

♥ ملاحظات مسائل وقوانين الكيمياء ♥

↓ الكيمياء النووية ↓

1- شحنة الالكترن سالبة والبروتون موجبة والنواة موجبة والنترون معتدلة الشحنة.

2- الجسيمات الاولية: يجب حفظ رموز:

جسيم بيتا <<<<<< يكافئ الالكترن وشحنته سالبة.

جسيم الفا <<<<<< يكافئ نواة الهيليوم وله شحنتين موجبتين.

بوزيترون <<<<<< يكافئ الالكترن المضاد وشحنته موجبة.

نترون <<<<<< شحنته معتدلة وتعد أفضل قذيفة نووية.

بروتون <<<<<< يكافئ نواة الهيدروجين وله شحنة موجبة.

2- الجسيمات الاولية هامة جدا لمعادلات التحولات النووية ومعادلات التفاعلات النووية.

3- عند كتابة عنصر بدلالة العدد الكتلي والذري الانتباه أن العدد الأعلى هو العدد الكتلي والاسفل هو عدد الذري.

4- عدد الذري نفسه عدد البروتونات نفسه عدد الالكترونات.

5- عدد النترونات = عدد الكتلي - عدد الذري.

6- التحولات النووية: تحول من نمط بيتا/تحول من نمط بوزيترون/تحول من نمط الأسر الإلكتروني/تحول من نمط الفا.

7- تحول من نمط بيتا: يحدث للنواة التي تقع فوق حزام الاستقرار <<<< يتحول النترون إلى بروتون <<<< النواة الناتجة جديدة يزداد العدد الذري بمقدار 1 والعدد كتلي يبقى كما هو مع انطلاق طاقة وجسيم بيتا.

8- تحول من نمط بوزيترون: يحدث للنواة التي تقع تحت حزام الاستقرار <<<< يتحول البروتون إلى نترون <<<< النواة الناتجة جديدة ينقص العدد الذري بمقدار 1 والعدد كتلي يبقى كما هو مع انطلاق طاقة وبوزيترون. -1-

9-تحول من نمط الأسر الإلكتروني: يحدث للنواة التي تقع تحت حزام الاستقرار ولا تمتلك طاقة كافية لإطلاق بوزيترون <<<النواة المتفاعلة تلتقط الالكترتون>><<النواة الناتجة جديدة يزداد العدد الذري بمقدار 1 والعدد كتلي يبقى كما هو مع انطلاق طاقة.

10-تحول من نمط الفا: يحدث للنواة التي عددها الذري أكبر من 83 <<<النواة الناتجة جديدة ينقص العدد الذري بمقدار 2 والعدد كتلي ينقص بمقدار 4 مع انطلاق طاقة وجسيم الفا.

11-التفاعلات النووية: تفاعل الالتقاط النووي/ تفاعل التطافر النووي/ تفاعل الانشطار النووي/ تفاعل الاندماج النووي.

12-لمعرفة إن نوع التفاعل هو التقاط : يبقى العنصر نفسه مع تغير بالعدد الذري أو الكتلي حسب القذيفة لكن باغلب الامثلة يتغير العدد ذري مع انطلاق طاقة

13- لمعرفة نوع التفاعل أنه تفاعل تطافر: تعطي ناتجين <<<تلتقط نواة قذيفة الناتج يكون قذيفة جدي

14-لمعرفة انه تفاعل انشطار نحصل على ثلاثة نواتج أو قذف عنصر مشع ذو عدد ذري كبير بنيوترون فيطعي عنصر مشع مع زيادة العدد الكتلي 1 وانطلاق طاقة.

15- لمعرفة تفاعل الاندماج تندمج فيها نواتين خفيفتين معاً أو أكثر لتعطي نواة أثقل.

16- طاقة الانتشار سالبة/ طاقة الارتباط موجبة.

17- في حساب تغير كتلة (دلتا m)

الكتلة m_2 تعطى في نص مسألة والكتلة m_1 اما تعطى في نص المسألة

أو يتم حسابها تحسب m_1 من قانون

$m_1 = (عدد p \times كتلة p + عدد N \times كتلة N)$ وكتلة N تعطى في نص مسألة

18- عدد N وعدد p يتم أخذها من خلال

عدد النترونات $N =$ العدد الكتلي A - العدد الذري Z

عدد الذري $Z =$ عدد البروتونات.

