

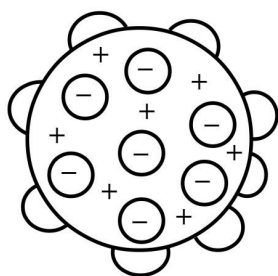
# TEMA 1: EL ÁTOMO, LA TABLA Y EL ENLACE

## Esquema

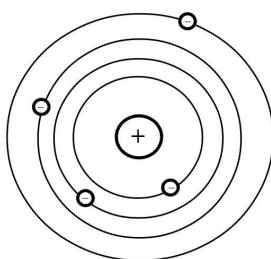
1. El átomo.
2. La tabla.
3. El enlace.

## 1. El átomo

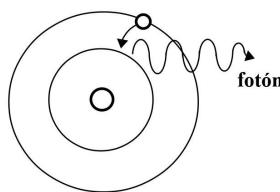
- Átomo: parte más pequeña de un elemento que puede participar en una reacción química.
- Modelos atómicos:



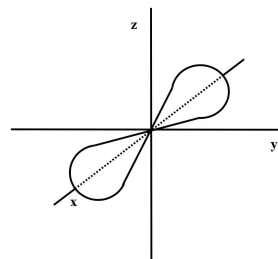
Thomson



Rutherford



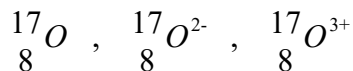
Bohr-Sommerfeld



Actual  
(Mecánica Cuántica)

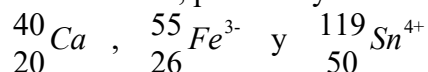
- Thomson: el átomo consiste en una esfera positiva en la que están incrustados y dispersos los electrones.
- Rutherford: los electrones giran alrededor del núcleo en órbitas circulares.
- Bohr: parecido al de Rutherford pero cualquier radio de giro no es posible, tiene que cumplir una determinada condición.
- Mecánica Cuántica: los electrones no tienen una trayectoria definida, sino que se mueven en una zona del espacio donde es probable encontrarlos.
- Isótopos: átomos que tienen el mismo valor del número atómico ( $Z$ ) pero distinto valor del número másico ( $A$ ).
- Magnitudes nucleares:  $Z$ , número atómico = número de protones  
 $A$ , número másico = n° de protones + n° de neutrones
- Cálculo del número de partículas de un elemento:  ${}^A_Z X$
- Número de protones:  $Z$  ; número de neutrones:  $A - Z$
- Número de electrones:  $Z \pm$  valor absoluto de la carga

Ejemplo 1: averigua los números de neutrones, protones y electrones de:



|            | ${}^{17}_8\text{O}$ | ${}^{17}_8\text{O}^{2-}$ | ${}^{17}_8\text{O}^{3+}$ |
|------------|---------------------|--------------------------|--------------------------|
| Neutrones  | $17 - 8 = 9$        | $17 - 8 = 9$             | $17 - 8 = 9$             |
| Protones   | 8                   | 8                        | 8                        |
| Electrones | 8                   | $8 + 2 = 10$             | $8 - 3 = 5$              |

Ejercicio 1: halla los números de neutrones, protones y electrones de:



Solución: 20 n, 20 p, 20 e; 29 n, 26 p, 29 e; 69 n, 50 p, 46 e.

- Átomos isoelectrónicos son aquellos que tienen igual número de electrones.

Ejemplos: He,  $\text{Li}^+$  y  $\text{Be}^{2+}$ .

- Órbita no es lo mismo que orbital. La órbita es la trayectoria fija que describe el electrón alrededor del núcleo. Es un concepto previo a la Mecánica Cuántica. Orbital es la zona del espacio donde es muy probable encontrar al electrón. Es un concepto mecánico-cuántico.

- El estado de un electrón en un átomo se obtiene mediante la ecuación de ondas de Schrödinger, que es una ecuación complicada en derivadas parciales.

- Al resolver la ecuación de ondas, se obtienen cuatro números cuánticos que representan el estado de cada electrón. Para cada electrón en un átomo existe un conjunto de cuatro números cuánticos.

| Número cuántico | Símbolo | Valores                                                 | Significado                    |
|-----------------|---------|---------------------------------------------------------|--------------------------------|
| Principal       | n       | 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7                                     | Valor de la capa o nivel       |
| Secundario      | $\ell$  | De 0 a $n - 1$                                          | Valor de la subcapa o subnivel |
| Magnético       | m       | De $-\ell$ a $+\ell$ ,<br>incluyendo el 0               | Tipo de orbital                |
| Spin            | s       | $+\frac{1}{2}$ y $-\frac{1}{2}$ para cada<br>valor de m | Rotación del electrón          |

- Un orbital viene determinado por los tres primeros números cuánticos:  $(n, \ell, m)$ .

Ejemplo:  $(3, 2, 0)$ .

- Un electrón viene determinado por cuatro números cuánticos:  $(n, \ell, m, s)$ .

Ejemplo:  $(3, 1, -1, \frac{1}{2})$ .

