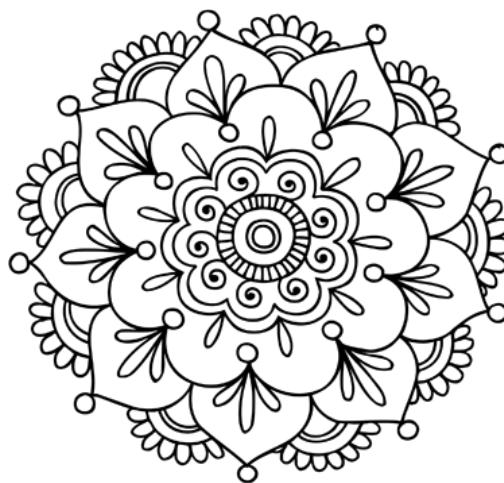




FORMULARIO DE FISICOQUÍMICA I

Ecuaciones - Fórmulas,
Tablas de Conversión
y
Tablas de Propiedades
Termodinámicas

FORMULARIO DE FISICOQUÍMICA I



Ecuaciones,
Tablas de Conversión
y
Tablas de Propiedades
Termodinámicas

Dra. Mónica Galicia García
Dra. Rosa Alicia Saucedo Acuña

Instituto de Ciencias Biomédicas
Departamento de Química
UACJ

UNIDADES, CONSTANTES Y EQUIVALENCIAS BÁSICAS

Equivalencias de Unidades para Magnitudes Derivadas

MAGNITUD	Unidad	Símbolo	Equivalente en función de unidades básicas
Volumen	Litro	L	0.001 m^3 1000 cm^3
Fuerza	Newton (SI) Dina (SI)	N	$1 \text{ kg} \cdot \text{m/s}^2$ $1 \text{ g} \cdot \text{cm/s}^2$
Presión	Pascal (SI)	Pa	1 N/m^2
Energía, trabajo	Joule (SI) Ergio (CGS) Caloría-gramo	J erg cal	$1 \text{ N} \cdot \text{m} = 1 \text{ Kg} \cdot \text{m}^2/\text{s}^2$ $1 \text{ Dina} \cdot \text{cm} = 1 \text{ g} \cdot \text{cm}^2/\text{s}^2$ $1 \text{ Dina} \cdot \text{cm} = 1 \text{ g} \cdot \text{cm}^2/\text{s}^2$
Potencia	Watt	W	$1 \text{ J/s} = 1 \text{ kg} \cdot \text{m}^2/\text{s}^3$

CONSTANTES FÍSICAS Y QUÍMICAS

Número de Avogadro	$N_a = 6.022045 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$
Carga del electrón	$e = 4.8030 \times 10^{-10} \text{ abs esu}$ $= 1.6021892 \times 10^{-21} \text{ C}$
Masa del Electrón	$m_e = 9.1091 \times 10^{-31} \text{ Kg}$ $= 5.4860 \times 10^{-4} \text{ amu}$ $= 0.5110 \text{ MeV}$
Masa del Proton	$m_p = 1.6726485 \times 10^{-27} \text{ Kg}$ $= 1.007276470 \text{ amu}$
Constant de los Gases Ideales	$R = 8.31441 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$ $= 1.9872 \text{ cal mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$ $= 0.08206 \text{ L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$
Punto cero.	$= 273.15 \text{ K}$
Volumen molar.	$= 22.414 \times 10^3 \text{ cm}^3 \text{ mol}^{-1}$ $= 2.2414 \times 10^{-2} \text{ m}^3 \text{ mol}^{-1}$
Constant de Planck	$h = 6.626176 \times 10^{-34} \text{ J s}$ $= 6.626176 \times 10^{-27} \text{ erg s}$
Constante de Boltzmann	$k = 1.380662 \times 10^{-23} \text{ J K}^{-1}$
Constant de Rydberg	$R_y = 1.097373177 \times 10^{-7} \text{ m}^{-1}$
Constante de Faraday	$f = 9.648670 \times 10^4 \text{ C mol}^{-1}$
Velocidad de la luz	$c = 2.99792458 \times 10^8 \text{ m s}^{-1}$
Radio de Bohr	$a_0 = 0.52917706 \times 10^{-10} \text{ m}$
Otros numeros	$\pi = 3.14159$ $e = 2.7183$ $\ln_{10} = 2.3026$

