

Estos no pretenden ser unos apuntes de teoría, son solamente un resumen concentrado para PAU; en química no todo se plasma en fórmulas/ecuaciones, por lo que se citan conceptos e incluyen algunos diagramas. Por eso los llamo aPAUntes ... Para algo más allá de preparar PAU ver apuntes en www.fiquipedia.es. Está resumido para que todas las fórmulas habituales en problemas PAU no ocupen más de 2 caras de folio.

0. Conceptos previos a 2º Bachillerato

0.1 Estequiometría

Conceptos: concentración (% masa, % vol, molaridad, molalidad), pureza, rendimiento, ...

1 mol = N_A partículas elementales,

$N_A = 6,02214 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$

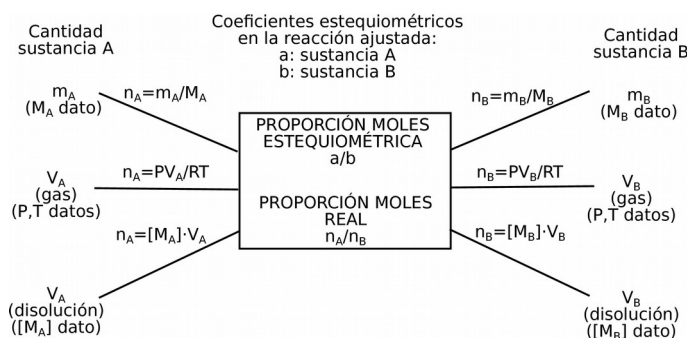
Masa molar: $n = m/M$

Ley Gases Ideales: $PV = nRT$

$R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$

Fracción molar, $\chi_i = \frac{n_i}{n_T}$, $\sum \chi_i = 1$

Presión parcial $P_i = \chi_i P_T$, $P_i V = n_i RT$, $\sum P_i = P_T$



0.2 Formulación inorgánica (IUPAC 2005, Madrid la pide en PAU desde 2012)

Binarios (sistemática, Stock, tradicional), hidróxidos, oxácidos (sistemática hidrógeno y tradicional), oxisales

0.3 Formulación orgánica (IUPAC 1993, Madrid la pide en PAU desde 2012)

Tres elementos: **raíz** que indica el número de carbonos de la cadena principal, **grupos funcionales** que se indican como sufijos o prefijos según el caso, y **localizadores** que indican las posiciones de los grupos funcionales cuando hay ambigüedad. La nomenclatura incluye criterios para elegir la cadena principal, prioridades entre grupos funcionales (asociado a compuestos polifuncionales) y criterios para usar y en qué orden prefijos o sufijos, e isomería (estructural (cadena, posición, función), espacial (cis-trans, óptica)).

1. Estructura atómica y clasificación periódica de los elementos

$$\frac{1}{\lambda} = R \left(\frac{1}{n_i^2} - \frac{1}{n_j^2} \right); n_i < n_j \quad \text{Cte de Rydberg: } R = 1,097 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1}$$

$$f = c/\lambda; R' = c \cdot R = 3,29 \cdot 10^{15} \text{ Hz}; \quad f = R' \left(\frac{1}{n_i^2} - \frac{1}{n_j^2} \right) \quad E = hf;$$

$$R'' = hc \cdot R = 2,18 \cdot 10^{-18} \text{ J} = 13,6 \text{ eV} \quad E = R'' \left(\frac{1}{n_i^2} - \frac{1}{n_j^2} \right)$$

$E = hf$; $h = 6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}$; $1 \text{ eV} = 1,60 \cdot 10^{-19} \text{ J}$