19- مقدار النقص في كتلة = E/c^2

20- حساب مقدار النقص في كتلة خلال:

دقيقة = $E/c^2 = 60$ - ساعة = $E/c^2 = 3600$

يوم = $E/c^2 = 3600 \times 24$ - شهر = $E/c^2 = 3600 \times 24 \times 30$

20- حساب عمر النصف >>> نحسب n عدد مرات تكرار عمر النصف بحيث نقسم عدد النوى المشعة على 2 ثم نقسم الناتج على 2 إلى أن نصل إلى العدد المعطى ونعد الأسهم وهي تمثل n >>> واحدة عمر النصف هي نفسها واحدة الزمن الكلي.

↓ الكيمياء الغازات ↓

قانون الغازات العامة $PV = nRT$ بثبات متحول وتغير متحولين ينتج قانون الغازات التالية (بويل/شارل/غي لوساك/افوغادرو)

1- قانون بويل: يدرس العلاقة بين الضغط والحجم >>> التناسب بين الضغط والحجم تناسب عكسي >>> في المسائل: $P_1 V_1 = P_2 V_2$ >>>> الحجم وحدتها في جملة الدولية m^3 وفي الشروط النظامية L حيث أن $1000L = 1m^3$ >>>> الضغط وحدته في الجملة الدولية Pas وفي الشروط النظامية atm
 $1atm = 10^5 pas$; $n=5$. - $1kpas = 0,01atm = 1000pas$

2- قانون شارل: يدرس العلاقة بين الحجم ودرجة الحرارة >>> التناسب بين الحجم ودرجة الحرارة تناسب طردي >>> في المسائل $V_1/T_1 = V_2/T_2$ >>>> واحدة درجة الحرارة في جملة الدولية والنظامية K الكلفن >>>>
 $T(K) = T(C) + 273$

3- قانون غي لوساك: يدرس العلاقة بين الضغط ودرجة الحرارة >>> التناسب بين الضغط ودرجة الحرارة تناسب طردي في المسائل: $P_1/T_1 = P_2/T_2$

4- قانون افوغادرو: يدرس العلاقة بين عدد المولات والحجم >>> التناسب بين عدد المولات والحجم تناسب طردي في المسائل: $V_1/n_1 = V_2/n_2$

5- قانون الغازات العامة: $PV = nRT$

R ثابت الغازات العامة وله قيمتين: قيمة R ثابت الغازات العام حسب واحدة -3-

المعطيات إذا كان الضغط معطى بوحدة الباسكال pa والحجم m^3 نعوض $R=8.314$ ، وإذا كان الضغط معطى بال atm، والحجم بال لتر L نعوض $R=0.082$ أي إذا كانت $R=8.314$ يجب ان يحول الضغط إلى pas والحجم إلى m^3 وإذا كانت $R=0.082$ يجب ان يحول الضغط إلى atm والحجم إلى لتر <<<< واحدة R في جملة الدولية: $pas.m^3/K.mol$ وفي الشروط النظامية يكون <<<<< $atm.L/k.mol$.

♥ قانون كثافة الغاز ♥ $d=m/V=PM/RT$ <<<<< واحدته g/L

♥ قانون دالتون والضغط الجزئية ♥

$$P_t = p_1 + p_2 + p_3. \quad P_i = X_i P_t = n_i RT/V$$

$X_i = n_i/n_t$ يدعى X_i الكسر المولي / n_i عدد مولات الغاز الجزئي /
 n_t عدد المولات للمزيج الغازي / P_i الضغط الجزئي للغاز / P_t الضغط الكلي للغاز.

♥ قانون غراهام للانتشار والترسب ♥

$$V_1/V_2 = (M_2/M_1)^{1/2}$$
 التنسب عكسي بين كتلة مولية وسرعة غاز.

ملاحظات هامة ↓

1- حساب عدد المولات:

$n = NA/N$ حيث NA عدد أفوغادرو و N عدد الجزيئات يعطى في نص مسألة.

