

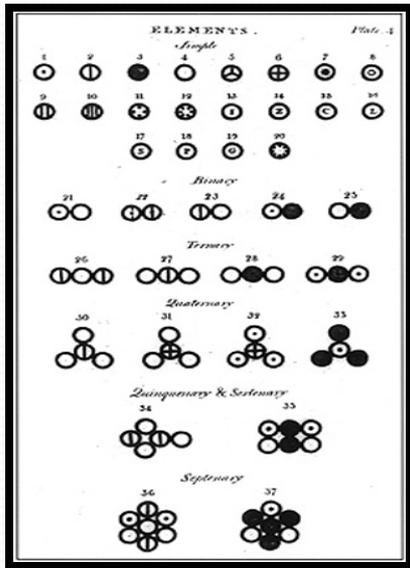
Tutoría N°2

Propiedades periódicas, estequiometría, disoluciones,
propiedades coligativas, equilibrio químico,
nomenclatura inorgánica, pH

Sistema periódico, propiedades

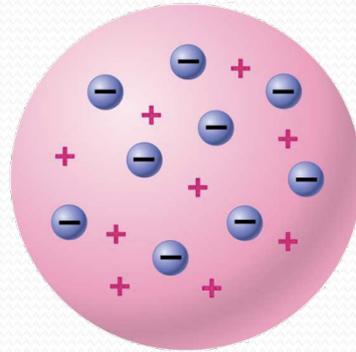
Postulados fundamentales: Dalton, Thompson, Rutherford, Bohr, Schroedinger

Dalton



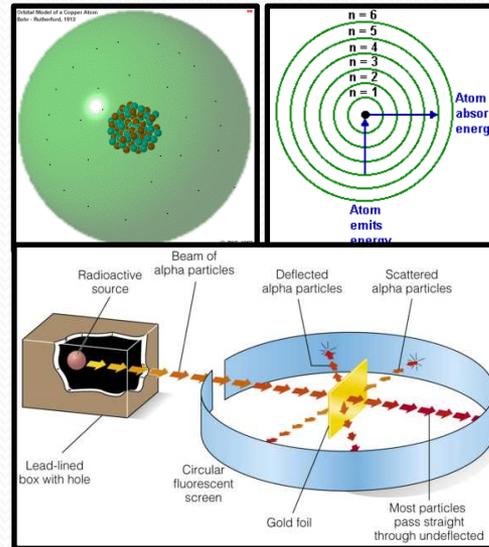
- Elementos están formados por pequeñas partículas indivisibles
- átomos de un elemento con similares características y masa.
- átomos simples y átomos compuestos (moléculas).

Thompson



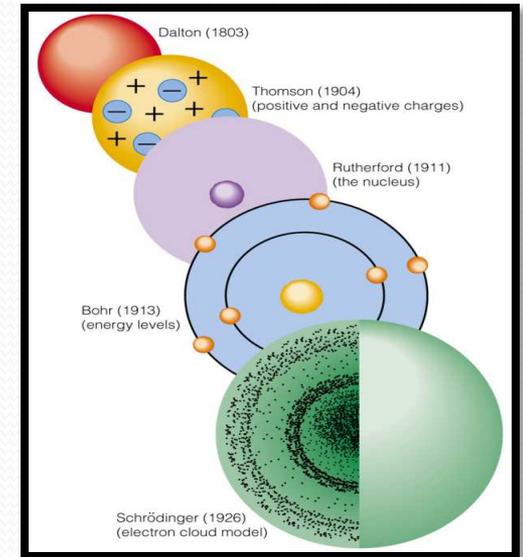
- Átomos = divisibles.
- Constituidos por corpúsculos móviles (electrones) rodeados por esfera de carga positiva.

Rutherford-Bohr



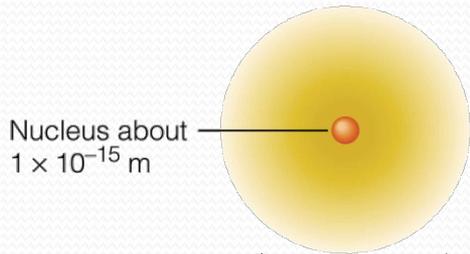
- El átomo compuesto principalmente de espacio vacío.
- Los electrones están orbitando alrededor de una estructura central de carga positiva (núcleo).
- Electrones se mueven en orbitas definidas.

Schroedinger



- Energía presente en los electrones los lleva a comportarse como ondas.
- Los electrones se mueven alrededor del núcleo en zonas de mayor probabilidad.

Sistema periódico, propiedades



Aniones (-)

Cationes (+)



Número Másico (**A**):

- Suma de protones y neutrones del átomo.
- Indica la masa del átomo

Número Atómico (**Z**):

- Número de protones del átomo.
- Indica el elemento al que pertenece el átomo.

Sistema periódico, propiedades



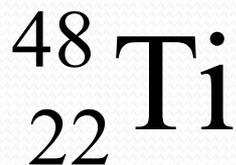
Protones	Neutrones	Electrones
12	12	10



Protones	Neutrones	Electrones
35	44	36



Protones	Neutrones	Electrones
8	8	10



Protones	Neutrones	Electrones
22	26	22

Sistema periódico, propiedades

ISÓBAROS

- Átomos de distinto elemento, pero con similar masa.
- N° de protones difiere entre átomos.

ISÓTOPOS

- Átomos de igual elemento, pero con distinta masa.
- N° de protones se mantiene.

ISÓTONOS

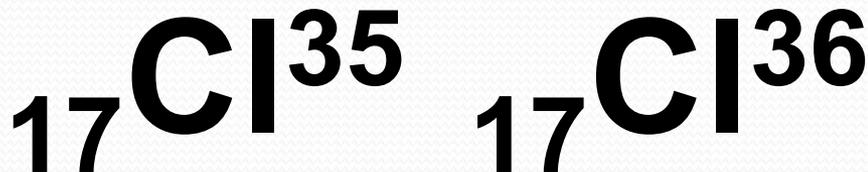
- Átomos de distinto elemento y con distinta masa.
- N° de protones difiere entre átomos.
- N° de neutrones se mantiene.

