

Química general

Número de Avogadro		6.023 10 ²³
Tabla periódica		
La tabla periódica consta de 7 filas horizontales o periodos (numerados del 1 al 7) y de 18 columnas verticales o grupos (numerados del 1 al 18)		
Propiedades atómicas periódicas	Energía de ionización	es la energía necesaria para separar un electrón de un átomo gaseoso y forman un ión. Crece de izquierda a derecha y de abajo a arriba.
	Afinidad electrónica	de un elemento es la energía interna intercambiada cuando un átomo neutro, gaseoso y en estado fundamental, capta un electrón y se convierte en un ion mononegativo. Crece de izquierda a derecha y de abajo a arriba.
	Electronegatividad	de un elemento es la capacidad relativa de un átomo de ese elemento para atraer electrones hacia sí, cuando forma parte de un enlace químico. Crece de izquierda a derecha y de abajo a arriba.
	Caracter metálico	Aumenta de derecha a izquierda y de arriba a abajo.
Enlaces		
Enlace iónico	Tiene lugar entre un metal y un no metal.	
Enlace covalente	Tiene lugar entre dos no metales.	
Enlace metálico	Tiene lugar entre los metales.	
Leyes de las combinaciones químicas		
Ley de Lavoisier o de conservación de la masa	En todas las reacciones químicas se cumple que la suma de las masas de los reactivos es igual a la suma de las masas de los productos.	
Ley de Proust o de las proporciones definidas	<ul style="list-style-type: none"> - Cuando dos o más elementos químicos se combinan para formar un determinado compuesto, lo hacen según una relación constante entre sus masas. - Cuando un determinado compuesto se separa en sus elementos, las masas de éstos se encuentran en una relación constante que es independiente de cómo se haya separado el compuesto, de si se ha obtenido en el laboratorio o de su procedencia. 	
Ley de Dalton o de las proporciones múltiples	Las cantidades de un mismo compuesto que se combinan con una cantidad fija de otro para formar varios compuestos, están en una relación de números enteros sencillos 1:1:, 2:1, 1:3, 3:1, etc.	

Ley de Gay-Lussac o de los volúmenes de combinación	(gases). Los volúmenes de las sustancias que reaccionan y los volúmenes de las que se obtienen de la reacción están en una relación de números enteros sencillos, siempre y cuando la presión y la temperatura permanezcan constantes.
---	--

Gases

Ecuación de estado de un gas ideal	$P V = n R T$ donde $R = 0.082 \text{ atm l / (mol K)}$
------------------------------------	--

	$P_1 V_1 / T_1 = P_2 V_2 / T_2 = \text{cte}$
--	--

Ley de Charles (P = cte):	$V_1 / T_1 = V_2 / T_2 = \text{cte}$
---------------------------	--------------------------------------

Ley de Boyle (T = cte):	$P_1 V_1 = P_2 V_2 = \text{cte}$
-------------------------	----------------------------------

En condiciones normales de presión ($P = 1 \text{ atm}$) y temperatura ($T = 0^\circ\text{C} = 273 \text{ K}$) un mol de un gas ocupa un volumen de 22.4 l

Ley de Dalton:	La presión de una mezcla gaseosa es igual a la suma de las presiones parciales de los gases que la componen, siendo la presión parcial de cada gas la que ejercería si ocupase, aisladamente, el volumen total de la mezcla a la misma temperatura. $P_t = P_a + P_b + \dots$
----------------	--

Difusión de gases. Ley de Graham	$v_A / v_B = (\rho_B / \rho_A)^{1/2}$ (relación entre velocidades y densidades)
----------------------------------	--

Disoluciones

Formas de expresar la concentración de una disolución

Concentración centesimal	Gramos de soluto por cada 100 gramos de disolución
--------------------------	--

Molaridad	Moles de soluto por cada litro de disolución
-----------	--

Normalidad	Equivalentes de soluto por cada litro de disolución
------------	---

Molalidad	Moles de soluto por cada kilogramos de disolvente
-----------	---

Fracción molar	Moles de soluto (o disolvente) / moles totales de la disolución (soluto + disolvente)
----------------	---

Fracción molar del soluto	$X_s = n_s / (n_s + n_d)$
---------------------------	---------------------------

Fracción molar del disolvente	$X_d = n_d / (n_s + n_d)$
-------------------------------	---------------------------

