

ملخص قوانین

الكیمیاء

للسادس العلمي

إعداد أخوكم ومحبتكم في الله:

تاج

الفصل الثامن

الترموديناميك

لقوانين

$$KE = \frac{1}{2} m \cdot v^2 \leftarrow \text{الطاقة الحركية}$$

$$T(K) = t(^{\circ}C) + 273 \leftarrow \text{درجة الحرارة المطلقة بالكلفن}$$

$$\Delta T = T_f - T_i \leftarrow \text{التغير في درجة الحرارة}$$

$$q \propto \Delta T \leftarrow \text{الناسب بين الحرارة والتغير في درجة الحرارة}$$

$$q = c \cdot \Delta T \leftarrow \text{تحويل الناسب إلى مساواة (قانون حراري)}$$

$$c = S \times m \leftarrow \text{السعة الحرارية}$$

$$q(J) = S(j/g \cdot ^{\circ}C) \times m(g) \times \Delta T \leftarrow \text{قانون الحرارة بدلالة الحرارة النوعية}$$

$$q = S \times m \times \Delta T$$

$$\Delta H = \Delta H_p - \Delta H_r \leftarrow \text{التغير بالانتاليه الخاص بالتفاعل}$$

$$\Delta H = q_p \leftarrow \text{التغير بالانتاليه}$$

$$\Delta H = \Delta H_f - \Delta H_i \leftarrow \text{التغير بالانتاليه}$$

$$\Delta H_f^{\circ} = \frac{\Delta H_r^{\circ}}{\text{عدد المولات المتكونة}} \leftarrow \text{انتاليه التكوين القياسية (تساوي صف للعناصر في صورتها)}$$

$$\Delta H_r^{\circ} = \Delta H_f^{\circ} \times \text{عدد المولات المتكونة} \leftarrow \text{انتاليه التفاعل القياسية}$$

$$\Delta H_c^{\circ} = \frac{\Delta H_r^{\circ}}{\text{عدد المولات المحترقة}} \leftarrow \text{انتاليه الاحتراق القياسية}$$

$$\Delta H_r^{\circ} = \Delta H_c^{\circ} \times \text{عدد المولات المحترقة} \leftarrow \text{انتاليه التفاعل القياسية}$$

$$\Delta S_{fus} = \frac{\Delta H_{fus}}{T_m} \rightarrow \text{درجة الانصهار}$$

$$\Delta H_{vap} = -\Delta H_{cond}$$

$$\Delta H_{fus} = -\Delta H_{cryst}$$

$$\Delta S_{vap} = \frac{\Delta H_{vap}}{T_b} \rightarrow \text{درجة الغليان}$$

$$\Delta H_r^{\circ} = \sum n \Delta H_f^{\circ}(p) - \sum n \Delta H_f^{\circ}(r)$$

$$\Delta S = S_p - S_r$$

$$\Delta S_r^{\circ} = \sum n S^{\circ}(p) - \sum n S^{\circ}(r)$$

$$\Delta G^{\circ} = \Delta H_r^{\circ} - T \Delta S_r^{\circ}$$

$$\Delta G_r^{\circ} = \sum n \Delta G_f^{\circ}(p) - \sum n \Delta G_f^{\circ}(r)$$

$$1(J) = 1(Kg \cdot m^2/s^2)$$

$$KE = (J)$$

وحدات، لقياس ΔH

$$q = (KJ)$$

$$c = (J/C^\circ)$$

$$S = (J/g \cdot C^\circ)$$

$$T = (K) \quad t = (C^\circ)$$

$$\Delta S = (J/K \cdot mol)$$

$$\Delta G = (KJ/mol)$$

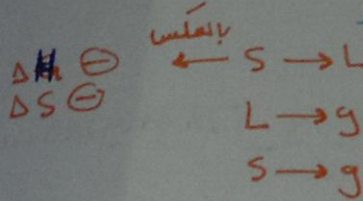
$$\Delta H = (KJ/mol)$$

$$m = (g)$$

المفاهيم الأساسية في الفصل :-

نوعا الطاقة: ① الألفنة ② المحركة.

القانون الأول في علم الشرعودانيفك هو قانون حفظ الطاقة.



النوع النظام: ① مغلق ② مفتوح ③ معزول.