أو $n = m/M$ حيث m كتلة المادة و M كتلة المولية

m تعطى بنص مسألة و M تحسب للعنصر او المركب من خلال جمع الأعداء

الذرية التي تعطى بنص المسألة أو $n = V/V_{mol} = V/22.4$

حيث V_{mol} الحجم المولي أو طريقة الحساب الكيميائي من المعادلة جداء

الطرفين يساوي جداء الوسطين (كما الحال في تطبيق بعد قانون أفوغادرو

مباشرة)

2- الشروط النظامية:

هي الشروط التي تكون فيها: $P=1 atm$ و $V=22.4 l$ و $T=0c$

3_ درجة الحرارة: للتحويل من C° إلى K كلفن نضيف 273. -4-

$$T(K) = T(c) + 273$$

3-R ثابت الغازات العامة وله قيمتين:

قيمة R ثابت الغازات العام حسب واحدة المعطيات إذا كان الضغط معطى
بوحدة الباسكال pa والحجم m^3 نعوض $R=8.314$ ، وإذا كان الضغط معطى
بال atm، والحجم باللتر L نعوض $R=0.082$ أي إذا كانت $R=8.314$ يجب أن
يحول الضغط إلى pas والحجم إلى m^3
وإذا كانت $R=0.082$ يجب أن يحول الضغط إلى atm والحجم إلى لتر.

4-تحويل وحدات:

التحويل هام ضغط

$$1 \text{ atm} = 10^5 \text{ pas}$$

$$1 \text{ Kpas} = 10^{-2} \text{ atm}$$

$$1 \text{ Pas} = 10^{-5} \text{ atm}$$

$$\text{Pas} = 10^{-3} \text{ kpas}$$

التحويل الحجم

$$1 \text{ m}^3 = 1000 \text{ L}$$

$$1 \text{ L} = 10^{-3} \text{ m}^3$$

التحويل درجة حرارة

$$T(k) = T(c) + 273$$

التحويل الكتلة

$$1 \text{ kg} = 1000 \text{ g}$$

$$1 \text{ g} = 10^{-3} \text{ kg}$$

5-الضغط:

حسابها من قانون الغازات العامة $PV=nRT$

أو قانون بويل $P_1 V_1 = P_2 V_2$

أو قانون غي لوساك $P_1/T_1 = P_2/T_2$

أو من خلال قانون $P_1 \cdot V_1/T_1 = P_2 \cdot V_2/T_2$

أو قانون الضغوط الجزئية:

$$P_t = P_1 + P_2 + P_3$$

6-درجة الحرارة:

حسابها من قانون الغازات العامة $PV = nRT$

أو قانون غي لوساك $P_1/T_1 = P_2/T_2$

أو من خلال قانون $P_1 \cdot V_1/T_1 = P_2 \cdot V_2/T_2$

أو قانون شارل $V_1/T_1 = V_2/T_2$

7-الحجم:

حسابها من قانون الغازات العامة $PV = nRT$

أو قانون بويل $P_1 V_1 = P_2 V_2$

أو قانون شارل $V_1/T_1 = V_2/T_2$

أو من خلال قانون $P_1 \cdot V_1/T_1 = P_2 \cdot V_2/T_2$

أو قانون أفوغادرو: $V_1/n_1 = V_2/n_2$

8- حال تغيرت شروط المسألة: $P_1 \cdot V_1/T_1 = P_2 \cdot V_2/T_2$

حالة الأولى شروط نظامية بنص مسألة الأساسي.

حالة ثانية شروط الطلب بالمسألة حسب مسألة.

♥ الكيمياء وحدة حركية التفاعل الكيميائي ♥

الدرس الأول: سرعة التفاعل الكيميائي.