- Hay una correspondencia entre cada valor de  $\ell$  y el tipo de orbital:

| Valor de $\ell$ | Orbital |
|-----------------|---------|
| 0               | s       |
| 1               | p       |
| 2               | d       |
| 3               | f       |

- La energía de un orbital viene dada por la suma de números cuánticos:  $n + \ell$ . A mayor valor de esta suma, mayor energía.

Ejemplo 2: determina los números cuánticos posibles para  $n = 3$ . Escribe algunos electrones posibles.

| n | $\ell$ | m  | s                            |
|---|--------|----|------------------------------|
| 3 | 0      | 0  | $+\frac{1}{2}, -\frac{1}{2}$ |
|   |        |    |                              |
|   | 1      | -1 | $+\frac{1}{2}, -\frac{1}{2}$ |
|   |        | 0  | $+\frac{1}{2}, -\frac{1}{2}$ |
|   |        | 1  | $+\frac{1}{2}, -\frac{1}{2}$ |
|   |        |    |                              |
|   | 2      | -2 | $+\frac{1}{2}, -\frac{1}{2}$ |
|   |        | -1 | $+\frac{1}{2}, -\frac{1}{2}$ |
|   |        | 0  | $+\frac{1}{2}, -\frac{1}{2}$ |
|   |        | 1  | $+\frac{1}{2}, -\frac{1}{2}$ |
|   |        | 2  | $+\frac{1}{2}, -\frac{1}{2}$ |

Algunos electrones serían:  $(3, 0, 0, \frac{1}{2})$ ,  $(3, 2, -1, \frac{1}{2})$  y  $(3, 1, -1, -\frac{1}{2})$ .

Ejercicio 2: determina los números cuánticos posibles para  $n = 4$ . Escribe algunos electrones posibles.

Solución:

| <b>n</b> | <b><math>\ell</math></b> | <b>m</b> | <b>s</b>                     |
|----------|--------------------------|----------|------------------------------|
| 4        | 0                        | 0        | $+\frac{1}{2}, -\frac{1}{2}$ |
|          | 1                        | -1       | $+\frac{1}{2}, -\frac{1}{2}$ |
|          |                          | 0        | $+\frac{1}{2}, -\frac{1}{2}$ |
|          |                          | 1        | $+\frac{1}{2}, -\frac{1}{2}$ |
|          | 2                        | -2       | $+\frac{1}{2}, -\frac{1}{2}$ |
|          |                          | -1       | $+\frac{1}{2}, -\frac{1}{2}$ |
|          |                          | 0        | $+\frac{1}{2}, -\frac{1}{2}$ |
|          |                          | 1        | $+\frac{1}{2}, -\frac{1}{2}$ |
|          |                          | 2        | $+\frac{1}{2}, -\frac{1}{2}$ |
|          | 3                        | -3       | $+\frac{1}{2}, -\frac{1}{2}$ |
|          |                          | -2       | $+\frac{1}{2}, -\frac{1}{2}$ |
|          |                          | -1       | $+\frac{1}{2}, -\frac{1}{2}$ |
|          |                          | 0        | $+\frac{1}{2}, -\frac{1}{2}$ |
|          |                          | 1        | $+\frac{1}{2}, -\frac{1}{2}$ |
|          |                          | 2        | $+\frac{1}{2}, -\frac{1}{2}$ |
|          |                          | 3        | $+\frac{1}{2}, -\frac{1}{2}$ |

Algunos electrones serían:  $(4,2,-1,1/2)$ ,  $(4,3,-1,1/2)$  y  $(4,-1,-1,-1/2)$ .

Ejemplo 3: a) Razona si para un electrón son posibles las siguientes combinaciones de números cuánticos:

$(0,0,0,+\frac{1}{2})$ ;  $(1,1,0,+\frac{1}{2})$ ;  $(2,1,-1,+\frac{1}{2})$ ;  $(3,2,1,+\frac{1}{2})$ .

b) Indica en qué orbital se encuentra el electrón en cada una de las combinaciones posibles.

c) Razona en cuál de ellas la energía sería mayor.

a) Reglas de los números cuánticos:  $n$ : de 1 a 7;  $\ell$ : de 0 a  $n - 1$ ;  $m$ : de  $-\ell$  a  $+\ell$  pasando por cero;  $s$ :  $+1/2$  y  $-1/2$  por cada valor de  $m$ .

$(0,0,0,+1/2)$ : no es posible, pues  $n$  no puede valer cero.

$(1,1,0,+1/2)$ : no es posible, pues  $\ell$  no puede igualar a  $n$ .

$(2,1,-1,+1/2)$ : correcto.

$(3,2,1,+1/2)$ : correcto.

b)  $(2,1,-1,+1/2)$ : orbital 2p ;  $(3,2,1,+1/2)$ : orbital 3d.

c) La energía es mayor en el 3d. La energía de un orbital viene dada por la suma de números cuánticos  $n + \ell$ .