④ $\Delta H_r \ominus$ التفاعل باعث للحرارة.

⑤ $\Delta H_r \oplus$ التفاعل ماص للحرارة.

حوال الحالة: ⑥ الانتالبي ⑦ الانتروبي ⑧ طاقة ليسا بحرة.

دالة صار: ① الحرارة ② الخل.

الخواص، العقامة للمواد: ① الخواص الشاملة ② الخواص المرترزة.

المتغيرات الفيزيائية للنظام: ① الحرارة T ② الحجم V ③ الضغط P ④.

سيستخدم المعر لقياس (حرارة التفاعل) أو (انتالبي التفاعل) عند ثبوت الضغط. المتغيرة أو المتغيرة.

المعادلة الكيميائية الحرارية: ① إشارة الانتالبي ② ماص ③ باعث.

④ الحالة الفيزيائية للمواد.

⑤ عند عكس المعادلة فإن ΔH تملكس إشارة.

⑥ عند ضرب ارقصة طرفي المعادلة بمعدل عددي معين فيجب ان نجرز نفس العملية على ارقصة الانتالبي.

انتالبي التكون القياسية لجميع العناصر في حالتها القياسية وللصفر التائفة يساوي صفر.

شروط $\Delta H_f^\circ = 1$ المتكون (mol) ① المتفاعلات عناصرها بآثبات صدها.

شروط $\Delta H_c^\circ = 1$ المتفاعل (المحترق) (mol) ② وجود O_2 بكمية كافية ③ ΔH_c° دائما سالبة.

عند احتراق العناصر تكون أكاسيدها ولعنه احتراق المواد الحسوية يتكون CO_2 و H_2O .

تانون هيس: حساب غير مباشر للـ ΔH .

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S \quad [1]$$

$$\Delta S_{(g)} > \Delta S_{(l)} > \Delta S_{(s)}$$

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S \quad [2]$$

④ $\Delta S \oplus$ عشوائية أكبر.

⑤ $\Delta S \ominus$ عشوائية اقل.

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S \quad [3]$$

⑥ $\Delta G \ominus$ تلقائي.

⑦ $\Delta G \oplus$ غير تلقائي.

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S \quad [4]$$

⑧ $\Delta G = 0$ حالة التزان.

الفصل الثاني

في الأثران الكيميائي

المعادلات بالنسبة لـ
 القوتين $R_F = K_F$ ← سرعة التفاعل الخلفي [النواتج] ← سرعة التفاعل الخلفي
 [المتفاعلات] $R_B = K_B$ ← سرعة التفاعل الخلفي

النواتج $K_{eq} = \frac{\text{النواتج}}{\text{المتفاعلات}}$ ← ثابت الأثران [عند الوحدات بجميع النظم]
 $K_{eq} = \frac{K_F}{K_B}$

ثابت الأثران بدلالة $K_c = \frac{[\text{النواتج}]}{[\text{المتفاعلات}]}$ ← ثابت الأثران بدلالة
 الضغط $K_p = \frac{P_{\text{النواتج}}}{P_{\text{المتفاعلات}}}$ ← ثابت الأثران بدلالة

$$R = 0.082 \text{ (L.atm/K.mol)} \left[\begin{array}{l} K_p = K_c (RT)^{\Delta n_g} \\ K_c = K_p (RT)^{-\Delta n_g} \end{array} \right]$$

$$\Delta n_g = \sum n_g (P) - \sum n_g (R) \leftarrow \text{عند الوحدات}$$

$$Q = \frac{[\text{النواتج}]}{[\text{المتفاعلات}]} \leftarrow \text{حاصل التفاعل}$$

$$\Delta G = \Delta G^\circ + RT \ln Q \leftarrow \text{العلاقة بين } \Delta G \text{ وقيمة } \Delta G^\circ \text{ مع } Q$$

