

الباب الثالث

"الإتزان الكيميائي"

أنواع الإتزان

الإتزان الفيزيائي

بيحصل في مادة واحدة (الماء) بس

بتتغير الحالة الفيزيائية بتاعتها فقط و ليست الحالة الكيميائية



يعني أنا لو غليت الماء هتتحول من (الماء و هيه سائلة) إله (ماء و هيه في الحالة البخارية)

فكر بقه أنا غيرت في تركيبها الكيميائي ؟ لأ

طب إمتنه أقول إنه حصل إتزان ؟

عندما يكون عدد جزيئات الماء التي تبخرت = عدد جزيئات الماء التي تكثفت

الإتزان الكيميائي بيحصل في التفاعلات الإنعكاسية فقط

طب يا تره ايه هيه أنواع التفاعلات أصلاً علشان اعرف التفاعل الإنعكاسي منهم ؟

التفاعلات التامة (غير الإنعكاسية) منتهية

هيه التفاعلات الليه بسمشييه فيه اتجاه واحد فقط و هو الإتجاه الطرديه (بسهم واحد)

1) تستهلك المتفاعلات تقريباً

2) النواتج تصل لأقصاه قيمة لها 100%

3) من صور التفاعلات التامة :

1 - أيه معادلة بغاز أو راسب بيقيه تفاعل تام (كل تفاعلات الباب الثانيه)

2 - أيه حمض قويه مع قاعدة قوية يعنيه مواد أيونية بيقيه تفاعل تام (تعاذل الأقياه تام)

3- تفاعلات الإحتراق (خاصة بالمركبات العضويه)

4- ذوبان أيه حمض قويه أو قاعدة قوية فيه الماء (ذوبان الأقياه تام)

التفاعلات الإنعكاسية (غير تامة) غير منتهية

هيه التفاعلات الليه بتمشييه فيه الإتجاهين الطرديه و العكسيه (بسهمين)

1) تكون المواد المتفاعلة و الناتجة موجودة بإستمرار فيه حيز التفاعل

2) من صور التفاعلات الإنعكاسية :

1- حدوث التفاعلات الغازية فيه إناء مغلق

2- ذوبان أيه حمض ضعيف أو قاعدة ضعيفة فيه الماء (ذوبان الضعفاء انعكاسيه)

3- ذوبان أيه ملح شحيح الذوبان فيه الماء

4- تفاعل حمض مع قاعدة أحدهما ضعيف (تعاذل الضعفاء انعكاسيه)

قوانين حساب معدل (سرعة التفاعل الكيميائي)

$$1- \frac{\Delta(\text{كتل})}{\Delta t(\text{بالثانية})} \quad 2- \frac{\Delta(\text{تركيزات})}{\Delta t(\text{بالثانية})} \quad 3- \frac{\Delta(\text{عدد المولات})}{\Delta t(\text{بالثانية})}$$

لو بتحسب معدل النقص

: تبقي المتفاعلات و متنساش تحط إشارة سالبة (-) لأن المتفاعلات دايمًا بتقل

لو بتحسب معدل الزيادة

: تبقي النواتج لأن النواتج دايمًا تزداد

- أي حمض عضوي يكون حمض ضعيف

الحمض القوي يحدث له ذوبان فيه الماء

والحمض الضعيف يحدث له تميؤ

شروط حدوث الإتران :

1- تساوي معادلات التفاعل الطردية و التفاعل العكسي

2- ثبوت تركيزات كلاً من المتفاعلات و النواتج

قولنا التركيزات تبقي ثابتة مش متساوية

- كناية عن النواتج ← لما يقول اللفظ (تكوين - إنتاج - زيادة)

- كناية عن المتفاعلات ← لما يقول اللفظ (إختفاء - استهلاك - نقص)

- كل ما أرفع درجة الحرارة بمقدار 10°C يتضاعف معدل التفاعل
- يقل تركيز المتفاعلات و يزداد تركيز النواتج مش بمزاجها و لكن يتم بناءً على نسبة عدد مولاتها
- المحاليل المركزة أسرع من المحاليل المخففة بسبب إن فرص التصادم بين الجزيئات أكبر
- المحلول دائماً أسرع من المسحوق
- والمسحوق أسرع من القطع

أنواع التفاعلات الكيميائية (من حيث سرعة التفاعل)



