

أمثلة وملاحظات				صيغته	القانون	الفصل
Wt %	كتلة المحلول m_{sol}	كتلة المذاب m_1	كتلة المذيب m_2	$100 \times \frac{\text{كتلة المذاب}}{\text{كتلة المحلول}} =$ 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	$100 \times \frac{\text{حجم المذاب}}{\text{حجم المحلول}} =$ النسبة المئوية بالحجم	النسبة المئوية بالحجم V %	
		35 ml	155 ml			
15 %		18 ml				
				$\frac{\text{عدد مولات المذاب}}{\text{حجم المحلول باللتر}} =$ المولارية	المولارية (M) mol / L	
				$\frac{\text{عدد مولات المذاب}}{\text{كتلة المذيب kg}} =$ 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	
				$\frac{\text{كتلة المادة بالجرام}}{\text{الكتلة المولية}} =$ 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 : الثانية الأولى للغاز P_1 : الضغط الأول للغاز S_2 : الثانية 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			
				$\Delta T_b = K_b m$ ثابت الارتفاع في درجة الغليان K_b /m °C ، m : مولالية المحلول	الارتفاع في درجة الغليان ΔT_b °C	
				$\Delta T_f = K_f m$ ثابت الانخفاض في درجة التجمد K_f /m °C ، m : مولالية المحلول	الانخفاض في درجة التجمد ΔT_f °C	
				التحويل من كبير إلى صغير تضرب 1 J = 0.2390 cal التحويل من صغير إلى كبير نقسم 1 cal = 4.184 J 1 Cal = 1 Kcal	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	
				$\Delta H_{rxn} = H_f - H_i$ 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 .	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 أن تركيز المواد المتفاعلة ينقص مع استمرار التفاعل .	متوسط السرعة mol / L.s	
				$\frac{\Delta [\text{المواد المتفاعلة}]}{\Delta t} = -$ أو $\frac{\Delta [\text{المواد الناتجة}]}{\Delta t} = +$ Δt : التغير في الزمن	الرتبة الكلية للتفاعل	
				مثال : إذا كان قانون سرعة التفاعل هو $R = k [NO]^2 \times [Br_2]$ أوجد رتبة التفاعل للمواد المتفاعلة والرتبة الكلية .	سرعة التفاعل (R) mol / L.s	
				$R = k[A]$ تركيز المادة المتفاعلة ، k هو ثابت سرعة التفاعل		