Factores de Conversión más utilizados

UNIDADES DE PRESION	FACTORES DE CONVERSIÓN
Bar	1bar = 10^5 Pa*
Atmósfera	1 atm = 1.013×10^5 Pa*
Milímetros de Mercurio	1mmHg = (13.5951)(9.80665)Pa*
Torr	1torr = $(1.0325 \times 10^5 / 760)$ Pa*
Lb/in ²	1psi = 6894.7572 Pa*

FACTORES DE CONVERSIÓN	
1 caloría	= 4.184 joules (J)
1 eV/ molecule	= $96.485 \text{ kJ mol}^{-1}$
	= $23.061 \text{ kcal mol}^{-1}$
1 kcal/mol ⁻¹	= 349.76 cm^{-1}
	= 0.0433 eV
1 kJ/mol ⁻¹	= 83.54 cm^{-1}
1 wave number (cm ⁻¹)	= $2.8591 \times 10^{-3} \text{ kcal mol}^{-1}$
1 erg	= $2.390 \times 10^{-11} \text{ kcal}$
1 centímetro	= 10^8 Å
	= 10^7 nm
1 picómetro	= 0.001 nm

UNIDAD ENERGÍA	cal/s	kcal/s	W (SI)	kW	Btu/h	Hp	pie-lbf-h
1 cal/s	1	3.6	4.184	4.184×10^3	14.276	5.6108×10^{-3}	1.1109×10^4
1 kcal/s	0.27778	1	1.1622	1.1622×10^{-3}	3.9657	1.5586×10^{-3}	3886
1 W(SI)	0.23901	0.86042	1	1.0×10^{-3}	3.4121	1.3410×10^{-3}	2655.2
1 KW	239.01	860.42	1000	1	3412.1	1.341	2.6552×10^6
1 Btu/h	7.0046×10^{-2}	0.25216	0.29307	2.9307×10^{-4}	1	3.9301	778.17
Hp	178.23	641.62	745.7	2.9307×10^{-4}	2544.4	1	1.98×10^6
pie-lbf-h	9.0013×10^{-5}	3.2405	3.7662×10^{-4}	3.7662×10^{-1}	1.2851×10^{-5}	5.0505×10^{-1}	1

Escalas de Temperatura

	$T(F) = \frac{9}{5} * T(C) + 32$		$T(K) = T(^{\circ}C) + 273.15$	
<i>Ebullición Agua</i>	212 °F	100 °C	373 K	
<i>Temperatura Corporal</i>	98 °F	37 °C	310 K	
<i>Temperatura Ambiente</i>	68 °F	20 °C	293 K	
<i>Congelamiento Agua</i>	32 °F	0 °C	273 K	
	Fahrenheit	Celsius	Kelvin	

Propiedades de los logaritmos:

$$\log(a \cdot b) = \log a + \log b$$

$$\log \frac{a}{b} = \log a - \log b$$

$$\log a^x = x \log a$$

$$\log 10 = 1$$

$$\log 100 = 2$$

$$\log 1000 = 3$$

$$\log 1 = 0$$

$$\log 0.1 = -1$$

$$\log 0.01 = -2$$

Tabla de Integrales inmediatas:

$$\int \frac{dx}{x} = \ln x + c$$

$$\int x \, dx = \frac{x^2}{2} + c$$

$$\int x^2 \, dx = \frac{x^3}{3} + c$$

$$\int x^3 \, dx = \frac{x^4}{4} + c$$

FORMULARIO

LEYES DE LOS ESTADOS CORRESPONDIENTES

Ley de Avogadro:

$$\frac{V_1}{n_1} = \frac{V_2}{n_2}$$

Ley de Boyle:

$$P_1 V_1 = P_2 V_2$$

Ley de Charles:

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

Ley de Gay-Lussac:

$$\frac{P_1}{V_1} = \frac{P_2}{V_2}$$

Ley combinada de los gases:

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}$$

GAS IDEAL

Ley de Gas ideal:

$$PV = nRT$$

Densidad de un gas ideal:

$$\rho = \frac{P \cdot PM}{RT}$$

Masa molar del gas ideal (utilizando densidad):

$$PM = \frac{\rho RT}{P}$$

Análisis dimensional de la Densidad y Unidades:

$$\rho = \frac{m}{v} = \frac{gr}{cm^3} = \frac{Kg}{m^3}$$

Constante Universal de los Gases:

$$R = 8,314472 \text{ J} \cdot K^{-1} \cdot mol^{-1}$$

$$R = 62,36367 \text{ L} \cdot mmHg \cdot K^{-1} \cdot mol^{-1}$$

$$R = 0,08205746 \text{ L} \cdot atm \cdot K^{-1} \cdot mol^{-1}$$

$$R = 62,36367 \text{ L} \cdot Torr \cdot K^{-1} \cdot mol^{-1}$$

$$R = 83,14472 \text{ L} \cdot mbar \cdot K^{-1} \cdot mol^{-1}$$

GAS REAL

Factor de compresibilidad, Z: (corrección de la idealidad)

$$PV = Z nRT$$

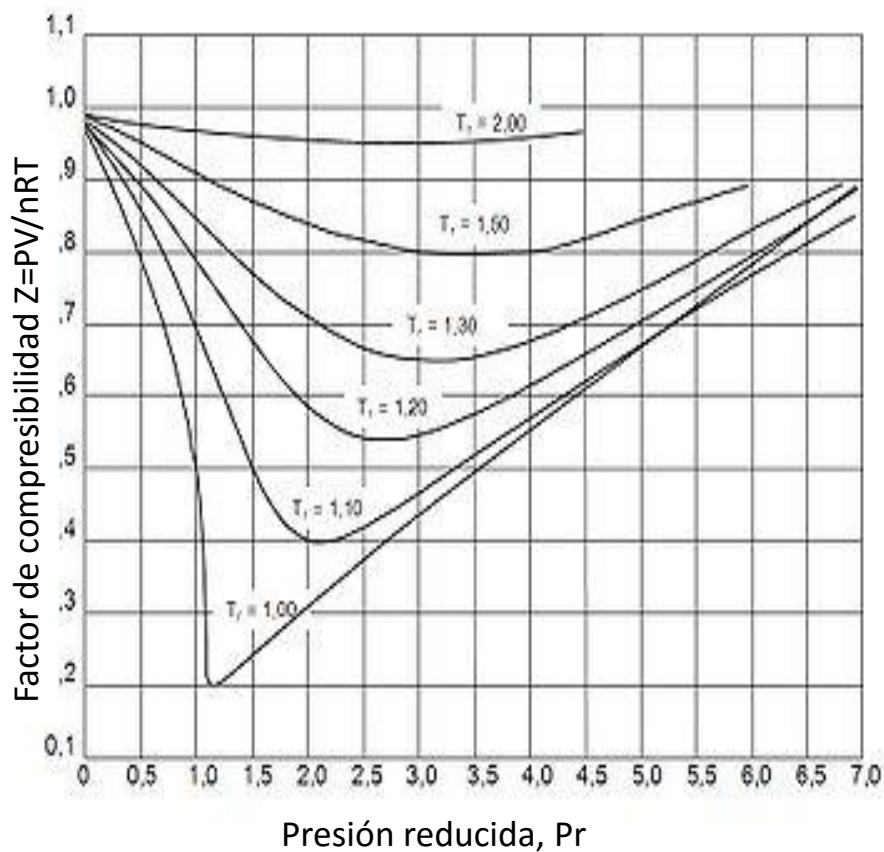
$$Pr = \frac{P}{P_c}$$

$$Tr = \frac{T}{T_c}$$

Características de los gases:

- *Gas ideal: bajas presiones, altas temperaturas.*
- *Gas real: alta presión, baja temperatura.*

Gráfica 1. Factor de compresibilidad, Z para cálculo de propiedades de Gas no Ideal



GAS REAL

Ecuación de Van der Waals,

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

donde:

p = presión del fluido,

V = volumen total del recipiente en que se encuentra el fluido,

a = atracción entre las partículas, única para cada elemento o sustancia,

b = volumen disponible de un mol de partículas, única para cada elemento o sustancia,

n = número de moles,

R = constante universal del Gas Ideal

T = temperatura, en Kelvin.

