

Formulário para as provas dos vestibulares do IME e ITA - Equações chave

Energia cinética de uma partícula:

$$E_k = \frac{1}{2} m \cdot v^2$$

Energia potencial gravitacional:

$$E_p = m \cdot g \cdot h$$

Energia potencial de Coulomb para duas cargas  $Q_1$  e  $Q_2$  separadas pela distância  $r$ :

$$E_p = \frac{Q_1 \cdot Q_2}{4 \cdot \pi \cdot \epsilon_0 \cdot r}$$

Relação entre comprimento de onda ( $\lambda$ ) e frequência ( $\nu$ ) de radiação eletromagnética:

$$c = \lambda \cdot \nu$$

Energia de um fóton de radiação eletromagnética de frequência  $\nu$ ;  $h$  é a constante de Planck:

$$E = h \cdot \nu$$

Equação de Rydberg:

$$\frac{1}{\lambda} = \left( \frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$

Relação de De Broglie (comprimento ( $\lambda$ ) de onda com a quantidade de movimento ( $p$ ) de uma partícula;  $h$  é a constante de Planck):

$$\lambda = \frac{h}{m \cdot c} \Rightarrow \lambda = \frac{h}{p}$$

Princípio da incerteza de Heisenberg, onde  $\Delta x$  e  $\Delta p$  são as incertezas na posição ( $x$ ) e no momento ( $p$ ) introduzidas por uma medição e  $h$  é a constante de Planck ( $\frac{h}{2\pi}$  é o mínimo teórico previsto):

$$\Delta x_i \cdot \Delta p_i \geq \frac{h}{2\pi}$$

Energia de uma partícula de massa  $m$  num sistema unidimensional de comprimento  $L$ :

$$E_n = \frac{n^2 \cdot h^2}{8 \cdot m \cdot L^2} \quad (n = 1, 2, \dots)$$

Böhr – Condição de Frequência (a energia  $h\nu$  do fóton emitido deve ser igual à diferença de energia entre dois estados estacionários):

$$h\nu = E_{\text{superior}} - E_{\text{inferior}}$$

$$E_{\text{superior}} = -A \left( \frac{1}{n_2^2} \right); \quad E_{\text{inferior}} = -A \left( \frac{1}{n_1^2} \right)$$

$$E_{\text{fóton}} = \frac{h \cdot c}{\lambda} = E_{\text{superior}} - E_{\text{inferior}}$$

$$\frac{1}{\lambda} = \frac{A}{h \cdot c} \left( \frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$

Níveis de energia de um átomo semelhante ao hidrogênio de número atômico  $Z$ :

$$E_n = -\frac{Z^2 \cdot h \cdot R}{n^2} \quad (n = 1, 2, \dots)$$

Carga formal (FC) (elétrons de valência ( $V$ ); número total de elétrons não ligantes ( $L$ ); número total de elétrons ligantes ( $S$ )):

$$FC = V - \left( L + \frac{1}{2} S \right)$$

Equação do gás ideal:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

Equação de Van der Waals (equação empírica dos gases reais):

$$\left( P + \frac{n^2 \cdot a}{V^2} \right) \cdot (V - n \cdot b) = n \cdot R \cdot T$$

Trabalho de expansão de um gás contra uma pressão externa constante:

$$W = -P_{\text{ext}} \cdot \Delta V$$

Trabalho de expansão reversível de um gás em temperatura constante (isotérmica):

$$W = -n \cdot R \cdot T \cdot \ln \left( \frac{V_{\text{final}}}{V_{\text{inicial}}} \right)$$

Equação fundamental da calorimetria:

$$Q = m \cdot c \cdot \Delta T$$

Primeira lei da termodinâmica:

$$\Delta U = q + W$$

Definição de mudança de entropia:

$$\Delta S = \frac{q_{\text{rev}}}{T}$$

Definição de entalpia:

$$H = U + P \cdot V$$

Definição da energia livre de Gibbs:

$$G = H - T \cdot S$$

Variação da energia livre de Gibbs em temperatura constante:

$$\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S$$

$\Delta G > 0 \Rightarrow$  o processo não será espontâneo.

$\Delta G = 0 \Rightarrow$  o processo estará em equilíbrio.