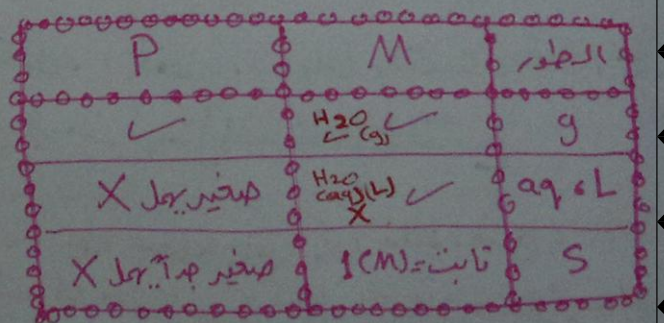
$$\Delta G^\circ = -RT \ln K_{eq} \leftarrow \text{عند الأثران}$$

$R = 8.314 \left(\frac{J}{K.mol} \right)$

المفاهيم الأساسية في الفصل :-

انواع التفاعلات : ① التفاعلات الانعكاسية (غير التامة) ② التفاعلات غير المتكافئة (التامة).
 حسب اتجاه التفاعل
 انواع التفاعلات : ① التفاعلات الانعكاسية المتجانسة ② التفاعلات الانعكاسية غير المتجانسة.
 حسب الطور

- $K_c = K_p \leftarrow \Delta n_g = 0$ [1]
- $K_p > K_c \leftarrow \Delta n_g < 0$ [2]
- $K_p < K_c \leftarrow \Delta n_g > 0$ [3]



ثابت الأثران ← تحديد اتجاه التفاعل
 له علاقة بتكافؤ المعادلة

ثابت الاتزان ما يتغير أبداً لكل ثابت درجة حرارة
 1) قيمة ثابت الاتزان كبيرة جداً \Rightarrow تركيز النواتج كبير جداً \Rightarrow التفاعل يسير بالاتجاه الأمامي
 2) قيمة ثابت الاتزان صغيرة جداً \Rightarrow تركيز النواتج صغير جداً \Rightarrow التفاعل يسير بالاتجاه العكسي
 3) قيمة ثابت الاتزان تساوي (1) أو قيمة مقاربة منها \Rightarrow تركيز النواتج = تركيز المتفاعلات
 نفاذ يكون مستساوياً

ثابت الاتزان وطريقة كتابة المعادلة:
 1) $K_{c2} = \frac{1}{K_{c1}}$ عند قلب المعادلة

2) $n K_{c2} = (K_{c1})^n$ عند ضرب المعادلة بمعامل معين
 3) $K_{c3} = K_{c1} \times K_{c2}$ عند جمع معادلتين

العلاقة بين K_c و Q :
 $K_c = Q$ حالة الاتزان

1) $Q > K_c$ تركيز النواتج كبير \Rightarrow اتجاه التفاعل نحو المتفاعلات
 2) $Q < K_c$ تركيز النواتج صغير \Rightarrow اتجاه التفاعل نحو النواتج

الملاحظات	ΔG°	$\ln K_{eq}$	K_{eq}
تلقائياً بالاتجاه الأمامي	-	+	> 1
حالة اتزان	0	0	= 1
لا تلقائي بالاتجاه الأمامي وإنما يحدث تلقائياً بالاتجاه العكسي	+	-	< 1

1) تأثير التغيير في التراكيز على موضع الاتزان :-

- * عند الإضافة \Rightarrow يتجه التفاعل نحو يسير التفاعل بالاتجاه عاكس لظروف الإضافة
- * عند السحب \Rightarrow يسير التفاعل بالاتجاه نقصان الضغط (تقلص الحجم) فوق سطح السطح
- * زيادة الضغط (تقصان الحجم) \Rightarrow بالاتجاه عدد المولات الأقل
- * نقصان الضغط (زيادة الحجم) \Rightarrow بالاتجاه عدد المولات الأكبر

3) تأثير درجة الحرارة على موضع الاتزان :-

- * تسخين \Rightarrow يسير التفاعل بالاتجاه الماص
- * تبريد \Rightarrow يسير التفاعل بالاتجاه الباعث

العامل الوحيد المؤثر على K_c هو درجة الحرارة أما غيرهما فلا تؤثر
 العوامل المساعده لا تؤثر على موضع الاتزان ولا على K_c فقط تزيد سرعة وصول التفاعل الى الاتزان

العبارات \Rightarrow [تغير، متغير، فتتك، متفاعل، انقضا، مستهلك، نقصت، مائل، (-)]
 (ماتكون، اضعفت، الزيادة، (+)) تعني X في الفرضية [بالقوة المطلقة]