ثابت الإتران K_c - قانون حساب الـ K_c

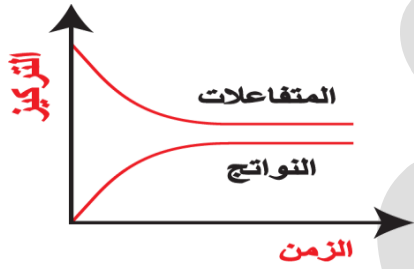
$$K_c = \frac{[\text{تركيز النواتج}]}{[\text{تركيز المتفاعلات}]} \quad \text{أو} \quad K_c = \frac{K_1}{K_2}$$

- دائماً K_c تكون عند الإتران ، و لازم تكون كل تركيزات المواد عند الإتران

* المادة الصلبة تركيزها ثابت مهما زادت كميتها

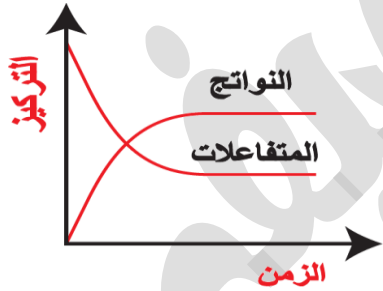
* أيه مادة (L) أو (S) تستبعد من حسابات K_c * الماء (V) تدخل فيه حسابات K_c

- إذا أعطانيه تركيز مادة واحدة عند الإتران لازم نحل المسألة بجدول تقدم التفاعل

: K_c أقل من الواحد الصحيح

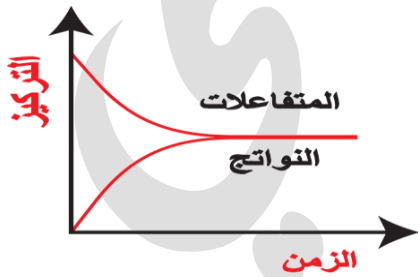
: ينشط التفاعل فيه الإتجاه العكسي

: تركيز المتفاعلات أكبر

: K_c أكبر من الواحد الصحيح

: ينشط التفاعل فيه الإتجاه الطردية

: تركيز النواتج أكبر

: K_c تساويه الواحد الصحيح

: تركيز النواتج = تركيز المتفاعلات

– العامل الوحيد الذي يؤثر على (K_w, K_a, K_p, K_c) هو درجة الحرارة فقط
* طالما التركيزات ليست عند الإتزان يبقه احسب Q_c و ليس K_c

خلي بالك الملاحظات دي مهمة و جات كذا مرة في امتحان ثانوية عامة قبل كده

ملحوظة 1 : عند عكس المعادلة فإن : $K_{C2} = \frac{1}{K_{C1}}$ القديمة الجديدة

ملحوظة 2 : عند ضرب المعادلة في (2) فإن : $K_{C2} = (K_{C1})^2$ القديمة الجديدة

ملحوظة 3 : عند قسمة المعادلة على (2) فإن :

ملحوظة 3 : عند قسمة المعادلة على (2) فإن : $K_{C2} = \sqrt{K_{C1}}$ القديمة الجديدة / $K_{C2} = (K_{C1})^{0.5}$ القديمة الجديدة

– هناك 6 عوامل تؤثر على سرعة التفاعل و إتزانه معاً

1 (عامل حفاز) 2 (سرعة الضوء) 3 (مساحة السطح المعرضة للتفاعل)
4 (التركيز) 5 (الحرارة) 6 (الضغط)

– هناك 3 عوامل تؤثر على الإتزان فقط

1 (التركيز) 2 (الحرارة) 3 (الضغط)

تعالوا نشوف الـ 3 عوامل دول بيأثروا إزاي علم الإتران

أولاً : التركيز

كلما زاد تركيز المواد المتفاعلة ، تزداد عدد الجزيئات ، فتزداد فرص التصادم ، و وبالتالي تزداد سرعة التفاعل

أبوة برودو ده إزاي بيأثر علم الإتران ؟؟؟؟؟؟؟؟؟؟؟

– عند زيادة تركيز أحد المتفاعلات التفاعل هيمشي في الإتجاه اللي يقلل الزيادة اللي انت عملتها دي يعني هيمشي في الإتجاه الطردى علشان يقلل تركيز المتفاعلات

طب لو سحبنا (قللت) تركيز أحد المتفاعلات التفاعل هيمشي في الإتجاه اللي هيزود اللي انت قللته يعني هيمشي في الإتجاه العكسي علشان يزود تركيز المتفاعلات