سرعة التفاعل الكيميائي

في التفاعل الأولي الآتي: $mA + nB \rightarrow pC + qD$

تعطى علاقة السرعة الوسطية لكل مادة:

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

$$v_{avg(C)} = +\frac{\Delta[C]}{\Delta t}, \quad v_{avg(D)} = +\frac{\Delta[D]}{\Delta t}$$

تعطى علاقة السرعة الوسطية للتفاعل:

$$-6- \quad v_{avg} = -\frac{1}{m} \frac{\Delta[A]}{\Delta t} = -\frac{1}{n} \frac{\Delta[B]}{\Delta t} = +\frac{1}{p} \frac{\Delta[C]}{\Delta t} = +\frac{1}{q} \frac{\Delta[D]}{\Delta t}$$

دمج الرياضيات بالكيمياء

فكرة هامة لرسمات قوانين غازات وايضا لسؤال اختر اجابة بالغازات

خاص بالرسم

لما يكون عندي رمزين ضرب بعض

X.Y

واجبنا رسمنا ال X بدلالة Y أو ال Y بدلالة X

هون رسما منحنى متناقص

اما اذا اخدنا X/1

بدلالة ال Y أو مقلوب Y بدلالة X

بيعطيني مستقيم يمر من مبدأ الاحداثيات

طبق ملاحظات عالسوال اللي بعته بتلاقي جواب الذي لا يمثل رسمة قانون

بويل هون الأول

واذا كان معادلة من شكل $Y = mX$

رسمة ال Y بدلالة X

مستقيم يمر من مبدأ الاحداثيات وهاد شفتاه بمعادلة شارل وغي لوساك

وحتى أفوغادرو.

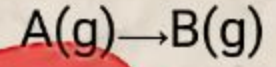
رسمة رابعة مثلت قانون بويل

لاتو محور Y يمثل PV

وضرب P بV يمثل قانون بويل وثابت لهيك يمثل محور افقي يوازي X

اما رسمة الأولى غير صحيحة لاتو لا تمر من مبدأ الاحداثيات.

1- من أجل عبارة السرعة الوسطية إذا طلب السرعة الوسطية لتشكيل أو تفكك أحد المواد (ناجئة أو متفاعلة) <<<< نضع في العبارة إشارة (-) للمواد المتفاعلة وإشارة (+) للمواد الناتجة مثال ليكن لدينا التفاعل التالي:



السرعة الوسطية للمادة متفاعلة <<<< $V_{avg}(A) = -\Delta[A]/\Delta t$

السرعة الوسطية للمادة ناتجة <<<< $V_{avg}(B) = +\Delta[B]/\Delta t$

2- أما إذا طلب السرعة الوسطية للتفاعل ككل لا نهتم بالاشارات أي

$$V_{avg}(A) = V_{avg}(B)$$

3- إذا وجد حالة مزج ومعطى تراكيز المواد تستخدم قانون التمديد:

$$V_1.C_1 = V_2.C_2 \text{ حيث } V_2 \text{ هو جمع الحجمين الممزوجين و}$$

C_2 التركيز الجديد للمادة بعد المزج ويعتبر الابتدائي.

C_1 تركيز المادة قبل المزج ، V_1 حجم المادة قبل المزج.

4- عندما يطلب حساب السرعة الوسطية بين لحظتين زمنيتين 2 النهائي 1

$$\text{البدائي: } V_{avg} = (c_2 - c_1) / (t_2 - t_1)$$

5- إذا وجد حالة مزج ومعطى عدد مولات المواد نستخدم القانون:

$$V.C = []_0 = n/V \text{ حيث } V = V_1 + V_2$$

6- المواد الصلبة والسائلة لا تدخل في عبارة السرعة فقط الغازية.

7- عندما يطلب حساب تراكيز مواد متفاعلة أو الناتجة عند توقف تفاعل

نعدم سرعة ونجرب خيار أما أو ونستخرج قيمة X ونعوض بالتراكيز وعندما

يكون التعويض بالتراكيز موجب فالخيار مقبول ل X وفي حال وجود خيار

سالب للتراكيز بعد تعويض X يكون مرفوض ال X .