Sistema periódico, propiedades

ISÓBAROS



ISÓTOPOS



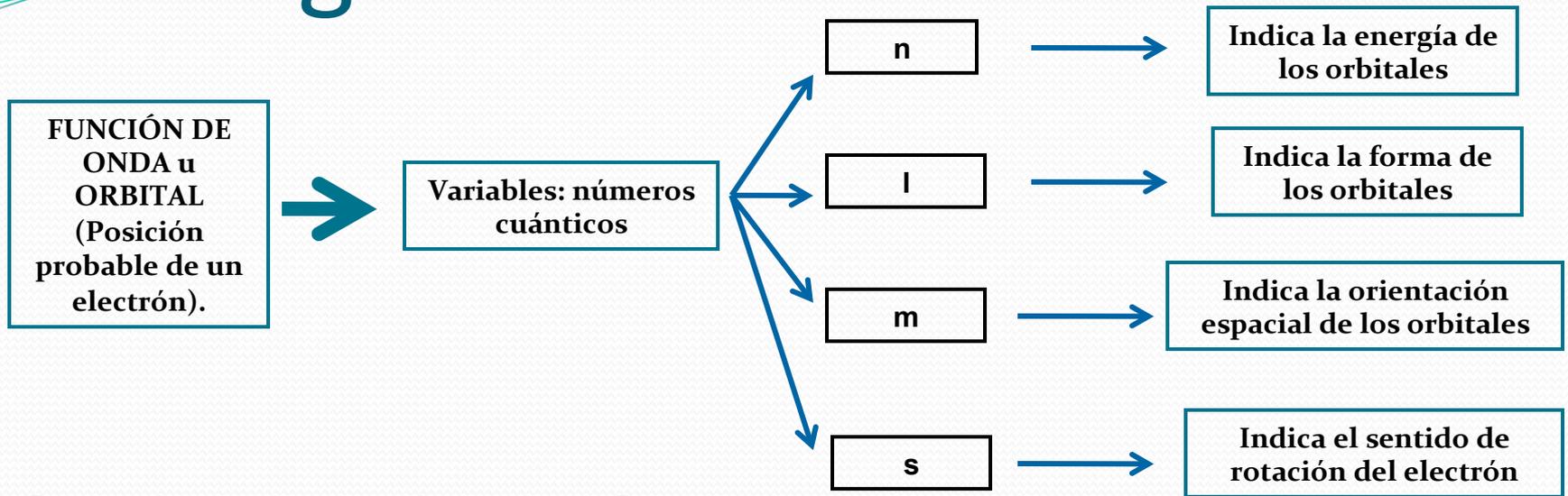
ISÓTONOS





Ejercicios

Configuración electrónica



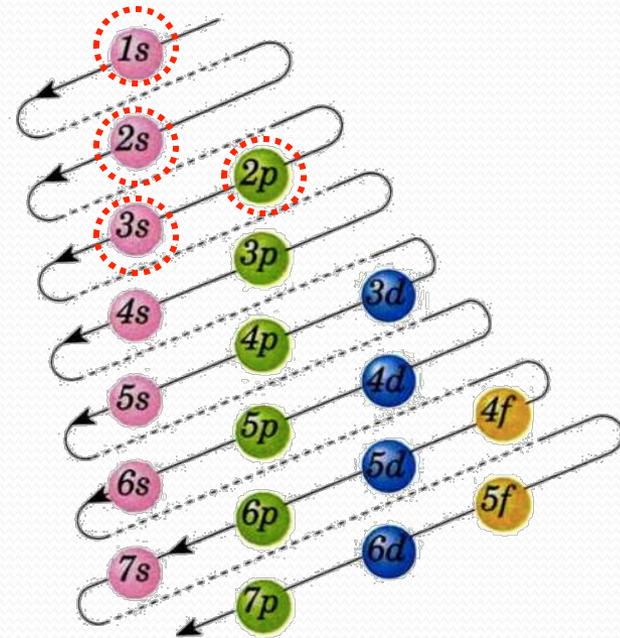
Orbital tipo	Valor l	Nº orbitales (2l + 1)	Nº e
s	0	1	2
p	1	3	6
d	2	5	10
f	3	7	14

Configuración electrónica

Configuración electrónica
para 11 electrones

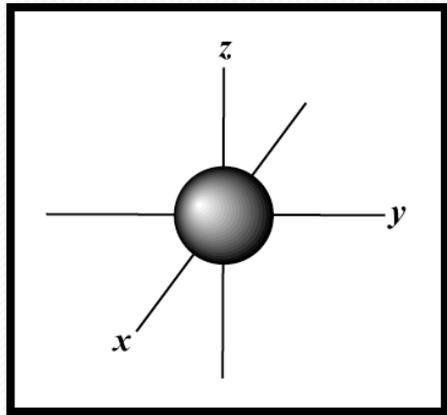


Números cuánticos
 $n = 3 \quad l = 0 \quad m = 0 \quad s = \pm 1/2$

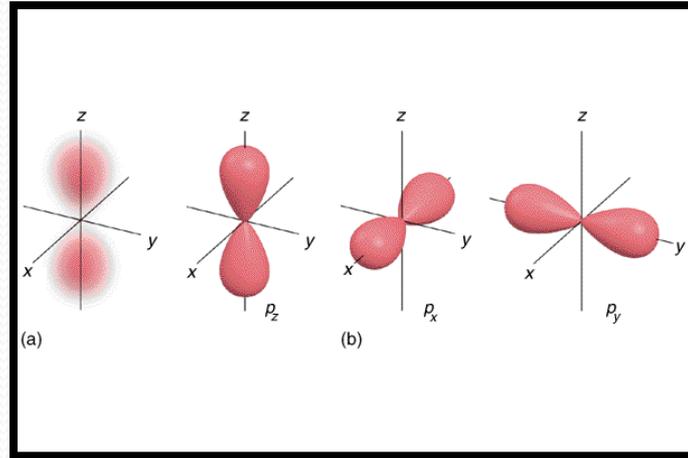


Esquema de llenado de los orbitales atómicos.