Tabla 1. Constantes a y b , para obtención de parámetros en ecuación de Van der Waals

Gas	a bar·L ² /mol ²	b L/mol	Gas	a bar·L ² /mol ²	b L/mol
Acetato de etilo	20,72	0,1412	Dodecano	69,38	0,3758
Acetileno	4,516	0,05136	1-Dodecanol	75,70	0,3750
Acetona	16,02	0,1124	Etano	5,580	0,0651
Acetonitrilo	17,81	0,1168	Etanol	12,56	0,08407
Ácido acético	17,82	0,1068	Etanotiol	11,39	0,08098
Agua (vapor)	5,536	0,03049	Etilamina	10,74	0,08409
Amoniaco	4,225	0,03707	Etileno	4,612	0,0582
Anhidrido acético	20,16	0,1263	Fenol	22,93	0,1177
Anilina	29,14	0,1486	Flúor	1,171	0,02896
Argón	1,363	0,03219	Fluorobenceno	20,19	0,1286
Benceno	18,82	0,1193	Fluorometano	4,692	0,05264
Bromo	9,75	0,0591	Fluoruro de hidrógeno	9,565	0,0739
Bromobenceno	28,94	0,1539	Fosfina	4,692	0,05156
Bromuro de hidrógeno	4,510	0,04431	Fósforo	53,6	0,157
Butano	13,89	0,1164	Freón	10,78	0,0998
1-Butanol	20,94	0,1326	Furano	12,74	0,0926
Butanona	19,97	0,1326	Germano	5,743	0,06555
Cianógeno	7,769	0,06901	Helio	0,03457	0,0237
Cianuro de hidrógeno	11,29	0,0881	Heptano	31,06	0,2049
Ciclohexano	21,92	0,1411	1-Heptanol	38,17	0,2150
Ciclopropano	8,34	0,0747	Hexafluoruro de azufre	7,857	0,0879
Cloro	6,343	0,05622	Hexano	24,71	0,1735
Clorobenceno	25,80	0,1454	1-Hexanol	31,79	0,1856
Cloroetano	11,66	0,08651	Hidrazina	8,46	0,0462
Clorometano	7,570	0,06483	Hidrógeno	0,2476	0,02661
Cloruro amónico	2,380	0,00734	Isobutano	13,32	0,1164
Cloruro de fosfonio	4,111	0,04545	Kriptón	2,349	0,03978
Cloruro de hidrógeno	3,716	0,04081	Mercurio	5,193	0,01057
Cloruro de titanio(IV)	25,47	0,1423	Metano	2,283	0,04278
Decano	52,74	0,3043	Metanol	9,649	0,06702
1-Decanol	59,51	0,3086	Metilamina	7,106	0,0588
Diborano	6,048	0,07437	Monóxido de carbono	1,472	0,03985
Dietileter	17,46	0,1333	Neón	0,8636	0,01709
Dimetileter	8,180	0,07246	Neopentano	17,17	0,1411
Dióxido de azufre	6,865	0,0568	Nitrógeno	1,408	0,03913
Dióxido de carbono	3,658	0,04267	Octano	37,88	0,2374
Dióxido de nitrógeno	5,354	0,04424	1-Octanol	44,71	0,2442
Disulfuro de carbono	11,25	0,07685	Óxido nítrico	1,358	0,02789