8- عندما يطلب حساب السرعة عندما يصبح تركيز مادة كذا <<<< هنا ندقق

بالتراكيز إذا كان مادة ناتجة فهون ندقق بعدد مولاته فاذا كان واحد مباشرة

تركيز معطى يقابل X ونحسبها ونعوض بتراكيز مواد متفاعلة بعد مرور زمن ونحسب السرعة، في حال اذا كان مادة متفاعلة ندقق بعدد مولاته فاذا كان واحد فالتركيز معطى بالطلب يساوي تركيزه الابتدائي ناقص X وفي حال عدد مولات غير واحد يضرب ال X بذلك الرقم.

الدرس الثاني: التوازن الكيميائي:



ثابت التوازن بدلالة التراكيز:

$$K_c = [c]^p \cdot [Q]^q / [A]^m \cdot [B]^n$$

ثابت التوازن بدلالة الضغوط الجزئية:

$$K_p = P_c^p \cdot [Q]^q / [A]^m \cdot [B]^n$$

العلاقة التي تربط بين K_p و K_c :

$$K_p = K_c (RT)^{\Delta n} \text{ حيث: } \Delta n = n_2 - n_1$$

n_2 عدد مولات مواد ناتجة / n_1 عدد مولات مواد متفاعلة.

Q عبارة حاصل التفاعل:

عبارة K_c كقانون يشابهه K_c لكن الفرق حيث تؤخذ التراكيز في Q لحظة ما (دون شرط الوصول حالة التوازن)

نميز ثلاث حالات:

1- $Q < K_c$: تراكيز المواد الناتجة أقل من تراكيزها في حالة التوازن

يرجح التفاعل المباشر على التفاعل العكسي للوصول إلى حالة التوازن.

2- $Q = K_c$: التفاعل في حالة توازن.

3- $Q > K_c$: تراكيز المواد الناتجة أكبر من تراكيزها في حالة التوازن،

يرجح التفاعل العكسي على التفاعل المباشر للوصول إلى حالة التوازن.

&& عند طلب النسبة مئوية متفككة من مادة متفاعلة

هنا نقول كل تركيز ابتدائي للمادة متفاعلة يقابل X

كل 100 يقابل Y

Y نسبة المتفككة

في حال مادة متفاعلة عدد مولاتها غير واحد نضرب العدد بX

♥ وحدة الكيمياء التحليلية ♥

الدرس الأول: الحموض والاسس:

خواصّ اللوغاريتم العشريّ $\log(x.y) = \log x + \log y$

$$\log \frac{x}{y} = \log x - \log y$$

$$\log x^n = n \log x$$

$$\log 10 = 1$$

أسس ضعيفة	أسس قوية
NH_4OH	$NaOH$
NH_3	KOH

حموض ضعيفة	حموض قوية
CH_3COOH	HCl
$HCOOH$	H_2SO_4
HCN	HNO_3

الحمض الضعيف	الحمض القوي
له $[H_3O^+]$ اصغر	له $[H_3O^+]$ اكبر
له PH اكبر	له PH اصغر
له اساس مرافق اقوى	له اساس مرافق اضعف
له K_a اصغر	له K_a اكبر

الاساس الضعيف	الاساس القوي
له $[OH^-]$ اصغر	له $[OH^-]$ اكبر
له PH اصغر	له PH اكبر
له حمض مرافق اقوى	له حمض مرافق اضعف
له K_a اصغر	له K_a اكبر

1- مقصود بقوة الحمض تركيز أيون الهيدرونيوم فكلما أزداد تركيز أيون الهيدرونيوم ينقص ال PH يزداد قوة الحمض ويكون الحمض بقوة مطلقة اذا كانت PH=0 ويضعف الحمض كلما اقترب PH من

(7)

2- مقصود بقوة الأساس تركيز أيون الهيدروكسيد فكلما أزداد تركيز أيون الهيدروكسيد ينقص ال POH فيزداد PH فيزداد قوة الأساس ويكون الأساس بقوة مطلقة اذا كانت PH=14 ويضعف الأساس كلما اقترب PH من 7.

3- في حالة الحمض الضعيف التناسب بين ثابت التايين Ka و تركيز أيون الهيدرونيوم تناسب طردي.

4- في حالة الأساس الضعيف التناسب بين ثابت التايين Kb و تركيز أيون الهيدروكسيد تناسب طردي.