– عند زيادة تركيز أحد النواتج التفاعل هيمشي في الإتجاه اللي يقلل الزيادة اللي انت عملتها دي يعني هيمشي في الإتجاه العكسي علشان يقلل تركيز النواتج

طب لو سحبنا (قللت) تركيز أحد النواتج التفاعل هيمشي في الإتجاه اللي هيزود اللي انت قللته يعني هيمشي في الإتجاه الطردى علشان يزود تركيز النواتج

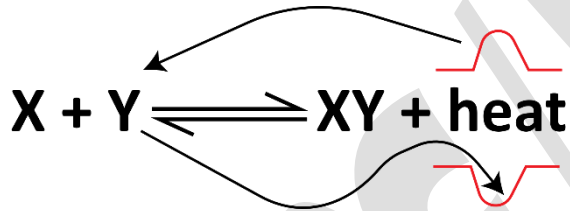
و ده كله بيحصل علم قاعدة لوشاتيليه

فيه حاجة كمان مهمة خليه بالك علشان أنت بتتلخبط فيها

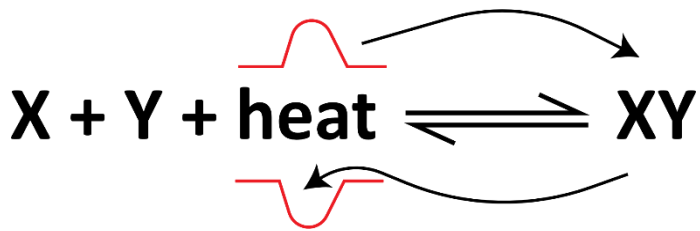


ثانياً : درجة الحرارة

* لو كان التفاعل طارد للحرارة :

- التفاعل طارد للحرارة ΔH تكون سالبة و الـ Heat هتلاقيها في النواتج.: التناسب عكسي بين K_c و درجة الحرارة

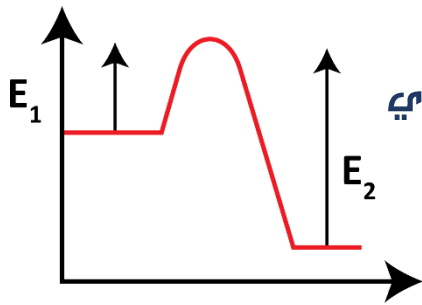
* التفاعل ماص للحرارة :

- التفاعل الماص للحرارة ΔH تكون موجبة و الـ Heat هتلاقيها في المتفاعلات.: التناسب طردي بين K_c و درجة الحرارة

طاقة التنشيط

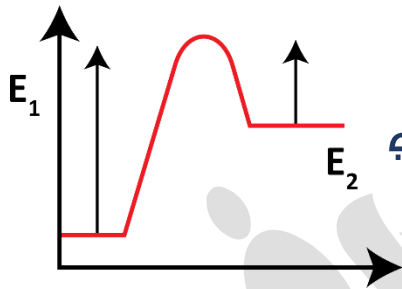
– لما يكون فيه الرسمة جبل واحد فقط (منحنه واحد فقط) يكون التفاعل بدون عامل حفاز

– لما يكون فيه الرسمة جبلين (منحنه واحد فقط) يكون التفاعل بإستخدام عامل حفاز

**التفاعل طارد للحرارة**

المحتوى الحراري للمتفاعلات أكبر من المحتوى الحراري للنواتج

– لازم تكون طاقة التنشيط دائماً سالبة

**التفاعل ماص للحرارة**

المحتوى الحراري للمتفاعلات أقل من المحتوى الحراري للنواتج

– لازم تكون طاقة التنشيط دائماً موجبة

– المسافة بين المتفاعلات إلى قمة جبل الطاقة = E_1 طاقة التنشيط للتفاعل الطردية

– المسافة بين النواتج إلى قمة جبل الطاقة = E_2 طاقة التنشيط للتفاعل العكسي

$$\Delta H = H - H$$

متفاعلات نواتج

$$\Delta H = E_1 - E_2$$

طاقة تنشيط تفاعل طردية
طاقة تنشيط تفاعل عكسي

- العامل الحفاز لا يؤثر على قيمة ΔH
- العامل الحفاز يقلل من طاقة التنشيط و يزيد من سرعة التفاعل
- زيم ما بيدخل التفاعل زيم ما بيخرج
- لا يغير من قيمة الـ K_c
- يزيد من معدل الإنتاج و ليس كمية الإنتاج

