

FORMULARI

FORMULARI

Química. Batxillerat



LLEI GENERAL DELS GASOS IDEALS	$\frac{p_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{p_2 \cdot V_2}{T_2} = \text{constant (T = temperatura en } ^\circ\text{C} + 273 \text{ K)}$	ESTEQUIOMETRIA
EQUACIÓ GENERAL DELS GASOS IDEALS	$pV = nRT \quad R = 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{K} \cdot \text{mol}} = 8,31 \frac{\text{Pa} \cdot \text{m}^3}{\text{K} \cdot \text{mol}} = 8,31 \frac{\text{J}}{\text{K} \cdot \text{mol}}$	
LLEI DE DALTON	$p_t = \sum p_i \quad p_i = \chi_i \cdot p_t \quad \text{on } \chi_i = \frac{n_i}{n_t} = \frac{\text{mols del component } i}{\text{mols totals de la mescla}}$	
PRIMER PRINCIPI DE LA TERMODINÀMICA	La variació de l'energia interna ΔU d'un sistema és igual a la suma de la calor Q intercanviada entre el sistema i l'entorn, i el treball W realitzat pel sistema o sobre el sistema. $\Delta U = Q + W$	TERMODINÀMICA
CALOR	$Q = m \cdot c \cdot \Delta T$ $\left\{ \begin{array}{l} m, \text{ massa en kg} \\ c, \text{ calor específica en } \text{J} \cdot \text{kg}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \\ \Delta T, \text{ temperatura en K} \end{array} \right.$ Per conveni, si el sistema absorbeix calor de l'entorn $Q > 0$, i si desprèn calor $Q < 0$.	
TREBALL	$W = -p \cdot \Delta V$ $\left\{ \begin{array}{l} p, \text{ pressió exterior en Pa} \\ \Delta V, \text{ variació de volum en m}^3 \end{array} \right.$ Per conveni, treball d'expansió $W < 0$ i treball de compressió $W > 0$.	
APLICACIONS DEL PRIMER PRINCIPI	La calor intercanviada en un procés a volum constant Q_v coincideix amb la variació d'energia interna: $\Delta U = Q_v$ La calor intercanviada en un procés a pressió constant Q_p coincideix amb la variació d'entalpia (H , en J), que es defineix com: $\Delta H = \Delta U + p \cdot \Delta V$ Si $\Delta H > 0$, la reacció és endotèrmica. Si $\Delta H < 0$, la reacció és exotèrmica.	
RELACIÓ ENTRE Q_p I Q_v	$Q_p = Q_v + p \cdot \Delta V$ $Q_p = Q_v + \Delta nRT$ $\Delta H = \Delta U + \Delta nRT$ $\left. \begin{array}{l} Q_p = Q_v + p \cdot \Delta V \\ Q_p = Q_v + \Delta nRT \\ \Delta H = \Delta U + \Delta nRT \end{array} \right\} \Delta n = n_{\text{total productes gasosos}} - n_{\text{total reactius gasosos}}$	
SEGON PRINCIPI DE LA TERMODINÀMICA	L'univers tendeix a l'estat de màxim desordre. L'entropia de l'univers en un procés espontani, per tant, sempre augmenta.	
TERCER PRINCIPI DE LA TERMODINÀMICA	Una substància sòlida cristal·lina pura perfectament ordenada i a la temperatura de 0 K té entropia zero.	
ENTALPIA LLIURE O ENERGIA LLIURE DE GIBBS	$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$ $\left\{ \begin{array}{l} \text{Si } \Delta G < 0 \rightarrow \text{Reacció espontània} \\ \text{Si } \Delta G = 0 \rightarrow \text{Reacció en equilibri} \\ \text{Si } \Delta G > 0 \rightarrow \text{Reacció no espontània} \end{array} \right.$	
PRODUCTE DE SOLUBILITAT	$K_s = [A^{n+}]^m \cdot [B^{m-}]^n$ $\left\{ \begin{array}{l} \text{Si } Q < K_s \rightarrow \text{Dissolució insaturada} \\ \text{Si } Q = K_s \rightarrow \text{Dissolució saturada} \\ \text{Si } Q > K_s \rightarrow \text{Dissolució sobresaturada} \end{array} \right.$	EQUILIBRI HETEROGENI