- اذا اعطي في نص المسائل قيمة PH نحسب تركيز $[H_3O^+]$ من العلاقة $[H_3O^+] = 10^{-PH}$
- اذا اعطي في نص المسائل قيمة POH نحسب تركيز $[OH^-]$ من العلاقة $[OH^-] = 10^{-POH}$

حساب الكتلة نستخدم القانون:

$$m = C_{mol.l^{-1}} \cdot V \cdot M$$

حساب $[H_3O^+]$ للحمض قوي احدى الوظائف مثل (HCl, HNO₃)

حساب $[H_3O^+]$ للحمض قوي ثنائي الوظيفة مثل (H₂SO₄)

حساب $[H_3O^+]$ للحمض الضعيف مثل (حمض الخل - حمض الملح - حمض سيانيد)

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

حساب $[OH^-]$ للأساس القوي احدى الوظائف مثل (NaOH, KOH)

حساب $[OH^-]$ للأساس الضعيف مثل (NH₃)

عند وجود هيدريد لدينا حالتيين

1- التمديد عدة مرات : نستخدم قانون التمديد (بعد التمديد) = n (قدام التمديد)

$$C \cdot V = C' \cdot V'$$

2- عند إضافة ماء إلى الكعص نستخدم القانون (الماء) + (الكعص) = C' (V' + V_{ماء})

$$C' = \frac{C \cdot V}{(V_{ماء} + V)}$$



$$V' = V + V_{ماء}$$

بعد حساب C'

للحموض القوية احدى الوظيفة $[H_3O^+] = C'$	للأساس القوي $[OH^-] = C'$
للحموض القوية ثنائي الوظيفة $[H_3O^+] = 2C'$	للأساس الضعيف $[OH^-] = \sqrt{K_b \cdot C'}$
للحموض الضعيفة $[H_3O^+] = \sqrt{K_a \cdot C'}$	

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

$$PH + POH = 14$$

لا تنسى هذه العلاقات المهمة

&بمعادلة التايين سواء للحموض أو الأساس السهم الواحد للقوي
والضعيف سهمين.

\$درجة تايين الحمض a=تركيز أيون الهيدرونيوم/تركيز الابتدائي للحمض ca

&درجة تايين الاساس a=تركيز أيون الهيدروكسيد /تركيز الابتدائي للأساس cb

&يمكن حساب درجة تايين a كنسبة مئوية بضرب ناتج ب 100

&الحمض القوي يرافقه الأساس مرافق ضعيف والعكس صحيح.

&الأساس القوي يرافقه الحمض مرافق ضعيف وعكس صحيح.

&ثابت تايين الماء: $K_w=10^{-14}$

&الماء مركب مذيب يسلك سلوك الحمض أو الأساس حسب متفاعل معها.

& $PH>7$.الوسط قلوي. & $PH<7$ الوسط حمضي.

& $pH=7$ الوسط معتدل.

♥ المحاليل المائية للأملاح ♥

حلمة حمض ضعيف واساس قوي <<<< $Kh. Kb=K_w$

حلمة حمض قوي واساس ضعيف <<<< $Kh. Ka=K_w$

حلمة حمض ضعيف واساس ضعيف: $Kh. Ka. Kb=K_w$

$K_a<K_b$ الوسط أساسي قلوي (أكبر من 7 بقليل)

$K_a>K_b$ الوسط أساسي حمضي (أصغر من 7 بقليل).

$K_a=K_b$ الوسط معتدل (حالة نادرة)

معادلة الاماهة لاي ملح تكتب بشكل معادلة الايونية وهي معادلة بسهم واحد

تركيز ملح نفسه تركيز الايونات الناتجة حسب عدد مولات واذا وجد لاحد

مكونات رقم غير واحد يضرب بالرقم التركيز

معادلة الحلمة تاتي بعد معادلة الاماهة ننظر للطرف اليميني من معادلة

الاماهة فاذا نتج أيون قوي مثل (الكوريد/الكبريتات/البوتاسيوم/الكالسيوم/

النترات) لا تتحلل مع ماء << أما غيرها يتحلل مع الماء >> معادلة حلمة
بسهمين.