أ / عمرو الصيفي

الإتزان الأيوني

حفظ أهم القوانين

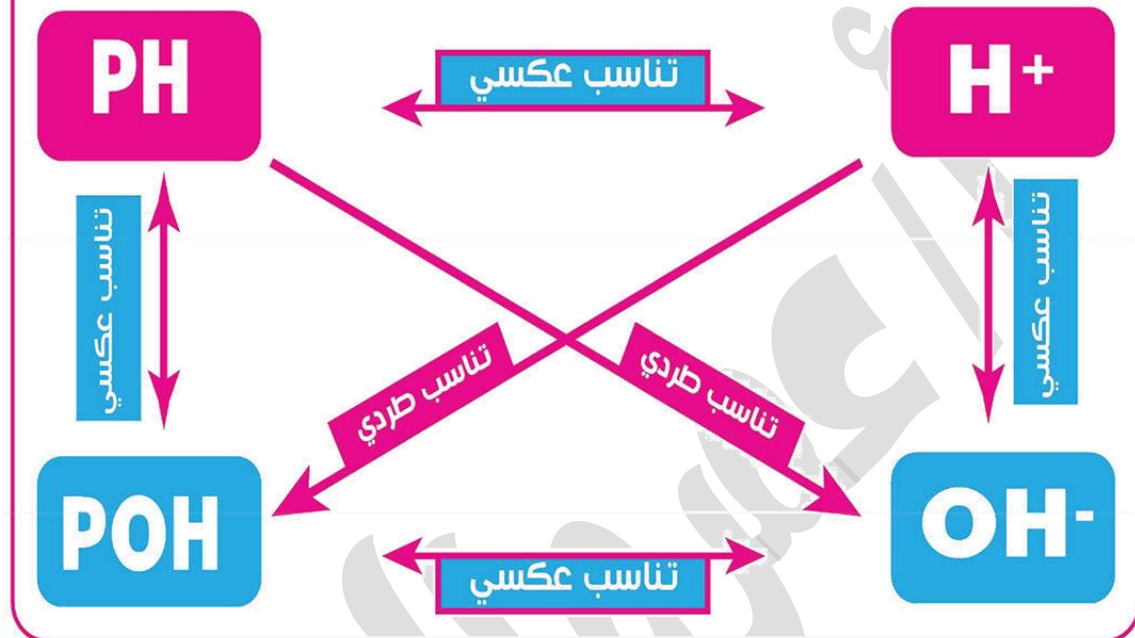
القاعدة الضعيفة		الحمض الضعيف		
النشادر NH_3		حمض أسيتيك		مثال
$\alpha = \frac{[OH^-]}{C_b}$	$\alpha = \sqrt{\frac{K_b}{C_b}}$	$\alpha = \frac{[H_3O^+]}{C_a}$	$\alpha = \sqrt{\frac{K_a}{C_a}}$	درجة التفكك (قانون أستفالد)
$K_b = \frac{[OH^-]^2}{C_b}$	$K_b = \alpha^2 C_b$	$K_a = \frac{[H_3O^+]^2}{C_a}$	$K_a = \alpha^2 C_a$	قوانين على K_b و K_a
$[OH^-] = \sqrt{K_b \cdot C_b}$		$[H_3O^+] = \sqrt{K_a \cdot C_a}$		تركيز أيون الهيدرونيوم للحمض الضعيف أو تركيز أيون الهيدروكسيل للقاعدة الضعيفة
$[OH^-] = \text{shift log}$ - POH		$[H_3O^+] = \text{shift log}$ - pH		
$[OH^-] = \frac{K_w}{[H_3O^+]} = \frac{10^{-14}}{[H_3O^+]}$		$[H_3O^+] = \frac{K_w}{[OH^-]} = \frac{10^{-14}}{[OH^-]}$		
$[OH^-] = \alpha \cdot C_b$		$[H_3O^+] = \alpha \cdot C_a$		
$POH = -\text{Log} [OH^-]$		$pH = -\text{Log} [H^+]$ $= -\text{Log} [H_3O^+]$		الأس الهيدروجيني أو الأس الهيدروكسيلي
$POH = pK_w - PH$ $POH = 14 - PH$		$pH = pK_w - POH$ $pH = 14 - POH$		

$$PH + POH = 14$$

$$[H^+][OH^-] = 10^{-14}$$

- لتحديد نوع المحلول حامضي أم قاعدي لازم نرجع للأس الهيدروجيني pH
- عند التعامل مع الأحماض القوية و القواعد القوية ممنوع التعامل مع K_a, C_b أو C_a, C_b