0009405046

FORMULARI

Química. Batxillerat



CONSTANT D'EQUILIBRI K_c	$K_c = \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b}$	$\{ [A], [B], [C] \text{ i } [D] \text{ són concentracions molars}$	EQUILIBRI QUÍMIC
CONSTANT D'EQUILIBRI K_p	$K_p = \frac{p_C^c \cdot p_D^d}{p_A^a \cdot p_B^b}$	$\{ p_A, p_B, p_C \text{ i } p_D \text{ són pressions parcials en atm}$	
RELACIÓ ENTRE K_c I K_p	$K_p = K_c (RT)^{\Delta n}$	$\{ \text{on } \Delta n = (c + d) - (a + b)$	
RELACIÓ ENTRE ENERGIA LLIBRE I CONSTANT D'EQUILIBRI	$\Delta G^\circ = -RT \ln K$		
EQUILIBRI IÒNIC DE L'AIGUA (AUTOPROTÒLISI)	$[H^+][OH^-] = 10^{-14} = K_w \text{ a } 25^\circ \text{C}$		REACIONS ÀCID-BASE
CONCEPTE DE pH	$\begin{aligned} \text{pH} &= -\log [H_3O^+] \\ \text{pOH} &= -\log [OH^-] \\ \text{pH} + \text{pOH} &= 14 \end{aligned}$	$\begin{cases} \text{Si pH} = 7 \rightarrow \text{neutre} \\ \text{Si pH} < 7 \rightarrow \text{àcid} \\ \text{Si pH} > 7 \rightarrow \text{bàsic} \end{cases}$	
CONSTANT D'IONITZACIÓ DE L'ÀCID FEBLE	$K_a = \frac{[A^-][H_3O^+]}{[HA]}$	$HA \xrightleftharpoons{H_2O} A^- + H_3O^+$	
CONSTANT D'IONITZACIÓ DE LA BASE FEBLE	$K_b = \frac{[BH^+][OH^-]}{[B]}$	$B \xrightleftharpoons{H_2O} BH^+ + OH^-$	
RELACIÓ K_a , K_b I K_w	$K_a \cdot K_b = K_w = 10^{-14}$		
FORÇA ELECTROMOTRIU ESTÀNDAR D'UNA PILA	$E^\circ_{\text{pila}} = E^\circ_{\text{càtode}} - E^\circ_{\text{ànode}}$		REACIONS D'OXIDACIÓ-REDUCCIÓ
RELACIÓ ENTRE FORÇA ELECTROMOTRIU I ENERGIA LLIBRE DE GIBBS	$\Delta G^\circ = -n \cdot F \cdot E^\circ$	$\begin{cases} \text{Si } E^\circ_{\text{pila}} > 0 \rightarrow \Delta G^\circ < 0 \rightarrow \text{espontani} \\ \text{Si } E^\circ_{\text{pila}} < 0 \rightarrow \Delta G^\circ > 0 \rightarrow \text{no espontani} \end{cases}$	
LLEI DE FARADAY	$Q = I \cdot t$	$\begin{cases} I, \text{ intensitat en amperes (A)} \\ t, \text{ temps en segons (s)} \end{cases}$	
HIPÒTESI DE PLANCK	$E = h\nu$	$\begin{cases} \nu, \text{ freqüència en s}^{-1} \\ h, \text{ constant de Planck } (h = 6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}) \end{cases}$	ESTRUCTURA INTERNA DE LA MATÈRIA
EFFECTE FOTOELÈCTRIC	$\begin{aligned} E_{\text{fotó}} &= E_{\text{llindar}} + E_{\text{cinètica}} \\ h\nu &= h\nu_0 + \frac{1}{2}mv^2 \end{aligned}$	$\begin{cases} E, \text{ energia en J} \\ \nu, \text{ freqüència en s}^{-1} \\ \nu, \text{ velocitat en m/s} \end{cases}$	
MODEL ATÒMIC DE BOHR	$\begin{aligned} \Delta E &= h\nu \\ \frac{1}{\lambda} &= R_H \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right) \end{aligned}$	$\begin{cases} h\nu = E_{\text{nivell final}} - E_{\text{nivell inicial}} \\ n_2 > n_1 \\ R_H = \text{constant de Rydberg} = 1,0968 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1} \end{cases}$	

0009405046