حالات تصيب Q:
 1) تراكيز المتفاعلات والنواتج أو ضغطها الجزئية مع K_c و K_p معلومة (ب) ذكر (خلط، مزج، ساخن)
 من المواد المتفاعلة والناتجة (3) هل التفاعل متوازن؟ سلوك التفاعل؟ اتجاه التفاعل؟ هل يحدث
 احتراق أو أكسدة (4) في حالة عدم تطبيق Q تكون قوة X (-)

الفصل الثالث

التيون المشترك

الحاصل من حاصل الأيونات K_{sp}
 إذا كان $K_{sp} < K_{sp}$ فالحل غير مشبع
 إذا كان $K_{sp} = K_{sp}$ فالحل مشبع
 إذا كان $K_{sp} > K_{sp}$ فالحل مشبع
 عند حساب الترسيب من عدد

$$S(\text{mol/L}) = S(\text{g/L}) \times \frac{1(\text{mol})}{233(\text{g})}$$

القواعد القوية:

- 1- هيدروكلوريك HCl
 - 2- هيدروبروميك HBr
 - 3- هيدروايدريك HI
 - 4- النتريك HNO_3
 - 5- الكبريتيك H_2SO_4
 - 6- بيركلوريك HClO_4
 - 7- الكروميك H_2CrO_4
 - 8- البيروغنيتيك HMnO_4
 - 9- اللبنيك H_2SO_4
- لا تأخذ $[\text{H}_2\text{O}]$ في ثابت الاتزان لأنها مساوية.

- 1- هيدروكلوريك HCl
- 2- هيدروبروميك HBr
- 3- هيدروايدريك HI
- 4- النتريك HNO_3
- 5- الكبريتيك H_2SO_4
- 6- بيركلوريك HClO_4
- 7- الكروميك H_2CrO_4
- 8- البيروغنيتيك HMnO_4
- 9- اللبنيك H_2SO_4

ملاحظات:

- 1- القاعدة القوية والقاعدة الضعيفة (فرضيتان) التوازن الأمامي والرجوعي [وجود متغيرات وجود المتغيرات].
- 2- القاعدة الضعيفة والقاعدة القوية (فرضيتان) التوازن الأمامي والرجوعي [وجود متغيرات].
- 3- عند كتابة معادلة تفكك القاعدة الضعيفة نعمل على معادلة القاعدة الضعيفة مع الماء.
- 4- نكتب معادلة تفكك الملح (أيّة كان نوعه) بسهم واحد واتجهت كالتالي معادلة التفاعل الجذر السالب أو الموجب القادم من الألكتروليت الضعيف مع الماء.

بعض القوانين:

- الحلول الحمضية $[\text{H}^+] > 1 \times 10^{-7} \text{ M} > [\text{OH}^-]$
- الحلول القاعدية $[\text{H}^+] < 1 \times 10^{-7} \text{ M} < [\text{OH}^-]$
- الحلول المتعادلة $[\text{H}^+] = 1 \times 10^{-7} \text{ M} = [\text{OH}^-]$
- الحلول حامضية $\text{pH} < 7 < \text{pOH}$
- الحلول قاعدية $\text{pH} > 7 > \text{pOH}$
- الحلول متعادلة $\text{pH} = 7 = \text{pOH}$

$$\text{pH} \propto \frac{1}{[\text{H}^+]}, \text{pOH} \propto \frac{1}{[\text{OH}^-]}$$

$$\text{pH} \propto \frac{1}{\text{pOH}}, [\text{H}^+] \propto \frac{1}{[\text{OH}^-]}$$

بعض الرموز والاختصارات:

- ثابت تفكك الحمض الضعيف K_a
- ثابت القاعدة الضعيفة K_b
- الحاصل الأيوني للماء K_w
- الأس الهيدروجيني (الرقم الحمضية) pH
- الأس الهيدروجيني (الرقم القاعدية) pOH
- ثابت التحلل المائي K_h
- ثابت حاصل لذوبان K_{sp}