Cambios de estado	
Regla de Trouton (líquidos)	$\Delta \square H_{\text{vapor}} / T_{\text{ebull}} \cong 88 \text{ J} / (\text{mol} \cdot \text{K})$
Ecuación de Clausius - Clapeyron	$\ln (P_1 / P_2) = (\Delta \square H_{\text{vapor}} / R) (1 / T_2 - 1 / T_1)$
Energía de las reacciones químicas. Espontaneidad	
$\Delta H = \Sigma H_f^\circ (\text{productos}) - \Sigma H_f^\circ (\text{reactivos})$	
$\Delta H = Q_p$ (variación de entalpía = calor a presión constante)	
$\Delta U = Q_v$ (variación de energía interna = calor a volumen constante)	
$\Delta U + P \Delta V = \Delta H$	donde $P \Delta V = \Delta n R T$
	siendo $R = 2 \text{ cal} / (\text{mol K})$
$\Delta G = \Delta H - T \Delta S$	Si $\Delta G < 0$: espontáneo hacia la derecha Si $\Delta G = 0$: equilibrio Si $\Delta G > 0$: espontáneo hacia la izquierda
Equilibrio químico	
$a A (g) + b B (g) <====> c C (g) + d D (g)$	
Constante de equilibrio	$K_c = [C]^c [D]^d / \{ [A]^a [B]^b \}$
$K_p = [P_c]^c [P_d]^d / \{ [P_a]^a [P_b]^b \}$	$K_x = [X_a]^a [X_b]^b / \{ [X_c]^c [X_d]^d \}$
Relación entre las constantes	$K_p = K_c (R T)^{\Delta n}$
	$K_p = K_x (P)^{\Delta n}$
Relación entre la presión parcial y la fracción molar	$P_a = P_i X_a$ donde P_a es la presión parcial del componente A, P_i la presión total y X_a su fracción molar $X_a = n_a / n_i$
Coeficiente α de (disociación, ionización, hidrólisis...)	Es la fracción de <u>1 mol</u> que se transforma (disocia, ioniza, hidroliza...)
Principio de Le Chatelier	Si en un fenómeno natural interviene una causa externa que trata de modificarlo, el sistema tiende a oponerse a esta causa externa.
- Si aumentamos la concentración de uno de los reactivos, el equilibrio tiende a desplazarse hacia la derecha.	
- Un aumento de presión desplaza el equilibrio hacia el sentido que suponga un menor número de moléculas.	
- Una disminución de la presión desplaza el equilibrio en el sentido en que haya mayor número de	

moléculas.

- En un equilibrio puesto en forma exotérmica hacia la derecha ($\Delta H < 0$), un enfriamiento favorece la formación en el sentido exotérmico hacia la derecha.
- Calentando el sistema se favorece un cambio en el sentido endotérmico (hacia la izquierda).

Los catalizadores no alteran los equilibrios químicos, pero sí aumentan la velocidad con la que se alcanza el equilibrio.

Reacciones de transferencia de protones

pH = - log [H ⁺]	pOH = - log [OH ⁻]
Producto iónico del agua	$K_w = 10^{-14}$ pH + pOH = 14
pH < 7 pH > 7 pH = 7	Ácido Básico Neutro
Teoría de Arrhenius	Ácido es una sustancia que en disolución acuosa cede protones H ⁺ Bases es una sustancia que en disolución acuosa origina iones hidroxilo OH ⁻
Teoría de Brønsted-Lowry	Ácidos son sustancias que ceden protones y bases son las que los aceptan.
Teoría de Lewis	Ácido es una sustancia que puede aceptar o compartir un par de electrones para formar un enlace covalente coordinado. Base es una sustancia que puede ceder o compartir un par de electrones para formar un enlace covalente coordinado.

Reacciones de transferencia de electrones

$\Delta G = - R T \ln K$	$E = Q \Delta \square F = n F \Delta \square E$
Leyes de Faraday	Para depositar un equivalente - gramo (peso atómico / valencia) se requieren 96500 C
Ecuación de Nernst	$\Delta \square E = \Delta \square E^\circ - (0.059 / n) \log K$

Algunos compuestos químicos y sus pesos atómicos

Glucosa	C ₆ H ₁₂ O ₆	180 gr / mol
Urea	C O (N H ₂) ₂	60 gr / mol
Sacarosa	C ₁₂ H ₂₂ O ₁₁	342 gr / mol
Ácido acetyl salicílico	C ₇ H ₆ O ₃	138 gr / mol

Unidades	
Electrovoltio	$1 \text{ eV} = 1.6 \cdot 10^{-19} \text{ J}$
1 atm	101293 Pa
Constante de los gases ideales	$R = 0.082 \text{ atm l / (mol K)} = 8.314 \text{ J / (mol K)} \cong 2 \text{ cal / (mol K)}$

® Academia Minas C.B. Todos los derechos Reservados

Academia Minas