$\Delta G < 0 \Rightarrow$  o processo será espontâneo e irreversível.

$$\Delta H^\circ = \sum n \Delta H_f^\circ (\text{produtos}) - \sum n \Delta H_f^\circ (\text{reagentes})$$

$$\Delta S^\circ = \sum n \Delta S_m^\circ (\text{produtos}) - \sum n \Delta S_m^\circ (\text{reagentes})$$

$$\Delta G^\circ = \sum n \Delta G_f^\circ (\text{produtos}) - \sum n \Delta G_f^\circ (\text{reagentes})$$

Relação entre as capacidades térmicas molares a pressão constante e a volume constante de um gás ideal:

$$C_{P,m} = C_{V,m} + R$$

Regra de Dulong-Petit:

$$c \approx \frac{3 \cdot R}{M}$$

$c$ : calor específico ( $\text{J} \cdot \text{kg}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$ )

$R$ : constante dos gases ( $8,31 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$ )

$M$ : massa molar ( $\text{kg} \cdot \text{mol}^{-1}$ )

Lei de Kirchhoff:

$$\Delta H_2^\circ = \Delta H_1^\circ + \Delta C_p (T_2 - T_1)$$

Variação de entropia quando uma substância de capacidade calorífica constante ( $C$ ) é aquecida de  $T_1$  para  $T_2$ :

$$\Delta S = C \cdot \ln \left( \frac{T_2}{T_1} \right) \Rightarrow \Delta S = m \cdot c \cdot \ln \left( \frac{T_2}{T_1} \right)$$

Variação de entropia quando um gás ideal se expande isotermicamente ( $T = \text{cte}$ ) de  $V_1$  para  $V_2$ :

$$\Delta S = n \cdot R \cdot \ln \left( \frac{V_f}{V_i} \right) \quad \text{ou} \quad \Delta S = n \cdot R \cdot \ln \left( \frac{P_i}{P_f} \right)$$

Processo reversível quase estático para um gás ideal:

$$\Delta S = n \cdot C_V \cdot \ln \frac{T_f}{T_i} + n \cdot R \cdot \ln \frac{V_f}{V_i}$$

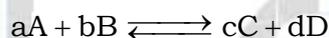
Fórmula de Boltzmann para a entropia (estatística):

$$S = k \cdot \ln W$$

Variação de entropia da vizinhança para um processo em um sistema com variação de entalpia  $\Delta H$ :

$$\Delta S_{\text{vizinhança}} = -\frac{\Delta H}{T}$$

Equilíbrio químico:



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



$$K_p = \frac{(p_C)^c \cdot (p_D)^d}{(p_A)^a \cdot (p_B)^b}$$

Relação entre  $K_p$  e  $K_c$ :

$$K_p = K_c \times (R \times T)^{\Delta n} \quad \text{ou}$$

$$K_c = K_p \times (R \times T)^{-\Delta n}$$

onde  $\Delta n = (c + d) - (a + b)$

Variação da energia livre de Gibbs de uma reação química de acordo com seu quociente de reação:

$$\Delta G_r = \Delta G_r^\circ + R \cdot T \cdot \ln Q$$

Relação entre a energia livre de Gibbs de uma reação padrão e sua constante de equilíbrio:

$$\Delta G_r^\circ = -R \cdot T \cdot \ln K$$

Equação de Van't Hoff:

$$\ln \frac{K_2}{K_1} = \frac{\Delta H_r^\circ}{R} \left( \frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right)$$

Equação de Clausius – Clapeyron:

$$\ln \frac{P_2}{P_1} = \frac{\Delta H_{\text{vap}}^\circ}{R} \left( \frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right)$$

$$\text{ou } \log \frac{K_{\text{C}_{\text{inicial}}}}{K_{\text{C}_{\text{final}}}} = \frac{-\Delta H}{2,303R} \left( \frac{1}{T_{\text{inicial}}} - \frac{1}{T_{\text{final}}} \right)$$

Relação entre pH e pOH:

$$\text{pH} + \text{pOH} = \text{pK}_w$$

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14 \text{ (padrão)}$$

Relação entre as constantes de acidez e basicidade para um par conjugado ácido-base:

$$\text{pK}_a + \text{pK}_b = \text{pK}_w$$

Equação de Henderson – Hasselbalch:

$$\text{pH} = \text{pK}_a + \log \left( \frac{[\text{Base}_{(\text{inicial})}]}{[\text{Ácido}_{(\text{inicial})}]} \right)$$

$$\text{ou } \text{pH} = \text{pK}_a + \log \frac{[\text{Sal ou Ânion}]}{[\text{Ácido}]}$$

$$\text{ou } \text{pH} = \text{pK}_w - \text{pK}_b - \log \frac{[\text{Sal ou Ânion}]}{[\text{Ácido}]}$$

