قوانين الباب الثاني الكيمياء التحليلية

عدد المولات = الكتلة بالجرام / كتلة المول = عدد الجزيئات / عدد افوجادرو = حجم الغاز باللتر / 22,4 = التركيزالمولاري x الحجم باللتر

الكتلة بالجرام = التركيز x الحجم باللتر x كتلة المول

العلاقة بين الكتلة الجزيئية و كثافة الغاز فى (م . ض . د) :

الكتلة الجزيئية = كثافة الغاز × 22,4 .

العلاقة بين عدد الأيونات الناتجة فى محلول مادة متأينة و عدد مولات المذاب

عدد الأيونات = عدد مولات المذاب × عدد الأيونات الناتجة من تأين 1 مول × $6,02 \times 10^{23}$

العلاقة بين عدد مولات الأيونات الناتجة فى محلول مادة متأينة و عدد مولات المذاب :

عدد مولات الأيونات = عدد مولات المذاب × عدد الأيونات الناتجة من تأين 1 مول

النسبة المئوية الكتلية لعنصر فى مركب = كتلة العنصر فى مول من المركب × 100 / الكتلة المولية للمركب

النسبة المئوية الكتلية لمركب فى عينة غير نقية = كتلة المركب فى العينة × 100 / كتلة العينة الغير نقية

خطوات حل مسألة التطاير:

لابد أن يعطى فى المسألة معلومات لتحديد الكتلة المتهدرته و الكتلة الجافة

1) كتلة ماء التبلر = الكتلة المتهدرته ـ الكتلة الجافة

2) النسبة المئوية لماء التبلر = كتلة ماء التبلر × 100 / الكتلة المتهدرتة

نحسب الكتلة الجزئية للمركب فى المسألة

3) عدد جزيئات الماء فى الصيغة (x) = كتلة ماء التبلر × الكتلة الجزيئية للمركب / الكتلة الجافة × 18

كتلة العنصرفي مول من المركب	100
النسبة المئوية	كتلة مول من المركب

كتلة المركب في العينة– الخام – المخلوط	100
النسبة المئوية	كتلة العينة –الخام ـ المخلوط

معادلات هامة لتفاعلات التعادل

$NaOH + HCl \longrightarrow NaCl + H_2O$

$2NaOH + H_2SO_4 \longrightarrow Na_2SO_4 + 2H_2O$

$Ca(OH)_2 + 2HCl \longrightarrow CaCl_2 + 2H_2O$

$Ca(OH)_2 + H_2SO_4 \longrightarrow Ca\,SO_4 + 2H_2O$

$Mg\,(OH)_2 + 2HNO_3 \longrightarrow Mg\,(NO_3)_2 + 2H_2O$

$Na_2CO_3 + 2HCl \longrightarrow 2NaCl + H_2O + CO_2$

$Na_2CO_3 + H_2SO_4 \longrightarrow Na_2\,SO_4 + H_2O + CO_2$

يستخدم القانون الآتى $\frac{M_a V_a}{n_a} = \frac{M_b V_b}{n_b}$ حيث:-

M_a	تركيز الحمض المستخدم (مول/لتر)	M_b	تركيز القلوى المستخدم
V_a	حجم الحمض المستخدم (ملليلتر)	V_b	حجم القلوى المستخدم
n_a	عدد مولات الحمض فى تفاعل التفاعل	n_b	عدد مولات القلوى فى المعادلة

01110710973

سليمان الحكيم

قوانين الاتزان الكيميائى

الأحماض	القواعد
$K_a = \alpha^2 \times C_a$	$K_b = \alpha^2 \times C_b$
$\alpha = \sqrt{K_a \div C_a}$	$\alpha = \sqrt{K_b \div C_b}$
$K_a = \frac{[H_3O^+]^2}{C_a}$	$K_b = \frac{[OH^-]^2}{C_b}$
$[H_3O^+] = \sqrt{K_a \times C_a}$	$[OH^-] = \sqrt{K_b \times C_b}$
$[H_3O^+] = \alpha \times C_a$	$[OH^-] = \alpha \times C_b$

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

$PH = -\log[H_3O^+]$	$POH = -\log[OH^-]$
PH 0 ---------- 7 ---------- 14 قاعدى متعادل حمضى	$pH + pOH = 14$
$[H_3O^+] = 10^{-PH}$	$[OH^-] = 10^{-POH}$

عدد المولات = كتلة المادة بالجرام ÷ الكتلة المولية

التركيز = عدد المولات ÷ الحجم باللتر

الكتلة = التركيز X الحجم باللتر X الكتلة المولية

إذا أعطى درجة التأين فى المسألة بنسبة مئوية لازم نقسم على 100

$$K_p = \frac{\text{حاصل ضرب الضغوط الجزيئية للنواتج}}{\text{حاصل ضرب الضغوط الجزيئية للمتفاعلات}}$$

$$K_c = \frac{\text{حاصل ضرب التركيزات الجزيئية للنواتج}}{\text{حاصل ضرب التركيزات الجزيئية للمتفاعلات}}$$

خطوات حل مسائل حاصل الاذابة

- ✓ نكتب معادلة تأين الملح شحيح الذوبان فى الماء . ثم نكتب معادلة حاصل الإذابة K_{sp}
- ✓ التعويض فى معادلة حاصل الإذابة حسب المسألة و لها ثلاث حالات :

أولاً : يعطى تركيز الأيونين نعوض تعويضاً مباشراً فى القانون .

