

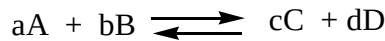
قوانين الاتزان الكيميائي

الاتزان الكيميائي: هي الحالة التي تكون فيها:

1 - سرعة التفاعل الأمامي تساوي سرعة التفاعل العكسي (اتزان ديناميكي)

2 - تراكيز المتفاعلات والنواتج ثابتة

ثابت الاتزان K: هو القيمة العددية لنسبة حاصل ضرب تركيز النواتج إلى حاصل ضرب تركيز المتفاعلات عند الاتزان كل مرفوع إلى أس يساوي معامل



$$K = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$$

1- ملاحظات هامة علي ثابت الاتزان لا يعتمد على التراكيز الابتدائية و لكن يعتمد على درجة الحرارة

2- تركيز المواد الصلبة (s) تحمل لان تركيز المادة الصلبة قيمة ثابتة

3- تركيز السائل النقي (l) يهمل لأنه يكون مذيب وتركيزه قيمة ثابتة

4- ثابت اتزان التفاعل العكسي يساوي مقلوب ثابت اتزان التفاعل الامامي

دلالة قيمة ثابت الاتزان K



$$K_{eq} < 1$$

تركيز المتفاعلات اكثر



$$K_{eq} \approx 1$$

تركيز المتفاعلات و النواتج متساوي



$$K_{eq} > 1$$

تركيز النواتج اكبر

توقع اتجاه انزياح الاتزان

مبدأ لوشاتيليه (1888م): إذا تعرض نظام متزن لتوتر فإن الاتزان ينزاح في الاتجاه الذي يؤدي إلى إزالة هذا التوتر

ملخص العوامل المؤثرة :

العامل المؤثر	(الفعل)	انزياح الاتزان	(رد الفعل)	قيمة ثابت الاتزان K
1- التركيز	زيادة تركيز المتفاعلات	امامي	زيادة تركيز النواتج	لا تتأثر
	زيادة تركيز النواتج	عكسي	زيادة تركيز المتفاعلات	لا تتأثر
	نقصان تركيز النواتج	امامي	زيادة تركيز النواتج	لا تتأثر
	نقصان تركيز المتفاعلات	عكسي	زيادة تركيز المتفاعلات	لا تتأثر
2- الضغط	زيادة الضغط	ناحية عدد مولات الغاز الاقل	امامي او عكسي حسب التفاعل	لا تتأثر
	خفض الضغط	ناحية عدد مولات الغاز الاكبر	امامي او عكسي حسب التفاعل	لا تتأثر
3- درجة الحرارة	زيادة درجة الحرارة والتفاعل ماص	امامي	زيادة تركيز النواتج	تزداد
	زيادة درجة الحرارة والتفاعل طارد	عكسي	زيادة تركيز المتفاعلات	تقل
	خفض درجة الحرارة والتفاعل طارد	امامي	زيادة تركيز النواتج	تزداد
	خفض درجة الحرارة والتفاعل ماص	عكسي	زيادة تركيز المتفاعلات	تقل
الحفز	حفاز	لا يؤثر	لا يؤثر	لا تتأثر

ثابت حاصل الذائبية K_{sp}

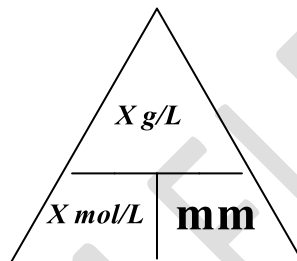
ثابت حاصل الذائبية K_{sp} : هو حاصل ضرب تركيز الايونات الذائبة في المحلول المشبع كل منها مرفوع لأس يساوي معاملها في المعادلة الموزونة

الذائبية (s) (x): هي الكمية القصوى من المذاب التي تذوب في كمية من مذيب عند درجة حرارة محددة هي عدد مولات المذاب في 1L من المحلول المشبع عند درجة حرارة محددة

تفكك الاملاح البسيطة :

	ايونين	ثلاث ايونات	اربعة ايونات	خمسة ايونات
$K_{sp} =$	x^2	$4x^3$	$27x^4$	$108x^5$

لاحظ ان: استخدم القانون التالي لتحويل الذائبية من mol/L الى g/L



قانون حساب التركيز بعد الخلط او التخفيف:

$$\frac{\text{تركيز الايون } X \text{ الحجم}}{\text{الحجم الكلي}} = \text{تركيز الايون بعد الخلط او التخفيف}$$

الحاصل الايوني Q_{sp} و توقع هل تكون الرواسب؟

قارن بين الحاصل الايوني Q_{sp} و ثابت حاصل الذائبية K_{sp}

< ثابت حاصل الذائبية K_{sp} : هو حاصل ضرب تركيز الايونات الذائبة في المحلول المشبع كل منها مرفوع لأس يساوي معاملها في المعادلة الموزونة

< الحاصل الايوني Q_{sp} : هو حاصل ضرب تركيز الايونات الذائبة في المحلول كل منها مرفوع لأس يساوي معاملها في المعادلة الموزونة

أنواع المحاليل :

إذا كان Q_{sp} اكبر من K_{sp}	إذا كان $Q_{sp} = K_{sp}$	إذا كان Q_{sp} اقل من K_{sp}
فوق مشبع	مشبع	غير مشبع
يتكون راسب	في حالة اتزان	لا يتكون راسب

تأثير الأيون المشترك : هو انخفاض ذائبية المادة المذابة بسبب وجود ايون مشترك (تطبيق لمبدأ لوشاتيليه)