- Log 7 = 0.85 Log 10 = 1
- Log 8 = 0.9 Log 100 = Log 10² = 2
- Log 1.7 = 0.25 Log 1000 = 3
- Log 0.001 = -3.301 = 5 x 10⁻⁴ Log 0 = 10 = 1
- Log 2 = 0.3 Log 1 = 10⁰ = 10
- Log 1.4 = 0.15 Log 2 = 10²
- Log 0.18 = -0.74 Log xy = Log x + Log y
- Log 1.8 = 0.26 Log $\frac{x}{y}$ = Log x - Log y
- Log 1 = 0

ملاحظة:

إذا علمت عدد مولات الملح غير الذائب وطيب عدد مولات المادة المضافة وطيب K_{sp} في السؤال يحل يكون بإستخراج عدد مولات الذائبة (بجمع) غير ذائب = ذائب - إضافة (مع) قد تكون مجهول وطيب K_{sp}

الرقم الحمضي = تركيز الهيدروجين
 الرقم القاعدي = تركيز الهيدروكسيد

المعادلة العامة

الإضافة

امتواضون خاصة في الجبل

نفسية ذوبانية في ترو...
الذوبانية المولارية في الماء النقي
الذوبانية المولارية في محلول المحط

[H+] [OH-]
[H+] أو [OH-]
تركيز المح
ذوبانية في تلك
لارئة ميط بين

عند الحرارة
الأقل ذوباناً
الأقل ذوباناً

تعريف الذوبانية (الذوبانية)
الذوبانية الأكبر - الذوبانية الأصغر

درجة التفكك [H+] أو [OH-] عند الإتزان
تركيز الحافض أو القاعدة الإيتية الخي

النسبة المئوية لدرجة التأيين = درجة التفكك × 100 %
التفكك

$K_w = [OH^-][H^+]$ و $[OH^-] = \frac{K_w}{[H^+]}$ و $[H^+] = \frac{K_w}{[OH^-]}$

$pH = -\log [H^+]$ و $pOH = -\log [OH^-]$

$[H^+] = 10^{-pH}$

$[OH^-] = 10^{-pOH}$

$pOH + pH = 14$

$pK_a = -\log K_a$

$pK_b = -\log K_b$

و $pK_w = -\log K_w$

الذوبانية المولارية (mol/L)
ذوبانية الملح (g/L)
الكثافة المولية (g/mol)
للملح

$\frac{K_w}{[H^+]}$
الذوبانية المولارية
و

$K_h = \frac{K_w}{K_a}$

المحلول القاعدي:

$K_h = \frac{K_w}{K_b}$

المحلول الحامضي:

$[H^+] = \sqrt{\frac{K_a \times K_w}{c}}$

$[H^+] = \sqrt{\frac{K_w \times c}{K_b}}$

$K_h = \frac{[OH^-]^2}{c}$

$K_h = \frac{[H^+]^2}{c}$

$pH = \frac{1}{2} [pK_w + pK_a + \log c]$

$pH = \frac{1}{2} [pK_w - pK_a - \log c]$

$pK_h = pK_w - pK_a$

$pK_h = pK_w - pK_a$

قاعدة قوية NaOH

بفر حامض
ضعيف مع
أمد املحها

محلول بفر
بعدا الإضافة
حامض قوي HCl

$pH = pK_a + \log \frac{[salt] + [OH^- \text{ من قاعدة قوية}]}{[acid] - [OH^- \text{ من قاعدة قوية}]}$

$pH = pK_a + \log \frac{[salt] - [H^+ \text{ من حامض قوي}]}{[acid] + [H^+ \text{ من حامض قوي}]}$

قبل الإضافة

قاعدة قوية NaOH

بفر قاعدي
ضعيف مع
أمد املحها

حامض قوي HCl

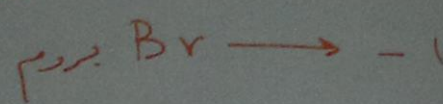
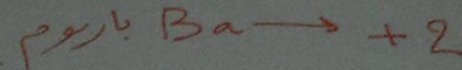
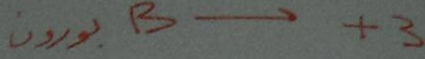
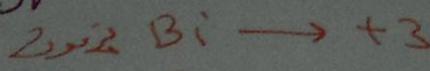
$pH = pK_b + \log \frac{[salt] - [OH^- \text{ من قاعدة قوية}]}{[base] + [OH^- \text{ من قاعدة قوية}]}$