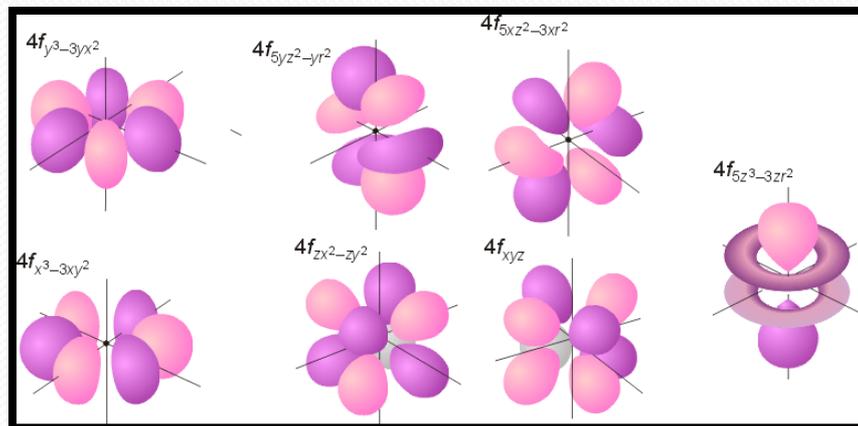
Configuración electrónica



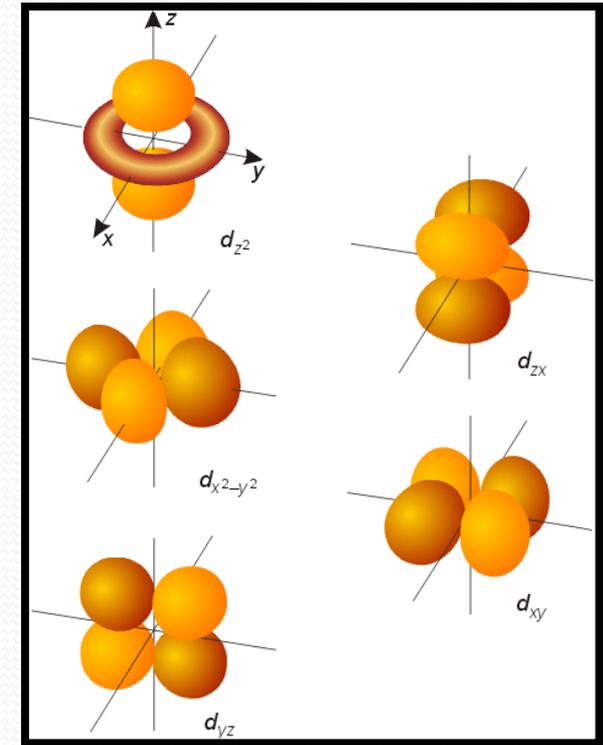
Orbital s



Orbital p



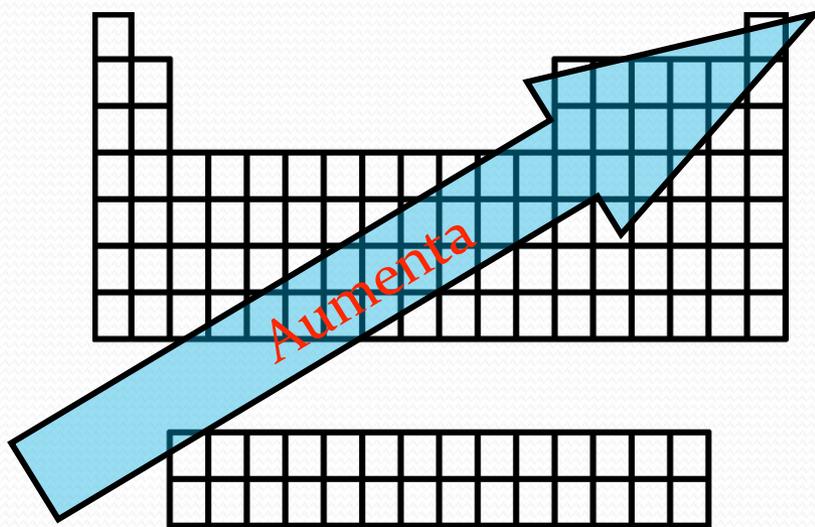
Orbital f



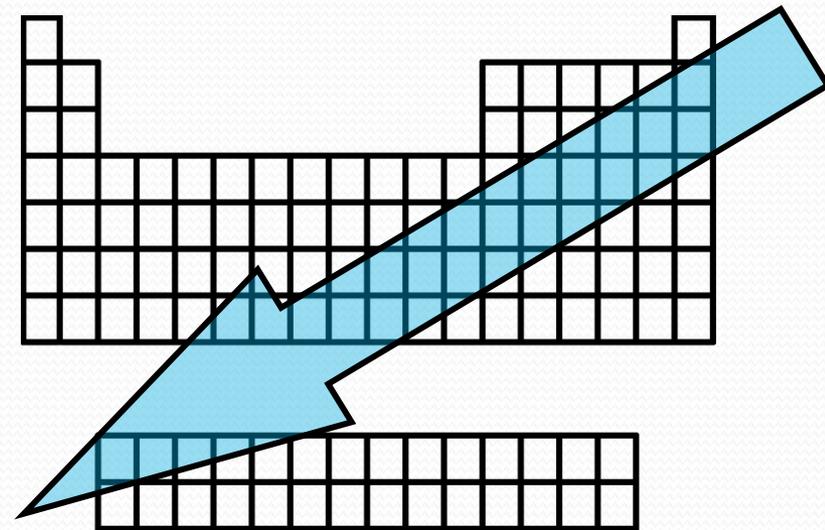
Orbital d

Propiedades periódicas

- Radio Atómico.
- Volumen Atómico (d.p. a radio atómico; carga influye)
- Potencial de Ionización (energía mínima requerida para separar un electrón de un átomo o molécula específica).
- Electroafinidad (Cantidad de energía liberada cuando se agrega un electrón al átomo).
- Electronegatividad.



Electronegatividad, potencial ionización



Radio y volumen atómico,



Ejercicios

Estequiometría



Conceptos: Elemento, molécula, fórmula, compuesto
 Reactantes, productos, sentido y constante de equilibrio

