



أمثلة وملاحظات				صيغته	القانون	الفصل
Wt %	كتلة المحلول m_{sol}	كتلة المذاب m_1	كتلة المذيب m_2	$100 \times \frac{\text{كتلة المذاب}}{\text{كتلة المحلول}} = \text{النسبة المئوية بالكتلة}$	النسبة المئوية بالكتلة Wt %	1 : المخاليط والمحاليل
0.9 %	500g					
2.62 %		3.6g	100g			
V %	حجم المحلول V_{sol}	حجم المذاب V_1	حجم المذيب V_2	$100 \times \frac{\text{حجم المذاب}}{\text{حجم المحلول}} = \text{النسبة المئوية بالحجم}$	النسبة المئوية بالحجم V %	
		35 ml	155 ml			
15 %		18 ml				
				$\frac{\text{عدد مولات المذاب}}{\text{حجم المحلول باللتر}} = \text{المولارية}$	المولارية (M) mol / L	
				$\frac{\text{عدد مولات المذاب}}{\text{كتلة المذيب kg}} = \text{المولالية}$	المولالية (m) mol / kg	
				$X_B = \frac{n_B}{n_A + n_B}$ ، $X_A = \frac{n_A}{n_A + n_B}$ عدد مولات المذاب : n_A ، عدد مولات المذيب : n_B	الكسر المولي	
				$M_1 V_1 = M_2 V_2$ مولارية المحلول قبل التخفيف : M_1 ، حجم المحلول قبل التخفيف : V_1 ، مولارية المحلول بعد التخفيف : M_2 ، حجم المحلول بعد التخفيف : V_2	معادلة التخفيف	
				$\frac{\text{كتلة المادة بالجرام}}{\text{الكتلة المولية}} = \text{عدد المولات}$	عدد المولات mol	
				كتلة المحلول = كتلة المذاب m_1 + كتلة المذيب m_2	كتلة المحلول m_{sol}	
				الكتلة = الحجم X الكثافة	الكتلة	
S_1	S_2	P_1	P_2	$\frac{S_1}{P_1} = \frac{S_2}{P_2}$ S_1 : النانوية الأولى للغاز P_1 : الضغط الأول للغاز S_2 : النانوية الثانية للغاز P_2 : الضغط الثاني للغاز	قانون هنري	
0.85 g/L		4 atm	1 atm			
1.8 g/L	9 g/L	37 kPa				
0.52 g/L		7 atm	10 atm			
$\Delta T_b = K_b m$ درجة غليان المحلول - درجة غليان المذيب النقي				$\Delta T_b = K_b m$ ثابت الارتفاع في درجة الغليان K_b : °C / m ، m : مولالية المحلول	الارتفاع في درجة الغليان ΔT_b °C	
$\Delta T_f = K_f m$ درجة تجمد المذيب النقي - درجة تجمد المحلول				$\Delta T_f = K_f m$ ثابت الانخفاض في درجة التجمد K_f : °C / m ، m : مولالية المحلول	الانخفاض في درجة التجمد ΔT_f °C	
				$1 \text{ J} = 0.2390 \text{ cal}$ $1 \text{ cal} = 4.184 \text{ J}$ $1 \text{ Cal} = 1 \text{ Kcal}$ التحويل من كبير إلى صغير تضرب التحويل من صغير إلى كبير نقسم	العلاقة بين وحدات الطاقة	
				$q = c \times m \times \Delta T$ q : الطاقة الحرارية J ، c : الحرارة النوعية °C / g ، m : كتلة المادة بالجرام ، ΔT : التغير في درجة الحرارة $(T_f - T_i)$	معادلة حساب الحرارة Q	
* إذا كانت إشارة ΔH_{rxn} بالسالب (-) يكون التفاعل طاردا للحرارة . * إذا كانت إشارة ΔH_{rxn} بالموجب (+) يكون التفاعل ماصا للحرارة .				$\Delta H_{rxn} = H_f - H_i$ H_f : المحتوى الحراري للمواد عند نهاية التفاعل (الناتجة) H_i : المحتوى الحراري للمواد عند بداية التفاعل (المتفاعلة)	المحتوى الحراري H K J	
قواعد هامة : ١- إذا عكست المعادلة الكيميائية الموزونة تعكس إشارة التفاعل . ٢- إذا ضربت أو قسمت المعادلة برقم فإن قيمة ΔH يجب أن تضرب أو تقسم على نفس الرقم .				تغير الطاقة في تفاعل كيميائي يساوي مجموع التغيرات في طاقة التفاعلات الفردية المكونة له .	قانون هس	
				$\Delta H_{rxn} = \sum \Delta H_f(\text{الناتج}) - \sum \Delta H_f(\text{المتفاعلات})$ ΔH_{rxn} : تمثل حرارة التفاعل القياسية ، \sum : تمثل مجموع الحدود	معادلة التجميع K J	
ملاحظة : إشارة السالب تعني ان تركيز المواد المتفاعلة ينقص مع استمرار التفاعل .				$\frac{\Delta [\text{المواد المتفاعلة}]}{\Delta t} = -$ أو $\frac{\Delta [\text{المواد الناتجة}]}{\Delta t} = +$ Δt : التغير في الزمن	متوسط السرعة mol / L.s	
مثال : إذا كان قانون سرعة التفاعل هو $R = k [\text{NO}]^2 \times [\text{Br}_2]$ أوجد رتبة التفاعل للمواد المتفاعلة والرتبة الكلية .				هي حاصل جمع رتب المواد المتفاعلة في قانون سرعة التفاعل	الرتبة الكلية للتفاعل	
				$R = k[A]$ [A] تركيز المادة المتفاعلة ، k هو ثابت سرعة التفاعل	سرعة التفاعل (R) mol / L.s	