Relação entre a energia livre de Gibbs de uma reação e o potencial da célula eletroquímica:

$$\Delta G = -n \cdot F \cdot E_{\text{célula}}$$

Relação entre a constante de equilíbrio e o potencial padrão da célula eletroquímica:

$$\ln K = \frac{n \cdot F \cdot E_{\text{célula}}^\circ}{R \cdot T}$$

Equação de Nernst:

$$\Delta G = \Delta G^\circ + R \cdot T \cdot \ln K$$

$$E_{\text{célula}} = E_{\text{célula}}^\circ - \left( \frac{R \cdot T}{n \cdot F} \right) \ln Q \text{ ou}$$

$$\Delta E = \Delta E^\circ - \frac{0,026}{n} \ln Q \text{ ou}$$

$$\Delta E = \Delta E^\circ - \frac{0,059}{n} \log Q$$

Taxa média de reação (velocidade):

$$\left. \begin{array}{l} \text{Taxa média de consumo} \\ \text{de reagente (R)} \end{array} \right\} = v_{\text{média}} = -\frac{\Delta[R]}{\Delta t}$$

$$\left. \begin{array}{l} \text{Taxa média de formação} \\ \text{de produto (P)} \end{array} \right\} = v_{\text{média}} = \frac{\Delta[P]}{\Delta t}$$

Taxa média única (velocidade média) para uma reação do tipo  $aA + bB \longrightarrow cC + dD$ :

$v_{\text{média}}$  = taxa média de reação



$$-\frac{1}{a} \frac{\Delta[A]}{\Delta t} = -\frac{1}{b} \frac{\Delta[B]}{\Delta t} = +\frac{1}{c} \frac{\Delta[C]}{\Delta t} = +\frac{1}{d} \frac{\Delta[D]}{\Delta t} = v_{\text{média}}$$

$$\left| \frac{v_A}{a} \right| = \left| \frac{v_B}{b} \right| = \left| \frac{v_C}{c} \right| = \left| \frac{v_D}{d} \right| = v_{\text{média}}$$

Reações de ordem zero:

$$-\frac{\Delta[A]}{\Delta t} = k; \quad \left| -\frac{\Delta[A]}{\Delta t} \right| = k;$$

$$v = k[A]^0$$

$$v = k$$

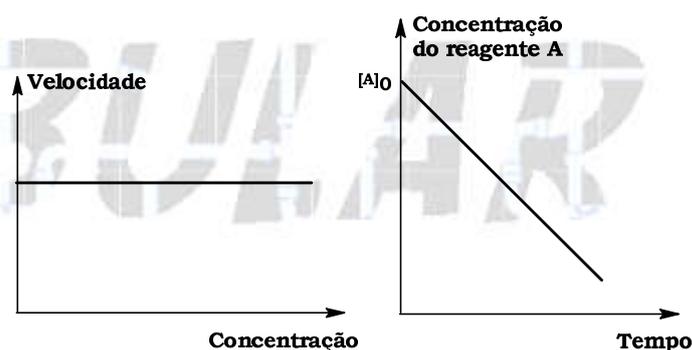
$$[A]_0 - [A] = kt$$

ou, multiplicando por  $-1$ :

$$-[A]_0 + [A] = -kt$$

$$[A] = -kt + [A]_0$$

(equação de uma reta com coeficiente angular negativo)



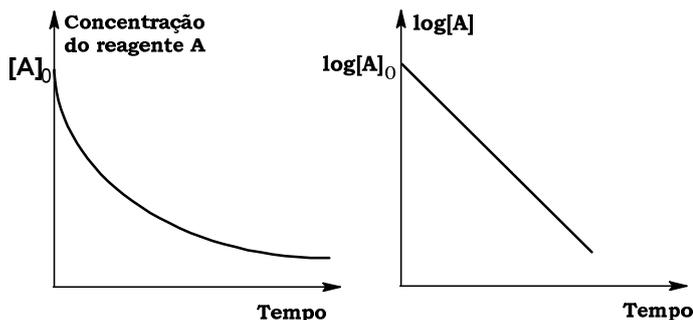
Reações de primeira ordem:

$$v = k_1 [A]$$

$$\ln \frac{[A]_t}{[A]_0} = -k_1 t \Rightarrow [A]_t = [A]_0 \cdot e^{-k_1 t}$$

ou

$$\log [A]_t = \left( -\frac{k_1}{2,303} \right) t + \log [A]_0$$



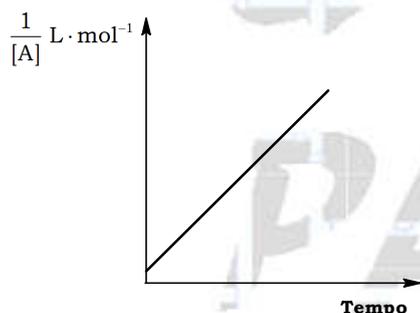
Meia vida de uma reação de primeira ordem:

$$t_{1/2} = \frac{\ln 2}{k_1} \Rightarrow t_{1/2} = \frac{0,693}{k_1}$$

Reações de segunda ordem:

$$\text{Velocidade} = k_2[A]^2$$

$$\frac{1}{[A]} = k_2 t + \frac{1}{[A]_0}$$



Equação de Arrhenius:

$$k = A \cdot e^{\left(\frac{-E_{at}}{R \cdot T}\right)} \Rightarrow \ln k = \ln A - \frac{E_{at}}{R \cdot T}$$

k = constante de velocidade

A = fator de frequência

$E_{at}$  = energia de ativação

R = constante dos gases

T = temperatura (K)

Relação entre constantes de velocidade (k) em temperaturas diferentes:

$$\ln \frac{k_2}{k_1} = \frac{E_{at}}{R} \left( \frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right)$$

Relação entre constantes de equilíbrio das reações direta e inversa:

$$K = \frac{k_{direta}}{k_{inversa}}$$

Produtos notáveis mais utilizados:

$$(a + b)^2 = a^2 + 2ab + b^2$$

$$(a - b)^2 = a^2 - 2ab + b^2$$

$$a^2 - b^2 = (a + b)(a - b)$$

$$(a + b)^3 = a^3 + 3a^2b + 3ab^2 + b^3$$

$$(a - b)^3 = a^3 - 3a^2b + 3ab^2 - b^3$$

$$(a + b + c)^2 = a^2 + b^2 + c^2 + 2ab + 2ac + 2bc$$

$$a^3 + b^3 = (a + b)(a^2 - ab + b^2)$$

$$a^3 - b^3 = (a - b)(a^2 + ab + b^2)$$

Polinômios:

$$ax^2 + bx + c = 0, a \neq 0$$

$$x = \frac{-b \pm \sqrt{b^2 - 4 \cdot a \cdot c}}{2a}$$

$$ax^2 + bx + c = a(x - r_1)(x - r_2), \forall x$$

$$r_1 + r_2 = -\frac{b}{a}; r_1 \cdot r_2 = \frac{c}{a}$$

$$ax^3 + bx^2 + cx + d = 0, a \neq 0$$

$$ax^3 + bx^2 + cx + d = a(x - r_1)(x - r_2)(x - r_3), \forall x$$

$$r_1 + r_2 + r_3 = -\frac{b}{a}; r_1 \cdot r_2 + r_2 \cdot r_3 + r_3 \cdot r_1 = \frac{c}{a}$$

$$r_1 \cdot r_2 \cdot r_3 = -\frac{d}{a}$$

Generalizando:

$$a_n x^n + a_{(n-1)} x^{(n-1)} + a_{(n-2)} x^{(n-2)} + \dots$$

$$\dots + a_1 x + a_0 = 0 \quad (a_n \neq 0)$$

$$a_n x^n + a_{(n-1)} x^{(n-1)} + a_{(n-2)} x^{(n-2)} + \dots$$

$$\dots + a_1 x + a_0 = a_n (x - r_1)(x - r_2)(x - r_3) \dots (x - r_n)$$

$$r_1 + r_2 + r_3 + \dots + r_n = -\frac{a_{(n-1)}}{a_n}$$

$$r_1 \cdot r_2 + r_1 \cdot r_3 + r_1 \cdot r_4 + \dots + r_{(n-1)} \cdot r_n = \frac{a_{(n-2)}}{a_n}$$

$$r_1 \cdot r_2 \cdot r_3 + r_1 \cdot r_2 \cdot r_4 + \dots + r_{(n-2)} \cdot r_{(n-1)} \cdot r_n = -\frac{a_{(n-3)}}{a_n}$$

$$\left. \begin{array}{l} \text{soma dos } C_{n,h} \text{ produtos} \\ \text{de } h \text{ raízes da equação} \end{array} \right\} = (-1)^h \cdot \frac{a_{(n-h)}}{a_n}$$

$$r_1 \cdot r_2 \cdot r_3 \dots r_n = (-1)^n \cdot \frac{a_0}{a_n}$$