Gas	a bar·L ² /mol ²	b L/mol	Gas	a bar·L ² /mol ²	b L/mol
Óxido nitroso	3,852	0,04435	Tetracloruro de germanio	22,90	0,1485
Oxígeno	1,378	0,03183	Tetracloruro de silicio	20,96	0,1470
Ozono	3,570	0,0487	Tetrafluoroetileno	6,954	0,0809
Pentafluoruro de cloro	9,58	0,08204	Tetrafluorohidrazina	7,426	0,08564
Pentano	19,26	0,1449	Tetrafluorometano	4,040	0,0633
1-Pentanol	25,88	0,1568	Tetrafluorosilano	5,259	0,0724
Piridina	19,77	0,1137	Tetrafluoruro de silicio	4,251	0,05571
Pirrol	18,82	0,1049	Tetrahidrofurano	16,39	0,1082
Propano	9,39	0,0905	Tiofeno	17,21	0,1058
1-Propanol	16,26	0,1079	Tolueno	24,38	0,1463
2-Propanol	15,82	0,1109	1,1,1-Tricloroetano	20,15	0,1317
Propeno	8,442	0,0824	Triclorometano	15,34	0,1019
Radón	6,601	0,06239	Tricloruro de aluminio	42,63	0,2450
Seleniuro de hidrógeno	5,338	0,04637	Tricloruro de boro	15,60	0,1222
Silano	4,38	0,0579	Trifluorometano	5,378	0,0640
Sulfuro de dietilo	19,00	0,1214	Trifluoruro de boro	3,98	0,05443
Sulfuro de dimetilo	13,04	0,09213	Trifluoruro de fósforo	4,954	0,06510
Sulfuro de hidrógeno	4,490	0,04287	Trifluoruro de nitrógeno	3,58	0,05453
Tetraclorometano	20,01	0,1281	Trimetilamina	13,37	0,1101
Tetraclorosilano	20,96	0,1470	Xenón	4,250	0,05105
Tetracloruro de carbono	19,7483	0,1281	Yodobenceno	33,52	0,1656
Tetracloruro de estaño	27,27	0,1642	Yoduro de hidrógeno	6,309	0,0530

Para convertir 'a' en atm L²/mol² multiplicar por 0,98692 atm/bar

Para convertir 'a' en kPa L²/mol² multiplicar por 100,0 kPa/bar

Fuente: http://www.vaxasoftware.com/doc_edu/qui/vanderwaals_esp.pdf

1ª LEY DE LA TERMODINÁMICA

Variación de la energía interna, 1º Ley de la termodinámica:

$$\Delta U = Q + W$$

$$\Delta U = \Delta Q + \Delta W$$

Calor:

$$Q = C_e * m * \Delta T$$

$$Q = \frac{J}{Kg * K} * Kg * \Delta TK = J$$

$$Q = \int mCpdT$$

Energía cinética:

$$Ec = \frac{1}{2} * m * v^2 = \frac{1}{2} * Kg * \frac{m}{s^2} [=] \text{ Joules}$$

Energía potencial:

$$Ep = m * g * h = Kg * m / s * m = \text{ Joules}$$

Energía mecánica:

$$Em = Ec + Ep$$

Capacidad calorífica:

$$cp = \frac{Q}{\Delta T} = \frac{J}{mol^{\circ}C}$$

Trabajo:

$$W = -P * \Delta V = -nRT * \ln \frac{V2}{V1}$$

Dato importante:

- Q es positivo si el calor entra al sistema, y es negativo si el sistema expulsa calor.
- Trabajo positivo si se ejerce sobre el sistema y es negativo si el sistema realiza trabajo al entorno.
- Sistema adiabático el calor es cero.

Potencial eléctrico:

$$P = \frac{W}{t} = \frac{J}{seg} = Watt$$

Índice de radiación solar:

$$IRS = \frac{P}{a} = \frac{Watt}{m^2}$$

Equilibrio térmico:

$$-Q_{hot} = Q_{cold}$$

Calor total:

$$Q_t = Q_x + Q_y + Q_z + \dots + Q_n$$

Calor latente de fusión:

$$\lambda f = \frac{Q}{m} \text{ ó } Q = m(\lambda f)$$

Calor latente de vaporización:

$$\lambda_v = \frac{Q}{m} \text{ ó } Q = m(\lambda_v)$$

Calor sensible en función de la capacidad calorífica, Cp:

$$Q = \Delta H = \int mC_v dT$$

$$Q = \Delta H = \int mC_p dT$$

-- Aplicaciones especiales de la primera ley de la termodinámica en los gases: ---

1. Expansión reversible isotérmica de un gas ideal:

$$P_{ext} = P_{given}$$

$$\Delta U = \Delta H = 0$$

$$Q = -W$$

$$W = - \int_{v_1}^{v_2} P dV = -nRT * \ln \frac{V_2}{V_1} = nRT * \ln \frac{P_2}{P_1}$$