1 : المخاليط والمحاليل

2 : الطاقة والتغيرات الكيميائية

3 : سرعة التفاعل

الفصل	القانون	صيغته	أمثلة وملاحظات
4 : الاتزان الكيميائي	ثابت الاتزان (K _{eq}) (للتفاعلات العكسية فقط) \rightleftharpoons	$aA + bB \rightleftharpoons cC + dD$ $K_{eq} = \frac{[C]^c \times [D]^d}{[A]^a \times [B]^b}$	ملاحظة : المادة في الحالة الصلبة (S) والحالة السائلة (l) لا تكتب في قانون K _{eq}
	دلالة قيمة ثابت الاتزان	$K_{eq} > 1$ تراكيز المواد الناتجة أكبر من تراكيز المواد المتفاعلة عند الاتزان . (معظم المواد المتفاعلة تحولت إلى نواتج) $K_{eq} < 1$ تراكيز المواد المتفاعلة أكبر من تراكيز المواد الناتجة عند الاتزان . (معظم المواد المتفاعلة لم تتحول إلى نواتج)	
	ثابت حاصل الذائبية K _{sp}	حاصل ضرب تركيز الأيونات الذائبة مرفوع كل منها لأس يساوي معاملها في المعادلة الكيميائية.	* $Mw \times \text{mol/L} = g/L$ الكتلة المولية * تركيز الأيونات = عدد مولات الأيونات X الذائبية (S) مثال : احسب ذائبية (s) المركبات التالية : $CaCO_3, Mg(OH)_2, Ag_3PO_4, Ca_3(PO_4)_2$ مثال : احسب $[Ag^+]$ في محلول $AgBr$ ، $[F^-]$ في محلول CaF_2 ، $[Ag^+]$ في محلول Ag_2CrO_4
	الحاصل الأيوني Q _{sp}	حاصل ضرب تركيز الأيونات مرفوع كل منها لأس يساوي معاملها	
توقع الرواسب	١- إذا كان $Q_{sp} < K_{sp}$ فإن المحلول غير مشبع، ولا يتكون راسب ٢- إذا كان $Q_{sp} = K_{sp}$ فإن المحلول مشبع، ولا يحدث تغير. ٣- إذا كان $Q_{sp} > K_{sp}$ يتكون راسب .		
إيجاد الحمض المرافق إيجاد القاعدة الواقفة أحماض وقواعد لويس الرقم الهيدروجيني pH الرقم الهيدروكسيدي pOH تركيز أيون الهيدروجين تركيز أيون الهيدروكسيد ثابت تأين الماء K _w العلاقة بين pH و pOH الوسط المتعادل الوسط الحمضي الوسط القاعدي تركيز الحمض القوي تركيز القاعدة القوية ثابت تأين الحمض الضعيف K _a ثابت تأين القاعدة الضعيفة K _b المعايرة	إيجاد الحمض المرافق إيجاد القاعدة الواقفة	نضيف إلى القاعدة أيون الهيدروجين (H ⁺ + B) نزيل من الحمض أيون الهيدروجين (H ⁺ - A)	القاعدة الحمض المرافق الحمض القاعدة المرافقة
