكونان بين كل جزيئتين من الحمض الكربوكسيلي، بينما الألدهيدات لا تشكل روابط هيدروجينية.

درجة غليان الاسترات أقل من درجة غليان الحموض الكربوكسيلية الموافقة؟
بسبب قدرة الحموض الكربوكسيلية على تشكيل روابط هيدروجينية بين جزيئاتها في حين الاسترات غير قادرة على ذلك بسبب عدم احتوائها على ذرات هيدروجين مرتبطة بالأكسجين في بنيتها.

ارتفاع درجة غليان الأمينات الأولية والثانوية؟
بسبب قدرتها على تشكيل روابط هيدروجينية بين جزيئاتها.

درجة غليان الأمينات الأولية والثانوية أعلى من درجة غليان الألكانات الموافقة؟
بسبب قدرة الأمينات الأولية والثانوية على تشكيل روابط هيدروجينية بين جزيئاتها في حين الألكانات غير قادرة على ذلك.

التجمع التعليمي

- **تعاليل عامة:**

تتفاعل الأغوال مع المعادن النشيطة.

لأنّ المعادن النشيطة تستطيع إزاحة الهيدروجين في الرابطة $(O - H)$.

تتأكسد الألدهيدات بسهولة بينما تقاوم الكيتونات الأكسدة في الشروط ذاتها؟

بسبب وجود ذرة هيدروجين مرتبطة بذرة كربون الزمرة الكربونيلية في الألدهيدات وعدم وجودها في الكيتونات.

تتجمع جزيئات حمض الخل على شكل جزيئات ثنائية ؟

بسبب الرابطتين الهيدروجينيتين اللتين تتكونان بين كل جزيئتين من حمض الخل.

تفوّق الصفة القطبية للحموض الكربوكسيلية مقارنة مع باقي المواد العضوية الموافقة؟

الزمرة الوظيفية المميزة للحموض الكربوكسيلية تحتوي على زمرتين قطبيتين هما زمرة الهيدروكسيد $(-OH)$ وزمرة الكربونيل $(C = O)$.

عدم قدرة الاسترات على تشكيل روابط هيدروجينية بين جزيئاتها؟

لعدم وجود ذرة هيدروجين مرتبطة بذرة عالية الكهرسلبية.

قدرة الأميدات الأولية والثانوية على تشكيل روابط هيدروجينية بين جزيئاتها، في حين الأميدات الثالثية غير قادرة على ذلك؟

بسبب احتواء الأميدات الأولية والثانوية على هيدروجين مرتبط بالنتروجين (ذرة عالية الكهرسلبية) في حين الأميدات الثالثية لا تملك القدرة على ذلك لعدم احتواءها على ذرات هيدروجين مرتبطة بذرة النتروجين.

المركب $N, N-$ ثنائي ميتيل إيتان أميد غير قادر على تشكيل روابط هيدروجينية بين جزيئاته؟

بسبب عدم وجود ذرة هيدروجين مرتبطة بذرة عالية الكهرسلبية.

الصفات الحمضية للحموض الكربوكسيلية؟

يعود ذلك إلى قطبية زمرة الكربونيل $(C = O)$ مما يؤدي إلى سهولة مغادرة البروتون H^+ في المحلول المائي.

الصفات الأساسية للأمينات؟

تحتوي الأمينات على زوج الكتروني غير رابط على ذرة النتروجين $(R\ddot{N}H_2)$ قادرة على منحه أو استقبال بروتون مما يكسبها خاصيات أساسية.

مسائل الكيمياء العضوية:

مسألة(1) : غول ثانوي يحتوي على 26.66% من الأكسجين والمطلوب :

1. احسب الكتلة الجزيئية للغول.

2. اكتب الصيغة المجملة والصيغة نصف المنشورة للغول.

3. اكتب اسم الغول حسب IUPAC. (C:12, O:16, H:1)

الحل: يحتوي الغول على 26.66% من الأكسجين لذلك نكتب:

كل 100g من الغول تحوي 26.66g من الأكسجين

كل Mg من الغول تحوي 16 g من الأكسجين

بالمساواة بين جداء الطرفين والوسطين:

$$M \times 26.66 = 100 \times 16 \Rightarrow M = \frac{16}{26.66} \times 100$$

$$\mathbf{M = 60\ gr.mol^{-1}}$$

نحن نعلم أنّ الصيغة العامة للأغوال هي:

$$\text{كتلة}_{ROH} = \text{كتلة}_{R} + \text{كتلة}_{OH}$$

$$= \text{كتلة}_{R} + \underbrace{16}_{\text{كتلة الأكسجين}} + \underbrace{1}_{\text{كتلة الهيدروجين}} = 60$$

$$\text{كتلة}_{R} = 60 - 16 - 1 = 60 - 17 = 43$$

نعلم أنّ R عبارة عن: C_nH_{2n+1} وبالتالي:

$$C_nH_{2n+1} = 43$$

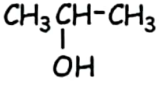
بتعويض كتلة الكربون(12) وكتلة الهيدروجين(1) نحصل على المعادلة:

$$12n + 1(2n+1) = 43$$

$$12 + 2n + 1 = 43 \Rightarrow 14n = 42 \Rightarrow n = 3$$

وبالتالي الصيغة المجملة للغول هي: C_3H_8O

وبالتالي الصيغ الممكنة هي:



مقبول (غول ثانوي)

$CH_3CH_2CH_2OH$

مرفوض لأنه غول أولي

مسألة(2) : يتفاعل غول وحيد الوظيفة مع الصوديوم فينتج ملح كتلته $\frac{34}{23}$ من كتلة الغول. والمطلوب :

1. اكتب المعادلة المعبرة عن التفاعل الحاصل.