$pOH = pK_b + \log \frac{[salt] + [H^+ \text{ من حامض قوي}]}{[acid] - [H^+ \text{ من حامض قوي}]}$

الفصل الرابع

٥٠

الكيمياء الكهربية



$E_{cell} = E_{ox} + E_{red}$

$E_{cell} = E_{anod} + E_{cathod}$

$E_{cell}^{\circ} = E_{anod}^{\circ} + E_{cathod}^{\circ}$

$E_{cell} = E_{cathod} - E_{anod}$

الطاقة الكهربائية = $n F E_{cell}$
 حيث n = عدد الإلكترونات المنقولة

الشحنة الكلية = $-n \times F$

$\Delta G^{\circ} = -n F E_{cell}^{\circ}$

$E_{cell}^{\circ} = \frac{0.026 V}{n} \ln K_{eq}$

$E_{cell} = E_{cell}^{\circ} - \frac{0.026 V}{n} \ln Q$

تستخدم مع الجولاري عند (1M)

نيرنست

الوحدات:

$E_{cell} (V)$

$n (mol)$

$F (C/mol)$

$Q (C)$
 $(mol \cdot e^-)$

$I (A)$

$t (s)$

$Q (C) = I (A) \times t (s)$

$Q (mol \cdot e^-) = \frac{I \times t}{96500}$

$m = n \times M$

$PV = nRT$

عدد الجزيئات = $N_A \times n$

عدد الذرات = $N_A \times n$

أنواع الليكنات لنصل لحام ومعطوفات أخرى حول التفاضلية

ليكنات أحادية الخلب	ليكنات ثنائية الخلب
كاربونيل CO°	كاربوكسيل RCOO^-
هكسامين H_2O	هايدرازين NH_2NH_2
مethyl أمين CH_3NH_2	اوكرالين $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$
خلاتو CH_3COO^-	نتراتو NO_3^-
سيانو CN^-	كاربونيتو CO_3^{2-}
نايتروسيل NO°	اتيلين ثنائي أمين $\text{NH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{NH}_2$ (en)
أمين NH_3°	اسيتيل اسيتونيت $\text{CH}_3\text{COCH}_2\text{COCH}_3$
بيرولين $\text{C}_5\text{H}_5\text{N}$	ثنائي ميثيل كلايولسايد $\text{HONCC}(\text{CH}_3)_2\text{CON}(\text{CH}_3)_2$ (dmg)

ليكنات متعينة غير ضارفة	ليكنات قوية ضارفة
يوريد I^-	سيانيد CN^-
بروميد Br^-	أمونيا NH_3
كلوريد Cl^-	اتيلين ثنائي أمين en
فلوريد F^-	نيتريت NO_2^-
هيدروكسيد OH^-	كاربونيل CO
ماء H_2O	بيريدلين $\text{C}_5\text{H}_5\text{N}$
	dmg dmg^-

ملاحظات:
 1- إذا وجد ليكند ضعيف فإن الفلز إذا عدده الذري كان فوق (36) فإن الفلز هو الذي يكون ضارفاً.
 2- إذا لم يوجد e ففر فسوف نعوضه بـ (e) في القانون (o) (صفر).
 3- رمز اليوريا $\{(\text{NH}_2)_2\text{CO}\}$

ليكنات أحادية الخلب
كاربونيل CO°
هكسامين H_2O
مethyl أمين CH_3NH_2
خلاتو CH_3COO^-
سيانو CN^-
نايتروسيل NO°
أمين NH_3°
بيرولين $\text{C}_5\text{H}_5\text{N}$
أزيدو N_3^-
نايترو NO_2^-
يودو I^-
برومو Br^-
كلورو Cl^-
فلورو F^-
الكيل أمين RNH_2
ثايو سياناتو SCN^-

اسماء ورموز عدد من الليكنات
هايدرازينوم NH_2NH_3^+
هيدروكسو OH^-
ثنائي ميثيل كلايولسايدو dmg^-

- مسابقات قليلة**
- كاربونيل CO°
 - كاربونيتو CO_3^{2-}
 - كربوكسيل RCOO^-

الفصل السادس