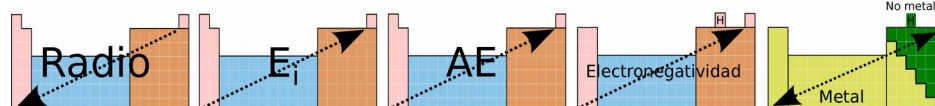
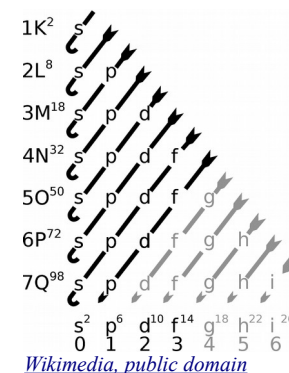
Efecto fotoeléctrico: $hf = W_0 + \frac{1}{2} m v_{\text{máx}}^2$;

Nombres orbitales: s ($l=0$), p ($l=1$), d ($l=2$), f ($l=3$)

Principios: construcción, exclusión Pauli, multiplicidad Hund

n_i	Serie	Si $n_j \rightarrow \infty$, λ tiende a
1	Lyman	91,13 nm (UV)
2	Balmer	364,51 nm (Visible)
3	Paschen	820,14 nm (IR)
4	Brackett	1458,03 nm (IR)
5	Pfund	2278,17 nm (IR)
6	Humphreys	3280,56 nm (IR)

Nº	Descripción Nº cuántico	Significado	Valores
n	principal	Tamaño del orbital	1,2,3,...
l	secundario	Forma del orbital	0, ..., n-1
m	magnético	Orientación del orbital	-1, ..., 0, ..., +1
s	Spin	Momento angular intrínseco e^-	+1/2 y -1/2



2. Enlace químico y propiedades sustancias

Tipos de enlaces: iónico, covalente, metálico

Energía de red, ciclo de Borh-Haber $\Delta H_f = E_s + E_i + 1/2 E_d + AE + U$

Propiedades sustancias según tipo de enlace.

Estructuras de Lewis, polaridad, geometría molecular (TRPECV e hibridación)

Fuerzas intermoleculares: puente de hidrógeno, Van Der Waals (dipolo perm-perm, perm-induc, inst-induc)

$$U = \frac{-N_A Z^+ Z^- e^2}{4 \pi \epsilon_0 d_0} M \left(1 - \frac{1}{n} \right)$$



3. Transformaciones energéticas y espontaneidad reacciones

Conceptos: sist. termodinámico, estado, energía interna U, temperatura (°C, K), 1 cal = 4,18 J
 Primer principio $\Delta U = Q + W$. Convenio signos IUPAC,

Entalpía $H = U + PV$; Entalpía de formación ΔH_f , combustión ΔH_c , reacción ΔH_r , estándar H°

Ley de Hess, cálculo de ΔH_r a partir de las entalpías de formación, diagramas entalpía

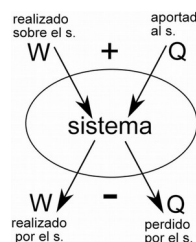
Si $H_{\text{productos}} > H_{\text{reactivos}}$, $\Delta H > 0$, hay que aportar energía, y es una reacción endotérmica.

Si $H_{\text{productos}} < H_{\text{reactivos}}$, $\Delta H < 0$, se libera energía, y es una reacción exotérmica.

$$\Delta H_r^\circ = \sum p_i \Delta H_f^\circ(\text{Producto}_i) - \sum r_i \Delta H_f^\circ(\text{Reactivo}_i) \quad \Delta H_r = \sum E_{\text{enlaces rotos}} - \sum E_{\text{enlaces formados}}$$

Segundo principio y entropía $\left(\frac{dS}{dt}\right)_{\text{sistema aislado}} \geq 0$ Espontaneidad implica $\Delta G < 0$.

$$\text{Energía de Gibbs: } \Delta G = \Delta H - T\Delta S \quad \Delta G_r^\circ = \sum p_i \Delta G_f^\circ(\text{Producto}_i) - \sum r_i \Delta G_f^\circ(\text{Reactivo}_i)$$



4. Cinética y equilibrio

Ecuación de velocidad en reacción general $aA + bB \rightleftharpoons cC + dD$: $v = k[A]^\alpha[B]^\beta$

k = constante de velocidad o constante cinética.