الصندوق السحري للعلاقات العكسية والطرديّة



جدول الأحماض القوية والقواعد القوية (يجب حفظه)

القواعد القوية	الأحماض القوية
هيدروكسيد الصوديوم NaOH	حمض البيروكلوريك HClO ₄
هيدروكسيد البوتاسيوم KOH	حمض الهيدروديك HI
هيدروكسيد الربيدوم RbOH	حمض الهيدروبروميك HBr
هيدروكسيد السيزيوم CsOH	حمض الكبريتيك H ₂ SO ₄
هيدروكسيد الكالسيوم Ca(OH) ₂	حمض الهيدروكلوريك HCl
هيدروكسيد السترونشيوم Sr(OH) ₂	حمض النيتريك HNO ₃
هيدروكسيد الباريوم Ba(OH) ₂	

المحاليل الإلكتروليتية

تنقسم المحاليل من حيث قدرتها على التوصيل الكهربى إلى نوعين:

1- محاليل لا إلكتروليتية

هذه محاليل المركبات التساهمية التى لا تنتج أيونات و لذلك لا توصل للتيار الكهربى

مثل : سكر الجلوكوز - الكحول الإيثيلى - البنزين - حمض الأسيتيك النقى 100%

2- محاليل الإلكتروليتية

و هذه محاليل المركبات التساهمية و الأيونية التى تنتج أيونات و توصل للتيار الكهربى و تنقسم إلى نوعين :

الكتروليتات ضعيفة	الكتروليتات قوية
بعض الجزيئات تتحول إلى أيونات عند وضعها في الماء بنسبة ضئيلة الرومانه لسه بخيرها	جميع الجزيئات تتحول إلى أيونات عند وضعها في الماء بنسبة 100% الرومانه بقيت فاضية (قشرة بس)
يحتوي المحلول على (أيوناتها بشكل ضئيل و جزيئتها بشكل كبير و أيونات الـ H^+ و أيونات الـ OH^- بتوع الماء)	يحتوي المحلول على (أيوناتها و أيونات الـ H^+ و أيونات الـ OH^- بتوع الماء)
تركيز الأيونات السالبة = تركيز الأيونات الموجبة	
و هي ضعيفة التوصيل الكهربى	و هي جيدة التوصيل الكهربى
مثل الأحماض العضوية و أمه حاجة مش موجودة في جدول الأقوياء	مثل محاليل الأملاح $NaCl, KNO_3$ و محاليل الأحماض و القواعد القوية (جدول الأقوياء)

أوجه المقارنة	تخفيف الأحماض القوية	تخفيف الأحماض الضعيفة
تركيز $[H^+]$	يقل	يقل
تركيز $[OH^-]$	يزيد	يزيد
قيمة الـ pH	تزيد	تزيد
قيمة الـ pOH	تقل	تقل
التوصيل الكهربائي	لا يتأثر	يزداد
عدد المولات	ثابت	يزيد بنسبة صغيرة لا تُذكر
الحجم	يزيد علشان أضفت ماء	يزيد علشان أضفت ماء

أوجه المقارنة	تخفيف القواعد القوية	تخفيف القواعد الضعيفة
تركيز $[H^+]$	يزيد	يزيد
تركيز $[OH^-]$	يقل	يقل
قيمة الـ pH	تقل	تقل
قيمة الـ pOH	تزيد	تزيد
التوصيل الكهربائي	لا يتأثر	يزداد
عدد المولات	ثابت	يزيد بنسبة صغيرة لا تُذكر
الحجم	يزيد علشان أضفت ماء	يزيد علشان أضفت ماء

تركيز الحمض = تركيز الهيدروجين
تركيز الهيدروجين = ضعف الحمض

الحمض القوي أحادي البروتون
الحمض القوي ثنائي البروتون

ثابت التأيين K_a :

- كلما زادت قيمة K_a زادت قوة الحمض بشرط أن يكون نفس التركيزات
- لكن لو اختلف تركيز الحمضين نطبق قانون α و يبقىء اللية عنءه α كبيرة يبقىء هو الحمض الأقوء
- المحلول الأقل تركيزاً ، أكثر فيء تركيز الأيونات و أكثر فيء التوصيل الكهربية