Equilibrio de ecuaciones químicas

Estequiometría



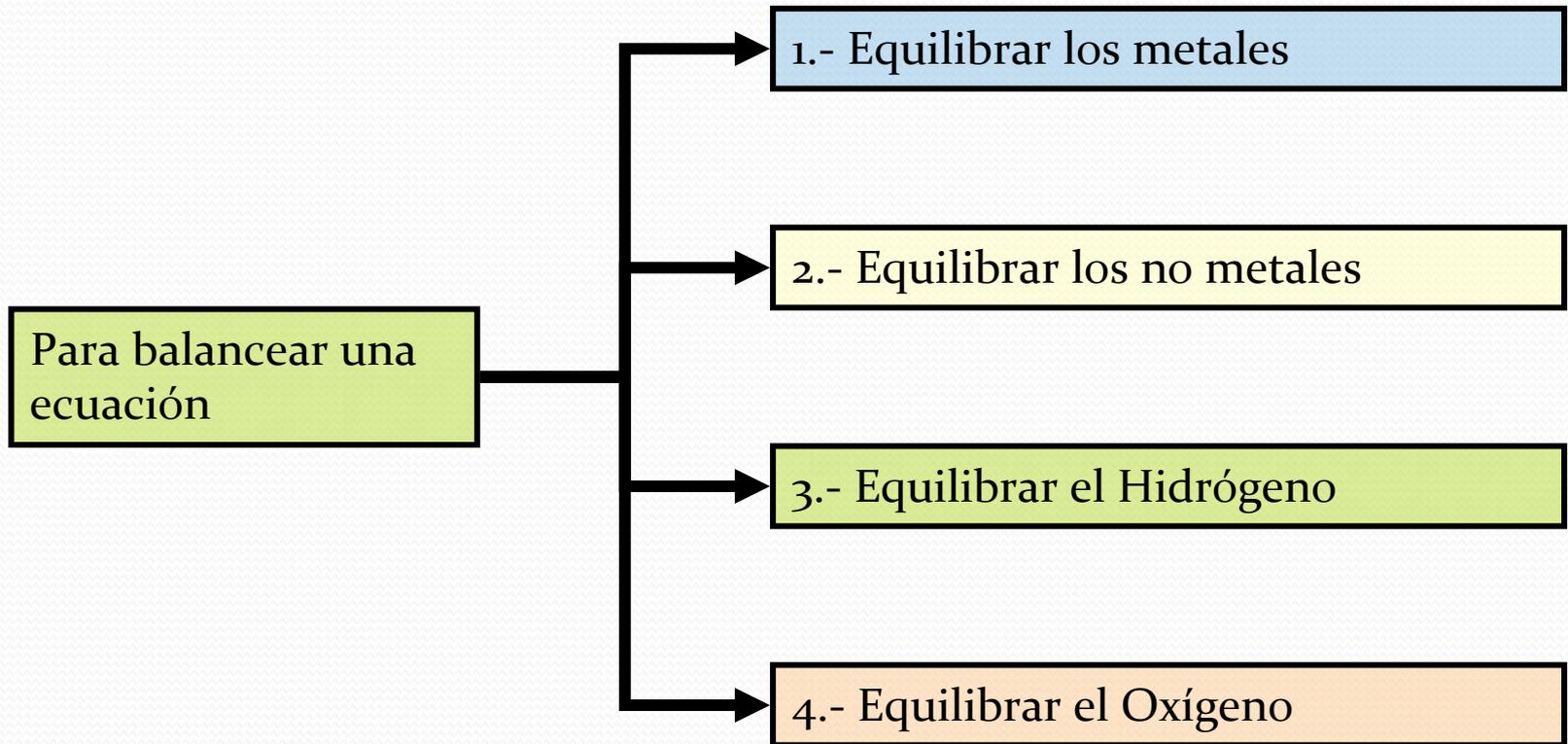
Coeficiente Atómico

- Indica número de átomos del elemento.
- Número entero.
- Invariable para la molécula.

Coeficiente Estequiométrico

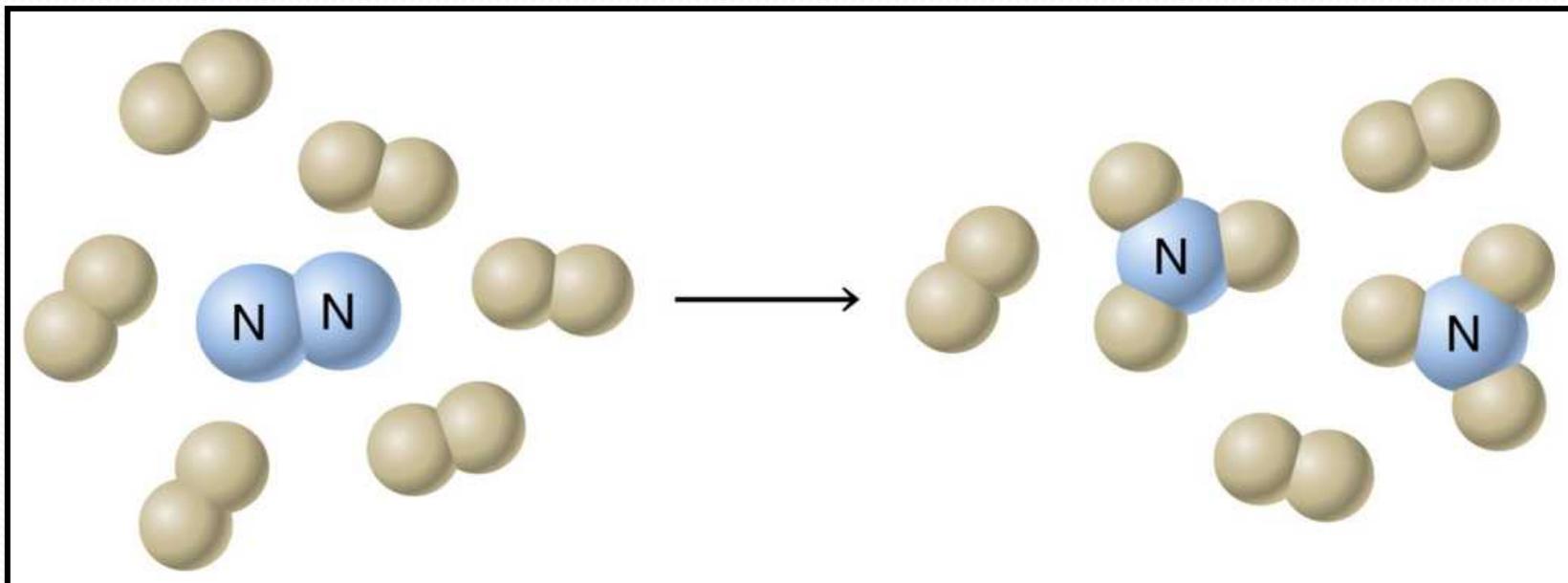
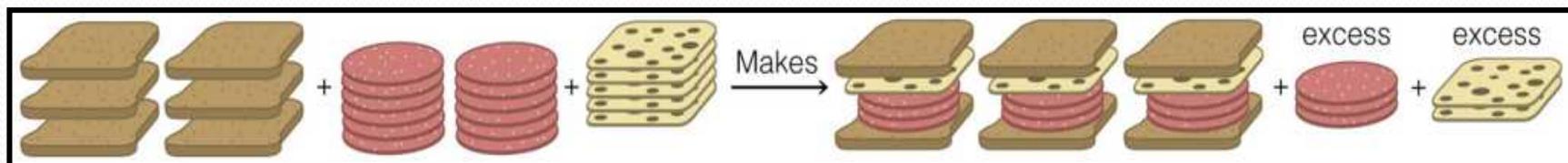
- Indica número de moléculas.
- Número entero.
- Varía de acuerdo a la cantidad de sustancia involucrada.