Ley/ecuación de Arrhenius. $k = A e^{-\frac{E_a}{RT}}$

E_a = Energía activación; A = Constante que depende de frecuencia y orientación colisiones.

$\alpha + \beta$ = orden (total) de reacción. α y β = orden parcial de reacción respecto de A y B respectivamente.

K_c , K_p , K_x constantes de equilibrio de concentración, presión y fracción molar.

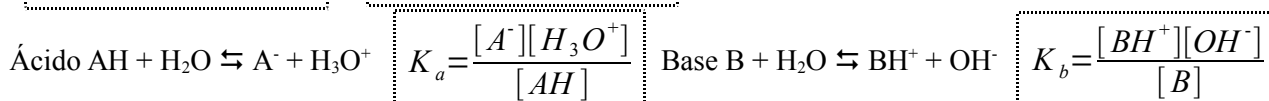
$$K_c = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b} \quad K_c = \frac{k_+}{k_-} \quad K_p = \frac{P_C^c \cdot P_D^d}{P_A^a \cdot P_B^b} \quad K_x = \frac{\chi_C^c \cdot \chi_D^d}{\chi_A^a \cdot \chi_B^b} \quad K_p = K_c \cdot (RT)^{\Delta n} \quad K_p = K_x \cdot P^{\Delta n}$$

α = grado de disociación. $\alpha = x/n_0$. Solubilidad $K_{ps} = [C^{n+}]^m \cdot [A^{m-}]^n = (ms)^m \cdot (ns)^n$

5. Ácidos y bases

Teorías Arrhenius, Brønsted-Lowry $[OH^-][H_3O^+] = 10^{-14}$ $pH + pOH = 14$

$$pH = -\log([H_3O^+]) \quad pOH = -\log([OH^-]) \quad pH = 7 \text{ neutra, } pH < 7 \text{ ácida, } pH > 7 \text{ básica}$$



$pK_a = -\log(K_a)$. $pK_b = -\log(K_b)$. Ácidos y bases conjugadas $K_a \cdot K_b = K_w$

Ácidos muy fuertes: $HClO_4$, HI, HBr, HCl, HNO_3 , H_2SO_4 . Bases muy fuertes: NaOH, KOH

Reacciones de neutralización, volumetrías. $N_a \cdot V_a = N_b \cdot V_b$. Hidrólisis

6. Electroquímica

Estado oxidación, Oxidante₁ + Reductor₂ \leftrightarrow Reductor₁ + Oxidante₂,
 ajuste reacciones red-ox por el método del ion-electrón, medio ácido y básico, celdas electroquímicas, potencial normal de reducción, escala de oxidantes y reductores

$E^\circ_{\text{pila}} = E^\circ_{\text{cátodo}} - E^\circ_{\text{ánodo}}$, espontaneidad si $E_{\text{pila}} > 0$

1 F = $N_A e^- \approx 96500$ C/mol.

Leyes electrolisis, o cálculos con moles de electrones $I = Q/t$, $m = E \cdot Q = E \cdot I \cdot t$ $\frac{m}{M/n} = \frac{I \cdot t}{F}$

7. Química del carbono

Conceptos: sustrato, atacante, productos mayoritarios y minoritarios, efecto inductivo y mesómero

$$n^\circ \text{ insaturaciones} = C + 1 - \frac{H}{2} - \frac{X}{2} + \frac{N}{2}$$

Tipos reacciones: sustitución, eliminación, adición, oxidación-reducción, condensación, hidrólisis

Saytzeff: cuando se pueden formar dos o más olefinas en una reacción de eliminación, es mayoritaria la olefina en la que se elimina el H del C con menor número de H

Markovnikov: en una adición de una molécula polar a un alqueno o alquino, la parte más electronegativa (nucleofílica) de la molécula se adiciona al C con el menor número de H

Tipos reacciones polimerización: condensación y adición.

Ejemplos de polímeros: poliamidas (nylon, kevlar), poliésteres (PET), poliuretano, poliolefinas (polietileno), polivinilos halogenados (teflón)