ثابت الحلمة Kh.

لمعرفة ملح من ماذا مشتق من خلال معادلة الحلمة نعلم فاذا كان:

📌 الأيونات بمعادلة الاماهة قوية فالملح ناتج من حمض قوي بأساس قوي << لا يوجد معادلة الحلمة.

📌 الأيونات بمعادلة الاماهة اذا كانت الاثنان ضعيفة يتحللها فالملح ناتج من حمض ضعيف لا بأساس ضعيف.

📌 الأيونات بمعادلة الاماهة إحداهما ضعيف والاخر قوي الضعيف نكتب معادلة حلمة فاذا نتج أيون الهيدرونيوم فالملح ناتج عن حمض ضعيف بأساس قوي. واذا نتج أيون الهيدروكسيد فالملح ناتج عن حمض قوي بأساس ضعيف.

★ الذوبانية مولية $S = C_{mol}/l = n/V$

🌸 الذوبانية الكتلية: $Cg/l = m/V = S/M$

- عندما يوجد إضافة أيون مشترك نحسب تركيز الأيون الكلي ثم نحسب Q من نفس علاقة Ksp ويكون لدينا احتمالين

-1 $Q > K_{SP}$ يترسب الملح

-2 $Q < K_{SP}$ لا يترسب الملح يفحل جزء إضافي

- في معادلة التوازن غير المتجانس (سهمين)

توازن غير متجانس



بدء X 0 0

عند الإشتعاع 0 X X

- في حال تم إعطاء PH نحسب $[H_3O^+]$ من العلاقة $[H_3O^+] = 10^{-PH}$ ونستفاد من العلاقة

$[H_3O^+].[OH^-] = 10^{-14}$ ونستخدم العلاقة التالية لحساب ثابت الحلمة $K_h \times K_a = K_b$

عندما نحسب $[H_3O^+].[OH^-]$ من المعادلة ويكون K_h معلوم نستخدم المعادلات



بدء 10^{-x} 0 0

عند التوازن 10^{-x} X X

$$K_h = \frac{x \cdot x}{10^{-x}}$$

تعمل x لصغرها

- عند استخدام حمض الكبريت ثنائي الوظيفة نذكر ان $[H_3O^+] = 2C_a$

$$n(H_3O^+) = n(OH^-)$$

$$2C_1 \cdot V_1 = C_2 \cdot V_2$$

- كساح الكتلة نستخدم العلاقة $m = C \cdot V \cdot M$

- إذا تم معايرة محلولين مختلفين مثلا معايرة هيدروكسيد البوتاسيوم باستخدام حمض كلور الماء و حمض الكبريت

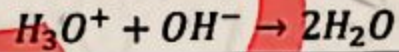
$$n(OH^-) = n(H_3O^+)_{H_2SO_4} + n(H_3O^+)_{HCL}$$

$$C \cdot V = 2C_1 \cdot V_1 + C_2 \cdot V_2$$

- عندما يطلب تركيز الملح نستخدم قانون التعميد $C_1 \cdot V_1 = C' \cdot (V_1 + V_2)$

$V_1 + V_2$: حجم الحمض + الاسس

إذا كانت المعايرة بين حمض قوي واساس قوي وطلب المعادلة الأيونية نكتب المعادلة الأيونية



الكيمياء العضوية

أهم شيء معرفة صيغ العامة للمركبات لتعرف بطريقة تعامل بالمسائل:

الالكانات: $C_n H_{2n+2}$

الجزور الألكيلية: $C_n H_{2n+1}$

الأغوال: $R-OH$ حيث R جذر الكيلي

الألهيدات: $R-COH$

الكيتونات: $R-CO-R'$

الحموض الكربوكسيلية: $R-COOH$

الاسترات: $R-COO-R'$

الأميدات: $R-OH-NH_2$

الأمينات: $R-NH_2$

ملاحظة: للتعرف أكثر على العضوية مراجعة ملف مدخل إلى العضوية

وتلخيص ونموذج أمتحاني يساعدك كثير للمسائل بقناتنا: [↓](#) [↓](#)

الفيزياء والكيمياء بكالوريا مع كرم غزي