Estequiometría



Estequiometría

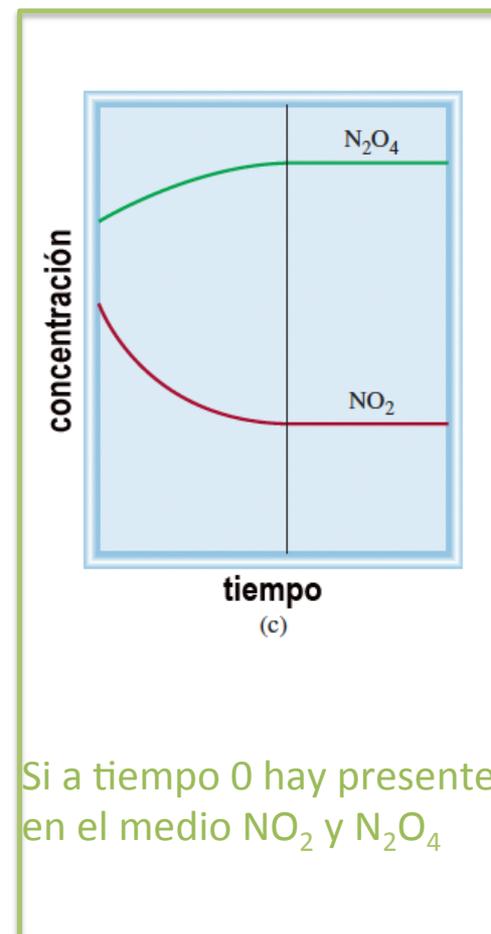
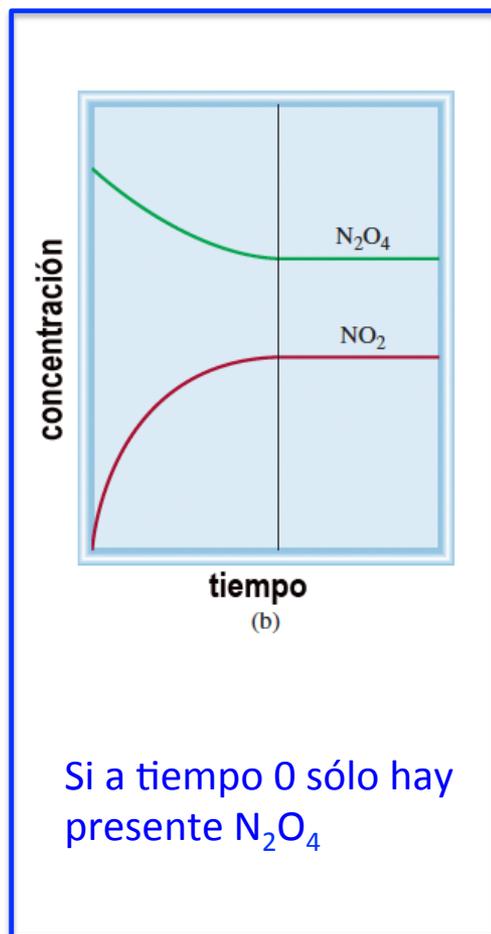
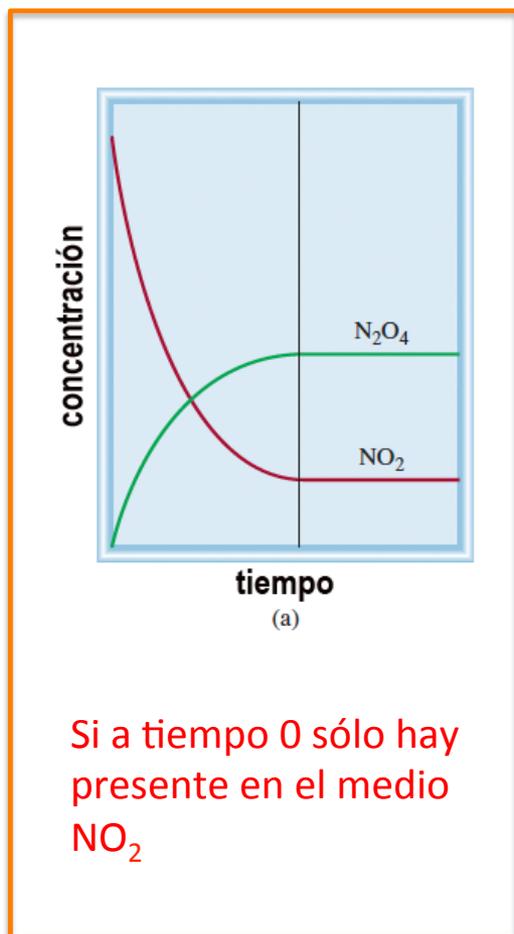
Reactivo límite





Ejercicios

Equilibrio químico y cinética



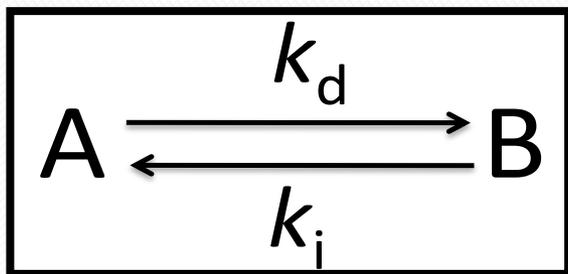
Equilibrio químico

El sistema $\text{NO}_2\text{-N}_2\text{O}_4$ a 25°C						
Concentración Inicial (M)		Concentración en el equilibrio (M)		Razón de Concentraciones en el Equilibrio		
$[\text{NO}_2]$	$[\text{N}_2\text{O}_4]$	$[\text{NO}_2]$	$[\text{N}_2\text{O}_4]$	$\frac{[\text{NO}_2]}{[\text{N}_2\text{O}_4]}$	$\frac{[\text{NO}_2]^2}{[\text{N}_2\text{O}_4]}$	
0.000	0.670	0.0547	0.643	0.0851	4.65×10^{-3}	
0.0500	0.446	0.0457	0.448	0.102	4.66×10^{-3}	
0.0300	0.500	0.0475	0.491	0.0967	4.60×10^{-3}	
0.0400	0.600	0.0523	0.594	0.0880	4.60×10^{-3}	
0.200	0.000	0.0204	0.0898	0.227	4.63×10^{-3}	

Equilibrio químico



Ley de acción de masas (V D.P. A concentración reactivos)



$$V_d = k_d[A]$$

$$V_i = k_i[B]$$

$$V_d = V_i$$

$$k_d[A] = k_i[B]$$

$$K_{eq} = [B]/[A]$$

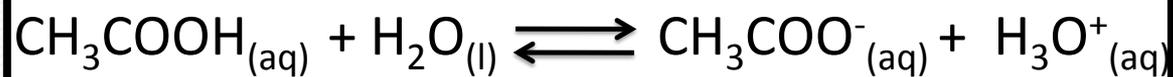
$$= K_{eq} = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$$

Equilibrio químico

- En equilibrio: $V_1=V_2$ y a cierta T° = equilibrio químico (K_c)
- $K_{eq} \gg 1$ = Productos favorecidos $K_{eq} \ll 1$ = Reactantes favorecidos
- Le Chatelier
- Ojo: de acuerdo a la
- Información dada:

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

$$K_p = \frac{P_C^c P_D^d \dots}{P_A^a P_B^b \dots}$$



$$K_{eq} = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$



$$K_c = [\text{CO}_2]$$

Equilibrio químico

- Relación entre K_c y K_p

$$PV = nRT$$

$$P = \frac{n}{v}RT$$

$$P = CRT$$

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

- Solo si son gases:

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

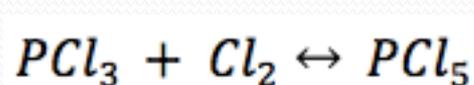
$$K_p = K_c (RT)^{\Delta n}$$

$$K_c = K_p (RT)^{-\Delta n}$$

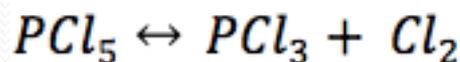
Equilibrio químico

1. Manipulación de ecuaciones de equilibrio

2. a) Cambiando dirección de equilibrio = K_c' es recíproco de K_c



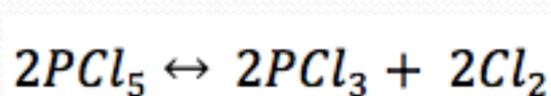
$$K_c = \frac{[PCl_5]}{[PCl_3][Cl_2]}$$



$$K_c' = \frac{[PCl_3][Cl_2]}{[PCl_5]}$$

$$K_c' = 1/K_c$$

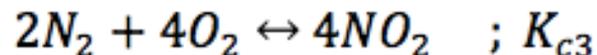
- b) Multiplicación de coeficientes: (Ley de acción de masas) = K se eleva a un factor



$$K_c = \frac{[PCl_5]^2}{[PCl_3]^2[Cl_2]^2}$$

$$K_c = K_c^2$$

- c) Sumando reacciones en equilibrio = K respectivas se multiplican

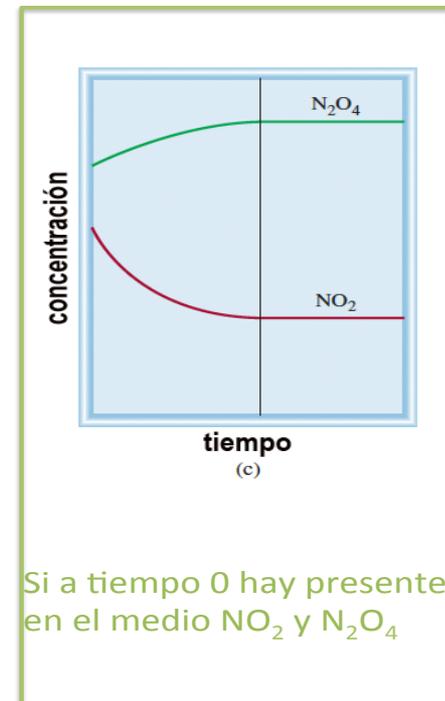
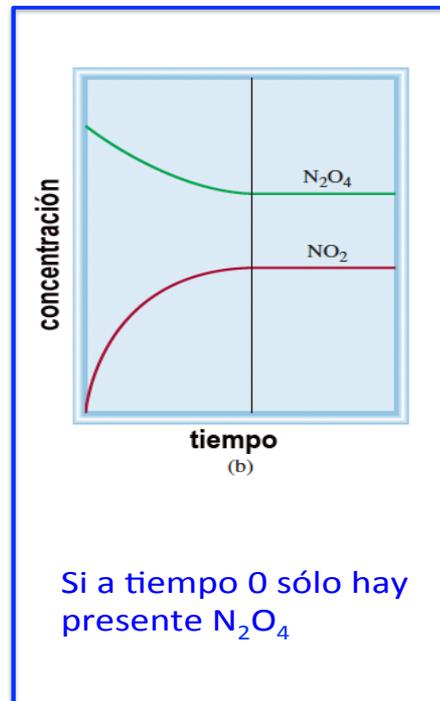
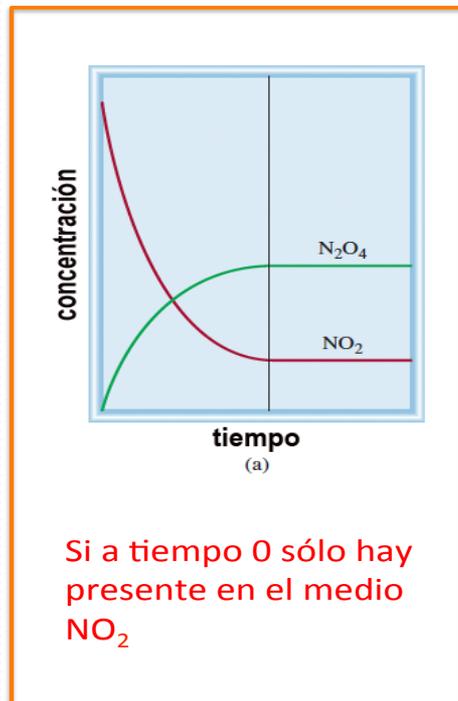


$$K_{c3} = K_{c1} \cdot K_{c2}$$

Equilibrio químico

2. Extensión de una reacción

- $K > 10^3$ = equilibrio favorece productos. $K < 10^{-3}$ = equilibrio favorece reactantes
- K entre $[10^{-3} - 10^3]$ no favorece ni productos ni reactantes.

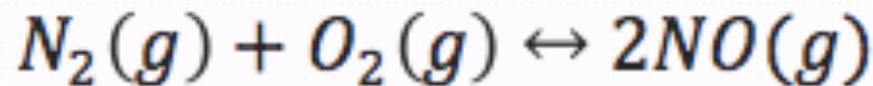


Equilibrio químico

3. Dirección de la reacción

- Cuociente Q define dirección igual que K_c pero en *cualquier momento de la reacción*. Se compara con respecto a K_c . ($Q < K$ tendencia a productos, $Q = K$ equilibrio)

En la reacción indicada $K_c = 0,06$ y en un momento dado hay $N_2 = 0,3M$; $O_2 = 0,2M$ y $NO_2 = 0,1M$ ¿La reacción ha alcanzado el equilibrio?

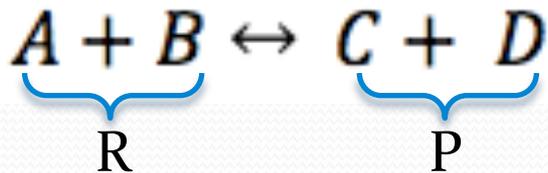


$$Q = \frac{[NO_2]^2}{[N_2][O_2]^2} = \frac{[0,1]^2}{[0,3][0,2]^2} = 0,83 > K_c$$

Equilibrio químico

4. Principio de Le Chatelier

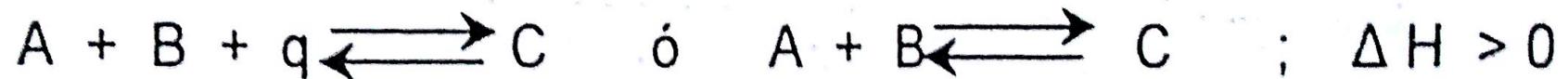
- a) **Cambios de concentración** de alguna especie provoca desplazamiento de la reacción a fin de mantener K



Al aumentar [R]: desplazamiento hacia productos.
Al aumentar [P]: desplazamiento hacia reactantes.
Al disminuir [P]: Desplazamiento hacia productos.
Al disminuir [R]: Desplazamiento hacia reactantes.