2. احسب الكتلة المولية للغول.

3. استنتج الصيغة المجملة للغول، ثم الصيغة نصف المنشورة، وسمّه حسب IUPAC. (C:12, O:16, H:1)

ط1) التفاعل الحاصل:

$$ROH + Na \rightarrow RONa + \frac{1}{2}H_2$$

ط2) حساب الكتلة المولية للغول:

$$\mathbf{ROH \rightarrow RONa}$$

$$\mathbf{M \quad M+22}$$

$$\mathbf{x \quad \frac{34}{23}x}$$

$$M \times \frac{34}{23}x = (M+22)x$$

$$\frac{34}{23}M = M + 22$$

بحساب M نجد أنها تساوي:

$$\left(\frac{34}{23}M - M\right) = 22 \Rightarrow \frac{34M}{23} - \frac{23}{23}M = 22$$

$$\mathbf{M = 46\ gr.mol^{-1}}$$

ط3)

$$ROH := 46 \Rightarrow R = 46 - 17 = 29$$

$$C_nH_{2n+1} = 29$$

$$12n + 1(2n+1) = 29 \Rightarrow 14n = 28$$

$$n = 2 \Rightarrow$$ الصيغة المجملة للغول C_2H_6O

أما الصيغة نصف المنشورة فهي: CH_3CH_2OH واسمه: الايتانول

التجمع التعليمي

مسألة(3) : يُمرّر بخار غول أولي على مسحوق النحاس المسخّن إلى الدرجة 300°C ، فيتشكل 2.2 g من ألدهيد، ثمّ يعامل هذا الألدهيد مع كمّية كافية من محلول تولن، فيتشكل راسب كتلته 10.8 g المطلوب:

1- اكتب المعادلتين المعبرتين عن التفاعلين الحاصلين.

2- احسب الكتلة المولية لكل من الألدهيد والغول.

3- استنتج الصيغة النّصف منشورة لكل من الألدهيد والغول، واكتب اسم كل منهما. علماً أنّ: (Ag:108,C:12,O:16,H:1)

ملاحظة قبل البدء: الراسب المتشكل هو الفضة.. والمعادلتين هما:

$$RCH_2OH \xrightarrow{Cu/300°C} RCHO + H_2$$

$$RCHO + (2Ag^+ + 3OH^-) \rightarrow RCOO^- + 2Ag_{\downarrow} + 2H_2O$$

M	$2 \times 108g$
2.2 g	10.8g

$$M = \frac{2 \times 108 \times 2.2}{10.8} = 44\ g.mol^{-1}$$

والآن نكتب:

$$RCHO = 44 \Rightarrow R = 44 - \text{كتلة}_{CHO}$$

$$R = 44 - (12 + 1 + 16)$$

$$R = 44 - 29 = 15$$

$$C_nH_{2n+1} = 15$$

$$\Rightarrow 12n + 2n + 1 = 15 \Rightarrow 14n = 14 \Rightarrow n = 1 \Rightarrow R = CH_3$$

أما كتلة الغول RCH_2OH فهي:

$$\text{كتلة}_R + \text{كتلة}_{CH_2OH} = 15 + (12 + 2 + 16 + 1) = 46\ g.mol^{-1}$$

وصيغة الألدهيد والغول هي:

$CH_3-\overset{\overset{O}{\|}}{C}-H$	CH_3-CH_2-OH
الإيتانال	الإيتانول

مسألة(4) : دورة 2009

محلول مائي لحمض الخل تركيزه $0.05\ mol.L^{-1}$ وثابت تاينه 2×10^{-3} المطلوب:

1- احسب قيمة pH هذا المحلول. 2- احسب درجة تاين هذا الحمض.

3- للحصول على 5L من محلول حمض الخل السابق، يؤكسد الإيتانول أكسدة تامة:

a) اكتب المعادلة الكيميائية المعبرة عن التفاعل الحاصل. b) احسب كتلة الإيتانول اللازمة لذلك. علماً أنّ: C: 12, O: 16, H: 1

(1

$$[H_3O^+] = \sqrt{K_a.C_a} = \sqrt{2 \times 10^{-3} \times 0.05}$$

$$\Rightarrow [H_3O^+] = 10^{-3} mol.L^{-1}$$

$$pH = -\log[H_3O^+] = -\log(10^{-3})$$

$$\Rightarrow pH = 3$$

(2

$$\alpha = \frac{[H_3O^+]}{C_a} = \frac{10^{-3}}{0.05} = 0.02$$

وكنسبة منوية 2%.

3) نحسب أولاً عدد مولات حمض الخل الناتج:

$$n = C_{mol.L^{-1}}.V = 0.05 \times 5 = 0.25\ mol$$

$$CH_3-CH_2-OH + 2(O) \xrightarrow[H_2SO_4]{K_2Cr_2O_7} CH_3-\overset{\overset{O}{\|}}{C}-OH + H_2O$$

46 g	1 mol
m g	0.25 mol

$$\Rightarrow m = \frac{46 \times 0.25}{1}$$

$$\boxed{\Rightarrow m = 11.5\ g}$$

مع كامل التمنيات بالتوفيق والنجاح