	أحماض وقواعد لويس	الأيون أحادي الذرة المركب	O ²⁻ ، OH ⁻ ، F ⁻ ، Cl ⁻ ؛ قاعدة (-) Cu ⁺⁺ ، Na ⁺ ، H ⁺ ، Mg ⁺⁺ ؛ حمض (+)
	الرقم الهيدروجيني pH	$pH = -\log [H^+]$	
	الرقم الهيدروكسيدي pOH	$pOH = -\log [OH^-]$	
	تركيز أيون الهيدروجين	$[H^+] = 10^{pH}$	* باستخدام الآلة الحاسبة : $[H^+] = \text{Shift log} - (pH)$ ، $[OH^-] = \text{Shift log} - (pOH)$
	تركيز أيون الهيدروكسيد	$[OH^-] = 10^{pOH}$	
	ثابت تأين الماء K _w	$K_w = [H^+] \times [OH^-]$ $1 \times 10^{-14} = [H^+] \times [OH^-]$	
	العلاقة بين pH و pOH	$14 = pH + pOH$	
	الوسط المتعادل	$7 = PH$ و $1 \times 10^{-7} M = [H^+] = [OH^-]$	
	الوسط الحمضي	$7 > PH$ و $1 \times 10^{-7} < [H^+]$	
الوسط القاعدي	$7 < PH$ و $1 \times 10^{-7} > [H^+]$		
تركيز الحمض القوي	تركيز الحمض القوي (M _A) = [H ⁺]		
تركيز القاعدة القوية	تركيز القاعدة القوية (M _B) = [OH ⁻]		
ثابت تأين الحمض الضعيف K _a	حاصل ضرب تركيز الأيونات الناتجة على تركيز الحمض الضعيف مثال : $HF_{(aq)} \rightleftharpoons H^+_{(aq)} + F^-_{(aq)}$ $K_a = \frac{[H^+] \times [F^-]}{[HF]}$	* نحسب [H ⁺] من قيمة pH * من المعادلة [H ⁺] = تركيز القاعدة المرافقة * تركيز الحمض الضعيف عند الاتزان = تركيز الحمض الضعيف - [H ⁺]	
ثابت تأين القاعدة الضعيفة K _b	حاصل ضرب تركيز الأيونات الناتجة على تركيز القاعدة الضعيفة مثال : $NH_3(g) + H_2O(l) \rightleftharpoons NH_4^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$ $K_b = \frac{[NH_4^+] \times [OH^-]}{[NH_3]}$	* نحسب [OH ⁻] من قيمة pOH * من المعادلة [OH ⁻] = تركيز الحمض المرافق * تركيز القاعدة الضعيفة عند الاتزان = تركيز القاعدة الضعيفة - [OH ⁻]	
المعايرة	$M_A V_A = M_B V_B$ M _A : مولارية الحمض ، M _B : مولارية القاعدة V _A : حجم الحمض ، V _B : حجم القاعدة		