b) Cambios de temperatura

- Contenido calórico se considera como un reactivo más. Hay que analizar si la reacción es endo/exotérmica.
- Reacción endotérmica (necesita energía):*



- Al aumentar temperatura = desplazamiento hacia productos (->)
- Al disminuir temperatura = desplazamiento hacia reactantes (<-)

Equilibrio químico

- *Reacción exotérmica (libera energía):*



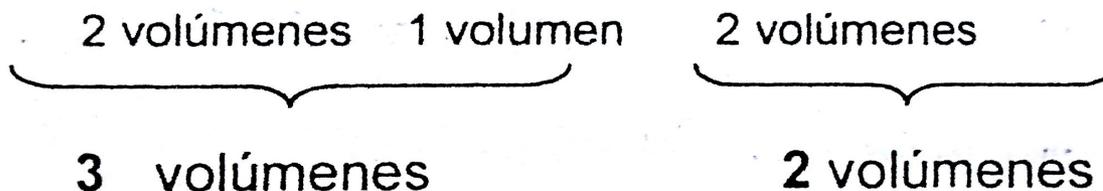
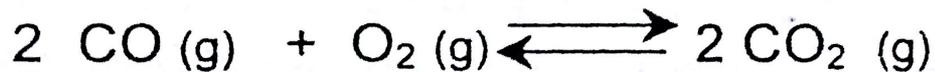
- Al aumentar temperatura = desplazamiento hacia reactantes(->)
- Al disminuir temperatura = desplazamiento hacia productos(<-)

c) Adición de catalizador

- Aumenta velocidad de reacción pero **no influye en valor de K**. Disminuye energía de activación y se logra antes del equilibrio.

d) Cambios en presión

- Al aumentar presión externa el equilibrio se desplaza en dirección del volumen mas pequeño y viceversa, solo en sistemas gaseosos (expansión y contracción).

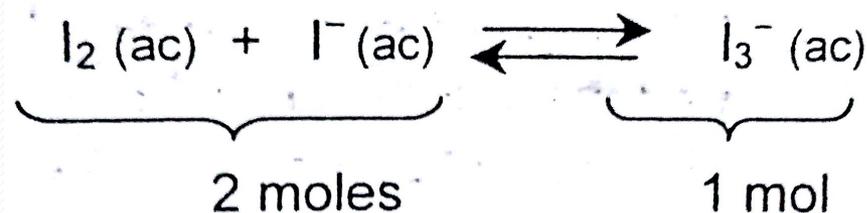


Desplazamiento
hacia formación de
CO₂ dado menos
volúmenes

Equilibrio químico

d) Cambios en volumen

- Un aumento de volumen favorece la reacción en que el número de moles es mayor



Si se agrega H_2O aumenta el volumen y por tanto el equilibrio se desplaza a reactantes

4. Cálculo de equilibrio

Esquema:

Ejemplo:

Ecuación igualada	$A + 2B \rightleftharpoons 2C + 3D$
Estado inicial (EI)	a b 0 0
Cambio (Δ)	-x -2x 2x 3x
Estado Equilibrio (EE)	(a-x) (b-2x) (2x) (3x)

(hay que tener presente que $EE = EI + \Delta$)

$$K_c = \frac{[C]^2 [D]^3}{[A] [B]^2} \quad \text{entonces } K_c = \frac{(2x)^2 (3x)^3}{(a-x) (b-2x)^2}$$

(muchas veces se obtienen ecuaciones cuadráticas, cúbicas, etc.)

Equilibrio químico

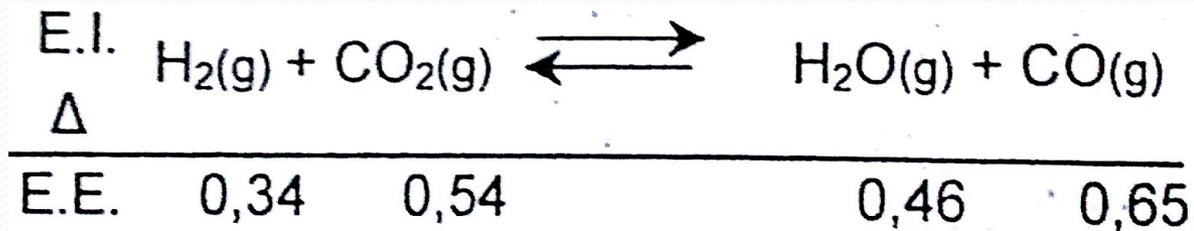
Problemas más frecuentes:

- 1. Se conocen concentraciones en equilibrio de las especies en la reacción. **Se pregunta por K o conocida K y la concentración en equilibrio de algunas especies se pregunta por concentración en equilibrio de la(s) otra(s) especie(s)**
- 2. Se conoce K y concentraciones iniciales. **Se pregunta por concentraciones sin equilibrio de especies involucradas**
- 3. Se conocen concentraciones iniciales y concentraciones en equilibrio. **Se pregunta por K**

Equilibrio químico. Ejemplos

1. En la reacción indicada se conocen las concentraciones en equilibrio de todas las especies. Calcular K_c

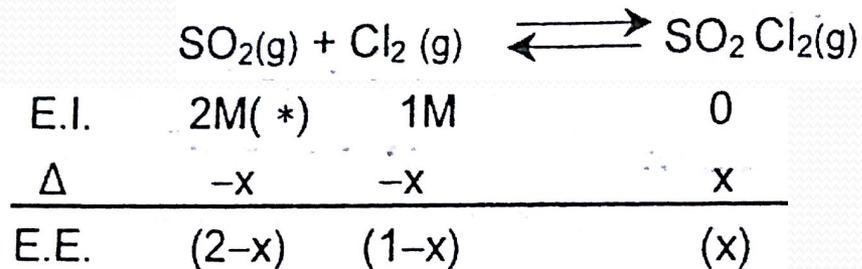
$$[H_2] = 0,34 \text{ M}; \quad [CO_2] = 0,54 \text{ M}; \quad [H_2O] = 0,46 \text{ M}; \quad [CO] = 0,65 \text{ M}$$



$$K_c = \frac{[H_2O][CO]}{[H_2][CO_2]} = \frac{(0,46)(0,65)}{(0,34)(0,54)} = 1,63$$

Equilibrio químico. Ejemplos

2. La reacción señalada presenta a 30°C una $K_c=33$. Si en un deposito de 2L se colocan 4 moles de SO_2 y 2 moles de Cl_2 , determinar las **concentraciones en equilibrio** de todas las especies indicadas



$$(*) \frac{4 \text{ moles}}{y} = \frac{2\text{L}}{1\text{L}}$$

$$y = 2\text{M}$$

$$K_c = \frac{x}{(2-x)(1-x)}$$

$$33[(2-x)(1-x)] = x$$

$$33x^2 - 100x + 66 = 0$$

$$x' = 0,972$$

$$x'' = 2,05 \quad (\text{no tiene sentido físico, se obtendrían cantidades negativas})$$