2. Expansión isotérmica isobárica de un gas ideal para procesos irreversibles:

$$\Delta U = \Delta H = 0$$

$$Q = -W$$

$$W = -P_{ext} * \Delta V =$$

$$-P_{ext} n R T \left(\frac{1}{P_2} - \frac{1}{P_1} \right)$$

3. Cambio de fase de un proceso isobárico e isotérmico:

$$Q = \Delta H$$

$$W = - \int_{V_1}^{V_2} P_{ext} * dV$$

$$W = -P_{ext} * \Delta V$$

$$\Delta U = Q + W$$

4. Expansión reversible adiabática de un gas ideal:

$$Q = 0$$

$$\Delta U = W = \int_{T_i}^{T_f} n C_v dT$$

$$\Delta H = \int_{T_i}^{T_f} n C_p dT$$

$$T_1^{\frac{C_v}{R}} * V_1 = T_2^{\frac{C_v}{R}} * V_2$$

$$P_1 * V_1^\gamma = P_2 * V_2^\gamma$$

$$\frac{T_2^{\frac{C_p}{R}}}{P_2} = \frac{T_1^{\frac{C_p}{R}}}{P_1}$$

5. Expansión isobárica adiabática de un gas ideal:

$$Q = 0$$

$$W = - \int_{V_1}^{V_2} P_{ext} * dV = -P_{ext}\Delta V$$

$$\Delta U = \int_{T_1}^{T_2} nC_v dT$$

$$\Delta H = \int_{T_1}^{T_2} nC_p dT$$

$$T_2 = T_1 - \frac{P_{ext}\Delta V}{nC_v}$$

$$T_2 = T_1 - \frac{C_v + \left(\frac{P_{ext} * R}{P_1}\right)}{C_v + \left(\frac{P_{ext} * R}{P_2}\right)}$$

<i>Gas ideal</i> <i>monoatómico:</i>		<i>Gas ideal</i> <i>diatómico:</i>	
C_p	$\frac{5}{2} * R$	C_p	$\frac{7}{2} * R$
C_v	$\frac{3}{2} * R$	C_v	$\frac{5}{2} * R$

$$C_{pm} - C_{vm} = R$$

$$\gamma = \frac{C_p}{C_v}$$

Calores específicos de gases ideales (a volumen constante)

Monoatómico

$$Cv = \frac{3}{2} R = 12.5 \frac{J}{mol.K} \quad \text{Helio } 12.5$$

Argón 12.6

Diatómico

$$Cv = \frac{5}{2} R = 20.8 \frac{J}{mol.K}$$

Nitrógeno 20.7 Oxígeno 20.8

Poliatómico

$$Cv = \frac{6}{2}$$

$$R = 24.9 \frac{J}{mol.K}$$

Ammonia (NH) 24.0

Dióxido de carbono 29.7

Calores específicos de gases ideales (a presión constante)

Monoatómico $C = \frac{5}{2} R = 20.8 \frac{J}{mol.K}$

Diatómicos $Cp = \frac{7}{2} R = 29 \frac{J}{mol.K}$

Tabla 2. Calor específico de sustancias (capacidad calorífica específica) a 25°C, 1 atm

Material	J/(kg·K)	Material	J/(kg·K)
Aceite vegetal	2000	Hielo (-10 °C a 0 °C)	2093
Agua (0 °C a 100 °C)	4186	Hierro/Acero	452
Aire	1012	Hormigón	880
Alcohol etílico	2460	Latón	380
Alcohol metílico	2549	Litio	3560
Aluminio	897	Madera	420
Amoniaco (líquido)	4700	Magnesio	1023
Arena	290	Mármol	858
Asfalto	920	Mercurio	138
Azufre	730	Metano (275 K)	2191
Benceno	1750	Níquel	440
Calcio	650	Nitrógeno	1040
Cinc	390	Oro	129
Cobre	387	Oxígeno	918
Diamante	509	Plata	236
Dióxido de carbono (gas)	839	Plomo	128
Estaño	210	Potasio	750
Etilen glicol	2200	Sodio	1230
Gasolina	2220	Tejido humano	3500
Grafito	710	Tierra (típica)	1046
Granito	790	Vapor de agua (100 °C)	2009
Helio (gas)	5300	Vidrio (típico)	837