ثانياً : يعطى تركيز أحد الأيونين فقط و نعين قيمة الثانى من خلال العلاقة بينهما فى المعادلة

ثالثاً : إذا أعطى فى المسألة درجة الإذابة فنقوم بحساب تركيز كل أيون كمايلي :

- ☒ تركيز الأيون الأول = عدد أيوناته فى المعادلة × درجة الذوبان .
  تركيز الأيون الثانى = عدد أيوناته فى المعادلة × درجة الذوبان
- ☒ ثم نعوض عن تركيز الأيونين فى معادلة حاصل الإذابة .

❖ العلاقة بين قوة الحمض و قيمة الـ pH علاقة عكسية أى أنه :

كلما إنخفضت قيمة الـ pH كان الحمض قوى

فمثلاً إذا كان pH = صفر كان الحمض قوى جداً

كلما إرتفعت قيمة الـ pH كان الحمض ضعيف

==========

اذا كانت العلاقة بين K_C و درجة الحرارة علاقة طردية كان التفاعل ماص للحرارة

اذا كانت العلاقة بين K_C و درجة الحرارة علاقة عكسية كان التفاعل طارد للحرارة

==========

القيمة الصغيرة لثابت الإتزان (أقل من الواحد الصحيح)

تعنى أن الضغوط الجزيئية للمتفاعلات أكبر من الضغوط الجزيئية للنواتج

و هذا يعنى أن التفاعل العكسى هو السائد .

القيمة الكبيرة لثابت الإتزان

تعنى أن الضغوط الجزيئية للنواتج أكبر من الضغوط الجزيئية للمتفاعلات

وأن التفاعل يستمر قرب نهايته اى أن التفاعل الطردى هو السائد

تتناسب قوة الحمض تناسباً طردياً مع ثابت تأينه (Ka) ،
أى كلما زادت قيمة ثابت التأين زادت قوة الحمض و العكس

(1) القوة الدافعة الكهربية تحسب كلأتى :

✓ ق . د . ك = جهد أكسدة الأنود + جهد إختزال الكاثود .

ق . د . ك = فرق جهدى الأكسدة (أنود ـ كاثود) .

ق . د . ك = فرق جهدى الإختزال (كاثود ـ أنود) .

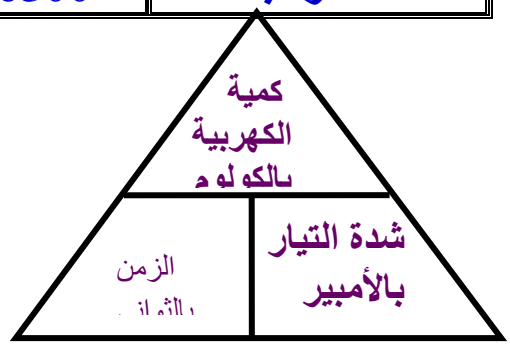
==========

قوانين حل مسائل التحليل الكهربى

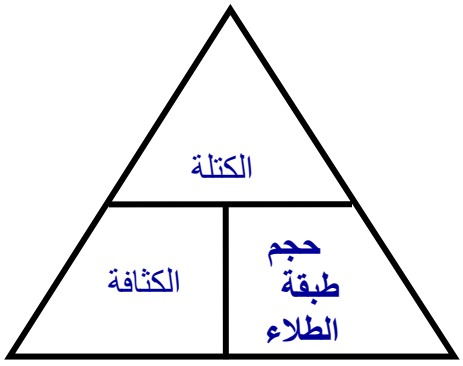
كمية الكهربية بالفارادي لترسيب (جرام / ذرة) او ذرة جرامية	=	الفارادي × شحنة الأيون

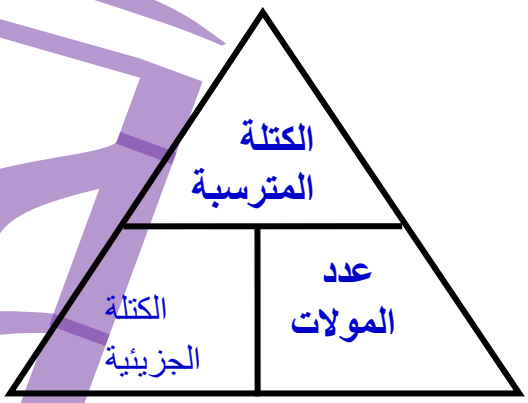
كمية الكهربية اللازمة لتحرير 1مول من المادة = عدد مولات الالكترونات المفقودة أو المكتسبة × الفاراداى

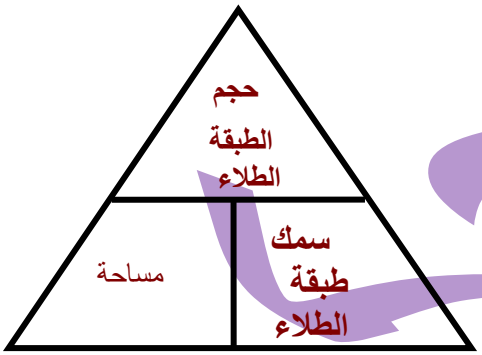
كمية الكهربية بالكولوم	الكتلة المكافئة الجرامية
الكتلة المترسبة	96500



شدة التيار	الزمن بالثوانى	الكتلة المكافئة
الكتلة المترسبة		96500







القانون العام لحل مسائل التحليل الكهربى

96500 (1 فارادى) <..... الكتلة المكافئة

كمية الكهربية <..... الكتلة المترسبة