التمية

- التمية عكس عملية التعادل

عملية التعادل : كانت عبارة عن حمض + قاعدة هيدينية ملح و ماء

يبقىء التمية : عبارة عن ذوبان الملح فيء الماء و نتيجة تفاعل أيونات الملح مع أيونات الماء و يدينية (جزيئات) الحمض أو القاعدة الية متكون منهم الملح أو ممكن يدينية الإثنين مع بعض

يعنيء لازم حمض ضعيف مع قاعدة قوية

أو حمض قويء مع قاعدة ضعيفة

أو حمض ضعيف مع قاعدة ضعيفة

ليه مقولناش احتمال إن ممكن يدينا حمض قويء مع قاعدة قوية ؟

علشان الأحماض و القواعد القوية دول الكتروليتات تامة التأيين يعنيء بتوجد فيء المحلول علىء هيئة أيونات و أنا علشان أحصل علىء الحمض و القاعدة لازم يكونوا علىء هيئة جزيئات زية ما موجود فيء الأحماض و القواعد الضعيفة

– عشان أعرف الشق القاعدي ينتمي لقاعدة قوية أو قاعدة ضعيفة نحط جمبه
[OH⁻] و اروح اشوف جدول الأقوياء لو موجود فيه ييقع قوي مش موجود
بيقع ضعيف

– عشان أعرف الشق الحامضي ينتمي لحمض قوي أو حمض ضعيف نحط جمبه
[H⁺] و اروح اشوف جدول الأقوياء لو موجود فيه ييقع قوي مش موجود ييقع
ضعيف

الأيون المشترك

– قاعدة ثابتة عند ظهور أيون مشترك ينشط التفاعل فيه الإتجاه العكسي

الأيون الساحب

– بيظهر فيه 3 حالات

1- يحصل السحب عند تكوين الماء (إلكتروليت ضعيف)

يعني أول ما تلاقى ال OH⁻ هتسحبها أو لما تلاقى ال OH⁻ ال H⁺ هتسحبها
عشان تكون الماء

2- يحصل السحب عند تكوين راسب

3- يحصل سحب عند تكوين حمض أو قاعدة ضعيفة

حاصل الإذابة (K_{sp})

درجة الإذابة (X): يعبر عنها بالتركيز أو المولارية أو درجة الذوبانية

– حاصل الإذابة K_{sp} يخص الأملاح شحيحة الذوبان فيه الماء

* كلما زادت الذوبانية زادت K_{sp}

* K_{SP} يساوي تركيز النواتج فقط لأن المتفاعلات رواسب فتستبعد من حسابات (K_{SP})

* K_{SP} لا تتأثر بدرجة الحرارة فقط

خطوات حل مسائل الـ K_{SP} :

1 - كتابة المعادلة موزونة

2 - كتابة عدد المولات

3 - تحديد الملح (ثلاثي ، رباعي ، خماسي)

4 - نعوض في القانون

حساب قيمة حاصل الإذابة K_{sp}

ملح ثنائي الأيون



$$K_{sp} = [\text{Ag}^+]^2 [\text{S}^{2-}]$$

$$= [2X]^2 \cdot [X]$$

$$= 4X^2 \cdot X$$

$$K_{sp} = 4X^3$$

$$X = \sqrt[3]{\frac{K_{sp}}{4}}$$

التركيز
درجة الإذابة

ملح ثنائي الأيون



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

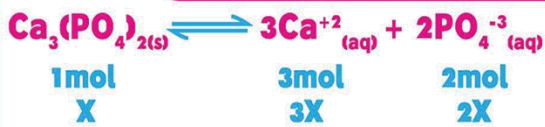
$$= [X] \cdot [X]$$

$$K_{sp} = X^2$$

حيث X هي درجة الإذابة / التركيز / المولية

$$X = \sqrt{K_{sp}}$$

ملح خماسي الأيون



$$K_{sp} = [\text{Ca}^{2+}]^3 [\text{PO}_4^{3-}]^2$$

$$= [3X]^3 \cdot [2X]^2$$

$$= 27X^3 \cdot 4X^2$$

$$K_{sp} = 108 X^5$$

$$X = \sqrt[5]{\frac{K_{sp}}{108}}$$

ملح رباعي الأيون



$$K_{sp} = [\text{Al}^{3+}] [\text{OH}^-]^3$$

$$= [X] [3X]^3$$

$$= X \cdot 27X^3$$

$$K_{sp} = 27X^4$$

– لتحويل درجة الإذابة أو المولية أو التركيز من g/L إلى mol/L نقسم على
المول (الكتلة المولية)