Fuente: http://www.vaxasoftware.com/doc_edu/fis/calorespec.pdf

Tabla 3. Calor específico de líquidos y calor latente de vaporización a 25°C, 1 atm

Gas licuado	Temperatura de ebullición T_{eb} (K)	Calor específico del líquido (a T Kelvin) c_p [$\times 10^3$ J/kg. K]	Calor latente de vaporización h_v [$\times 10^5$ J/kg] (a T_{eb})
1 - Acetaldehído	293	1,383 (300)	5,7
2 - Amoniaco	240	4,609 (270)	13,7
3 - Butadieno	269	2,347 (300)	4,2
4 - Butano	273	2,514 (300)	3,9
5 - Propano	231	2,640 (260)	4,3
6 - Propileno	226	2,560 (260)	4,4
7 - Butileno	267	2,410 (285)	3,9
8 - Cloro	239	0,950 (295)	2,9
9 - Dimetilamina	280	3,100 (295)	5,9
10 - Cloruro de etilo	285	1,760 (295)	3,8
11 - Etano	184	2,490 (203)	4,9
12 - Etileno	170	2,790 (194)	4,9
13 - Óxido de etileno	284	1,990 (295)	5,8
14 - Metano	112	3,770 (139)	5,1
15 - Bromuro de metilo	277	0,838 (295)	2,5
16 - Cloruro de metilo	249	1,580 (268)	4,2
17 - Cloruro de vinilo	259	1,300 (283)	3,7
18 - Dióxido de azufre	263	1,373 (283)	4,0
19 - Bromuro de hidrógeno	204	0,490 (293)	2,1
20 - Cloruro de hidrógeno	188	0,800 (293)	4,3
21 - Fluoruro de hidrógeno	293	3,017 (290)	3,4
22 - Formaldehído	253	3,352 (293)	7,8
23 - Fosgeno	281	1,048 (-)	2,5
24 - Monóxido de carbono	83	1,420 (115)	2,2
25 - Sulfuro de hidrógeno	213	0,545 (-)	5,4
26 - Acetileno	189	2,690 (233)	6,3

Fuente:

https://www.google.com.mx/search?q=tablas+de+calor+especifico+de+solidos&rlz=1C1CHMO_enMX625MX625&espv=2&source=lnms&tbn=isch&sa=X&ved=0ahUKEwiwzuTKkNTSAhXCxrwKHeCfCEkQ_AUIBigB&biw=1366&bih=662#tbn=isch&q=tablas+de+calor+especifico&*&imgsrc=V5zq7uaRxyqdyM:

ENTALPÍA Y CALORES DE REACCIÓN

$$Q = \Delta H^\circ = nC_p\Delta T \text{ @ } P = \text{cte}$$

$$Q = \Delta H = \int mC_p dT,$$

(en un intervalo de presiones y C_p explícito en función de la temperatura)

2ª LEY DE LA TERMODINÁMICA

1. Entropía:

$$\Delta S^\circ = \frac{Q_{rev.}}{T} = \frac{-W}{T} = - \left[- \frac{nRT \ln \frac{P_2}{P_1}}{T} \right]$$

$$\Delta S^\circ = \frac{\Delta H^\circ - \Delta G^\circ}{T}$$

2. Energía libre de Gibbs:

$$\Delta G_r^\circ = \Delta G^\circ_r + RT \ln K$$

3. Energía libre de Gibbs y espontaneidad:

$$\Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T\Delta S^\circ$$

$$\Delta G^\circ \text{ reacción} = \sum n \Delta G^\circ \text{ productos} - \sum n \Delta G^\circ \text{ reactivos}$$

4. Dependencia de la energía libre de Gibbs con la temperatura.

Ecuación de Gibbs Helmholtz.
$$\left(\frac{\partial(\Delta G^\circ/T)}{\partial T}\right)P = -\frac{\Delta H^\circ}{T^2}$$

$$\frac{\Delta G^\circ_2}{T_2} - \frac{\Delta G^\circ_1}{T_1} = \frac{\Delta H^\circ}{R} \left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right)$$

5. Relación de la constante de equilibrio con la energía libre de Gibbs

$$\Delta G^\circ = -RT \ln K_p$$

Dependencia de la constante de equilibrio con la temperatura.