1 : المخاليط والمحاليل

2 : الطاقة والتغيرات الكيميائية

3 : سرعة التفاعل

الفصل	القانون	صيغته	أمثلة و ملاحظات
4 : الأتزان الكيميائي	ثابت الأتزان (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 الأتزان	$K_{eq} > 1$ تراكيز المواد الناتجة أكبر من تراكيز المواد المتفاعلة عند الأتزان . (معظم المواد المتفاعلة تحولت إلى نواتج) $K_{eq} < 1$ تراكيز المواد المتفاعلة أكبر من تراكيز المواد الناتجة عند الأتزان . (معظم المواد المتفاعلة لم تتحول إلى نواتج)	
	ثابت حاصل الذائبية K_{sp}	حاصل ضرب تركيز الأيونات الذائبة مرفوع كل منها لاس يساوي معاملها في المعادلة الكيميائية.	* $\text{mol/L} = \text{g/L} \times \text{الكتلة المولية Mw} \times \text{تركيز الأيونات} = \text{عدد مولات الأيونات} \times \text{الذائبية (S)}$ مثال : احسب ذائبية (s) المركبات التالية : CaCO_3 , Mg(OH)_2 , Ag_3PO_4 , $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ مثال : احسب $[\text{Ag}^+]$ في محلول AgBr ، $[\text{F}^-]$ في محلول CaF_2 ، $[\text{Ag}^+]$ في محلول Ag_2CrO_4
	الحاصل الأيوني Q_{sp}	حاصل ضرب تركيز الأيونات مرفوع كل منها لاس 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 .		
4 : الأتزان الكيميائي	إيجاد الحمض المرافق	نضيف إلى القاعدة أيون الهيدروجين ($\text{H}^+ + \text{B}$)	القاعدة الحمض المرافق
	إيجاد القاعدة الواقفة	نزول من الحمض أيون الهيدروجين ($\text{H}^+ - \text{A}$)	الحمض القاعدة المرافقة
	أحماض و قواعد لويس	الأيون أحادي الذرة المركب	(+) حمض : Cu^{++} ، Na^+ ، H^+ ، Mg^{++} ؛ قاعدة (-) : O^{2-} ، OH^- ، F^- ، Cl^-
	الرقم الهيدروجيني pH	$\text{pH} = -\log [\text{H}^+]$	١- إذا كان لا يوجد ٨ إلكترونات حول الذرة المركزية يكون المركب حمض : BF_3 ، AlCl_3 ٢- إذا كان يوجد ٨ إلكترونات حول الذرة المركزية يكون المركب قاعدة : PCl_3 ، NH_3 ، H_2O
	الرقم الهيدروكسيدي pOH	$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-]$	
	تركيز أيون الهيدروجين	$[\text{H}^+] = 10^{\text{pH}}$	* باستخدام الآلة الحاسبة : $[\text{H}^+] = \text{Shift log} - (\text{pH})$ ، $[\text{OH}^-] = \text{Shift log} - (\text{pOH})$
	تركيز أيون الهيدروكسيد	$[\text{OH}^-] = 10^{\text{pOH}}$	
	ثابت تأين الماء K_w	$K_w = [\text{H}^+] \times [\text{OH}^-]$ $1 \times 10^{-14} = [\text{H}^+] \times [\text{OH}^-]$	
	العلاقة بين pH و pOH	$14 = \text{pH} + \text{pOH}$	
	الوسط المتعادل	$7 = \text{PH}$ و $1 \times 10^{-7} \text{ M} = [\text{H}^+] = [\text{OH}^-]$	
	الوسط الحمضي	$7 > \text{PH}$ و $1 \times 10^{-7} < [\text{H}^+]$	
	الوسط القاعدي	$7 < \text{PH}$ و $1 \times 10^{-7} > [\text{H}^+]$	
تركيز الحمض القوي	تركيز الحمض القوي (M_A) = $[\text{H}^+]$		
تركيز القاعدة القوية	تركيز القاعدة القوية (M_B) = $[\text{OH}^-]$		
ثابت تأين الحمض الضعيف K_a	حاصل ضرب تركيز الأيونات الناتجة على تركيز الحمض الضعيف مثال : $\text{HF}_{(aq)} \rightleftharpoons \text{H}^+_{(aq)} + \text{F}^-_{(aq)}$ $K_a = \frac{[\text{H}^+] \times [\text{F}^-]}{[\text{HF}]}$	* نحسب $[\text{H}^+]$ من قيمة pH * من المعادلة $[\text{H}^+] =$ تركيز القاعدة المرافقة * تركيز الحمض الضعيف عند الأتزان = تركيز الحمض الضعيف - $[\text{H}^+]$	
ثابت تأين القاعدة الضعيفة K_b	حاصل ضرب تركيز الأيونات الناتجة على تركيز القاعدة الضعيفة مثال : $\text{NH}_3(g) + \text{H}_2\text{O}(l) \rightleftharpoons \text{NH}_4^+_{(aq)} + \text{OH}^-_{(aq)}$ $K_b = \frac{[\text{NH}_4^+] \times [\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]}$	* نحسب $[\text{OH}^-]$ من قيمة pOH * من المعادلة $[\text{OH}^-] =$ تركيز الحمض المرافق * تركيز القاعدة الضعيفة عند الأتزان = تركيز القاعدة الضعيفة - $[\text{OH}^-]$	
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		