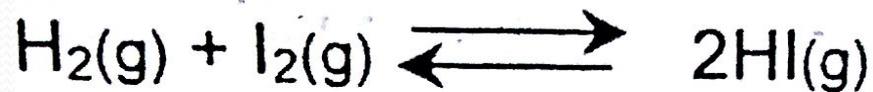
$$[\text{SO}_2] = 2 - x = 2 - 0,972 = 1,028\text{M}$$

$$[\text{Cl}_2] = 1 - x = 1 - 0,972 = 0,028\text{M}$$

$$[\text{SO}_2\text{Cl}_2] = x = 0,972\text{M}$$

Equilibrio químico. Ejemplos

3. A cierta temperatura en un matraz de 2L se colocó 0,2 mol de H_2 y 0,2 mol de I_2 . Después de un cierto tiempo se estableció el equilibrio de acuerdo con la reacción indicada. Se observó que la concentración de I_2 había bajado a 0,02mol/L ¿Cuál es el valor de K_c ?



E.I.	0,1	0,1	0
Δ	-x	-x	2x
E.E.	(0,1-x)	0,02	(2x)

$$\begin{array}{ccc} (0,1-0,08) & 0,02 & 2(0,08) \\ 0,02 & 0,02 & 0,16 \end{array}$$

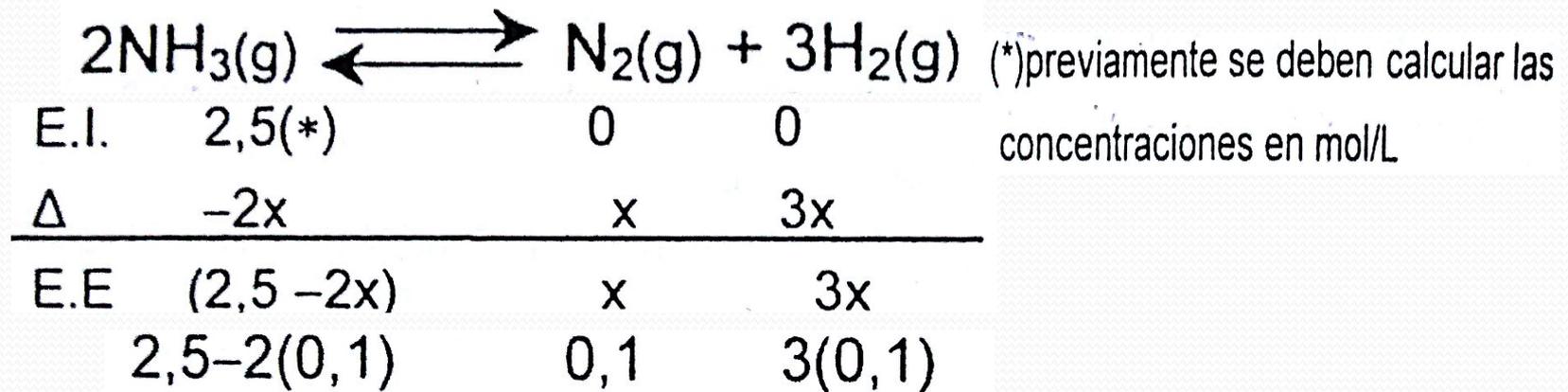
$$\frac{0,2\text{mol}}{x} = \frac{2L}{1L}$$
$$x = 0,1M$$

$$0,1-x = 0,02$$
$$x = 0,08$$

$$K_c = \frac{[HI]^2}{[H_2][I_2]} = \frac{(0,16)^2}{(0,02)(0,02)} = 64$$

Equilibrio químico. Ejemplos

4. Se ponen a reaccionar 5 moles de NH_3 en un recipiente de 2L e l cual se calentó a 473°K . Cuando se estableció el equilibrio se habían formado 0,2 mol de N_2 según la reacción señalada. Calcular K_c .



$$[\text{NH}_3] = 2,5 - 0,2 = 2,3 \quad [\text{N}_2] = 0,1 \quad [\text{H}_2] = 0,3$$

$$K_c = \frac{[\text{N}_2][\text{H}_2]^3}{[\text{NH}_3]^2} = \frac{(0,1)(0,3)^3}{(2,3)^2} = 5,1 \times 10^{-4}$$

Equilibrio químico.

Energía libre de Gibbs (ΔG) y cte de equilibrio.

Para cualquier reacción química, la relación entre el cambio de energía libre en condiciones estándar (ΔG°) y el cambio de energía libre bajo cualquier otra condición (ΔG) está dada por

$$\Delta G = \Delta G^\circ + RT \ln Q$$

donde R = constante de los gases (8,314 J/mol K)

T = temperatura absoluta

Q = cociente de la reacción

Se sabe que en el equilibrio $Q = K$ y $\Delta G = 0$

$$\therefore 0 = \Delta G^\circ + RT \ln K$$

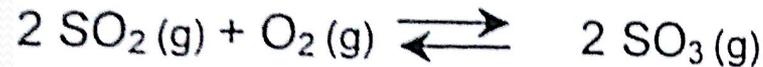
$$\Delta G^\circ = -RT \ln K$$

$$K = e^{-\Delta G^\circ / RT}$$

Equilibrio químico. Ejemplos

Energía libre de Gibbs (ΔG) y cte de equilibrio.

5. Para la reacción indicada $\Delta G^\circ = -1,40 \times 10^5$ kJ a 25°C (298°K); Cuál es el valor de K_p ? $R = 8,314$ J/mol·K



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

$$-1,40 \times 10^5 = -[(8,314)(298)(\ln K_p)] \quad -1,40 \times 10^2 \text{ kJ} = -1,40 \times 10^5 \text{ J}$$

$$\ln K_p = - \frac{(-1,40 \times 10^5)}{(8,314)(298)} = 56,5$$

$$K_p = e^{56,5}$$

$$K_p = 3,44 \times 10^{24}$$

El equilibrio esta desplazado hacia la derecha (\longrightarrow)

Resumen



$$K_{\text{eq}} = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$$

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

$$K_p = \frac{p^c C \cdot p^d D}{p^a A \cdot p^b B}$$

$$K_p = K_c (RT)^{\Delta n}$$

$$K_c = K_p (RT)^{-\Delta n}$$

$$\Delta n = n_{P(g)} - n_{R(g)}$$

$$K_c = K_{c1} \times K_{c2}$$

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

(en cualquier instante)

$$\Delta G = \Delta G^\circ + RT \ln Q$$

$$\Delta G^\circ = -RT \ln K = -0,0191 T \log K_p$$

Q = cociente de reacción

Si $\Delta G^\circ \ll 0$, K es grande

Si $\Delta G^\circ \gg 0$, $K \approx 0$



Ejercicios