$$\ln \frac{K_{p2}}{K_{p1}} = \int_{T_1}^{T_2} \frac{\Delta H^\circ}{RT^2} dT$$

$$\ln \frac{K_{p2}}{K_{p1}} = \frac{\Delta H^\circ}{R} \left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right) \quad \partial \Delta H^\circ = cte$$

6. Energía libre de Gibbs y constante de equilibrio:

$$\Delta G^\circ_r = \Delta G^\circ_r + RT \ln K$$

7. Ecuación de Van't Hoff:

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

PROPIEDADES COLIGATIVAS

1. Descenso de la presión de vapor:

$$\Delta P = \tilde{x} P^0,$$

Donde:

ΔP = Disminución de la presión de vapor =

$\tilde{x}$ = fracción mol del líquido

P^0 = presión de vapor del líquido puro

2. Aumento del punto de ebullición :

$$\Delta T_{eb} = m K_{eb},$$

Donde:

$\Delta T_{eb} = T_{e_{disolución}} - T_{e_{disolvente}}^0$ = Aumento de la temperatura de ebullición

m = molalidad del soluto

K_{eb} = constante ebulloscópica, °C/molal

3. Disminución del punto de congelación :

$$\Delta T_c = m K_c$$

Donde:

$\Delta T_c = T_{c_{disolvente}} - T_{c_{disolución}}^0$ = Disminución del punto de congelación

m = molalidad del soluto

K_c = constante crioscópica, °C/molal

4. Presión Osmótica :

$$\Pi = m R T$$

Donde:

Π = Presión osmótica

m = molalidad del soluto

R = constante universal de los gases

T = Temperatura absoluta, K

EQUILIBRIO QUÍMICO

FORMAS INTEGRADAS DE LA LEY DE VELOCIDAD			
Orden	Ley de velocidad	Forma integrada	Vida media
0	$V = \frac{-d[A]}{dt} = k[A]_0 = k$	$[A] = [A]_0 - kt$	
1	$V = \frac{-d[A]}{dt} = k[A]$	$\ln \frac{[A]}{[A]_0} = -kt$	$t_{1/2} = \frac{\ln 2}{k}$
2	$V = \frac{-d[A]}{dt} = k[A]^2$	$\frac{1}{[A]} = \frac{1}{[A]_0} + kt$	$t_{1/2} = \frac{1}{[A]_0}$
3	$V = \frac{-d[A]}{dt} = k[A]^3$	$\frac{1}{[A]^2} = \frac{1}{[A]_0^2} + 2kt$	

$[A]$ = concentración del reactivo al tiempo t .

$[A]_0$ = concentración del reactivo al tiempo $t = 0$.

ECUACIÓN DE ARRHENIUS

1. Relación de la Energía de activación con la temperatura

$$k = A e^{-E_a/RT}$$

Donde:

$e^{-E_a/RT}$ = factor exponencial de Boltzman

A = choques con orientación adecuada por unidad de tiempo, cuando las concentraciones son la unidad.

$$A = Z * P$$

$$Z = \frac{8\pi RT}{\frac{m_A m_B}{m_A + m_B}} (r_A + r_B)^Z$$

2. Ecuación linealizada de Anhenius:

$$\ln k = \ln A - \left(\frac{1}{T}\right) \frac{Ea}{R}$$

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

ISOTERMAS DE ADSORCIÓN

1. Isoterma de Langmuir (linealizada)

$$\frac{m}{x} = \frac{1}{K C} + 1$$

Donde:

m: gramos de adsorbente

x: gramos adsorbidos

K: constante de Langmuir asociada con la capacidad de adsorción

C: concentración en equilibrio de la fase líquida

2. Isoterma de Freundlich (linealizada)

$$\text{Log } \frac{x}{m} = \text{Log } K + \frac{1}{n} \text{Log } C$$

m: gramos de adsorbente

x: gramos adsorbidos

K: constante de Langmuir asociada con la capacidad de adsorción

C: concentración en equilibrio de la fase líquida

1/n: intensidad de adsorción

n: factor de heterogeneidad

Agradecimientos

Jacobo Recio, José Silva y Daniela Villareal