\* Energía de los orbitales: 2p  $\rightarrow n + \ell = 2 + 1 = 3$  ; 3d  $\rightarrow n + \ell = 3 + 2 = 5$

Ejercicio 3: para los siguientes grupos de números cuánticos:

$(4,2,0,+1/2)$ ,  $(3,3,2,-1/2)$ ,  $(2,0,1,+1/2)$ ,  $(2,0,0,-1/2)$

a) Indique cuáles son posibles y cuáles no para un electrón en un átomo.

b) Para las combinaciones correctas, indique el orbital donde se encuentra el electrón.

c) Ordene razonadamente los orbitales del apartado anterior en orden creciente de energía.

Solución:

a) Reglas de los números cuánticos:

$n$ : de 1 a 7;  $\ell$ : de 0 a  $n - 1$ ;  $m$ : de  $-\ell$  a  $+\ell$  pasando por cero;  $s$ :  $+1/2$  y  $-1/2$  por cada valor de  $m$ .

$(4,2,0,+1/2)$ : posible.

$(3,3,2,-1/2)$ : imposible, pues  $\ell$  no puede llegar hasta el valor de  $n$ .

$(2,0,1,+1/2)$ : imposible, pues  $m$  no puede ser mayor que  $\ell$ .

$(2,0,0,-1/2)$ : posible.

b) El tipo de orbital depende del valor de  $\ell$  :

| Orbital         | s | p | d | f |
|-----------------|---|---|---|---|
| Valor de $\ell$ | 0 | 1 | 2 | 3 |

Luego:  $(4,2,0,+1/2)$ : orbital 4d ;  $(2,0,0,-1/2)$ : orbital 2s.

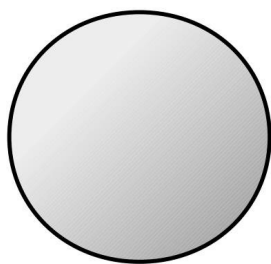
c) El orden de energía de los orbitales viene dado por la suma de números cuánticos:  $n + \ell$ .

Luego:  $4d \rightarrow n + \ell = 4 + 2 = 6$  ;  $2s \rightarrow n + \ell = 2 + 0 = 2 \rightarrow$   
 $\rightarrow$  Energía  $2s < \text{energía } 4d$

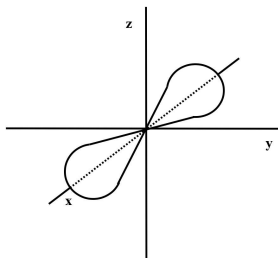
- El número total de electrones posibles para un determinado número cuántico es  $2 \cdot n^2$ .
- El valor del número cuántico magnético determina el tipo de orbital:

| Valor de $\ell$ | Tipo de orbital | Nº máximo de electrones |
|-----------------|-----------------|-------------------------|
| 0               | s               | 2                       |
| 1               | p               | 6                       |
| 2               | d               | 10                      |
| 3               | f               | 14                      |

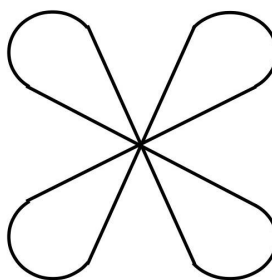
- Estas son las formas de estos orbitales:



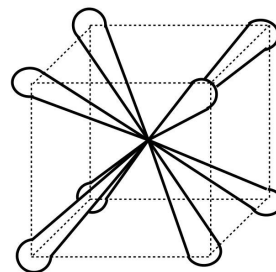
s



p



d



f

- Representación de orbitales mediante números y letras. Ejemplos:  $1s^2$ ,  $3p^4$ ,  $5f^{11}$ .

# PROBLEMAS PROPUESTOS DEL ÁTOMO, LA TABLA Y EL ENLACE

## Del átomo

1) Dados los conjuntos de números cuánticos:

$$(2,1,2,1/2); (3,1,-1,1/2); (2,2,1,-1/2); (3,2,-2,1/2)$$

a) Razone cuáles no son permitidos.

b) Indique en qué tipo de orbital se situaría cada uno de los electrones permitidos.

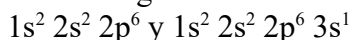
c) Ordénelos de menor a mayor energía.

2) a) Escribe la configuración electrónica de los iones  $S^{2-}$  y  $Fe^{2+}$ .

b) Indica un catión y un anión que sean isoelectrónico con  $S^{2-}$ .

c) Justifica por qué la segunda energía de ionización del magnesio es superior a la primera.

3) a) Dos átomos tienen las siguientes configuraciones electrónicas:



La primera energía de ionización de uno es  $2.080 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$  y la del otro  $496 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ . Asigna cada uno de estos valores a cada una de las configuraciones electrónicas y justifica la elección.

b) La segunda energía de ionización del átomo de helio ¿será mayor, menor o igual que la del átomo de hidrógeno? Razona la respuesta.

4) Indique el máximo número de electrones de un átomo que pueden tener los siguientes números cuánticos, asigne los restantes y especifique los orbitales en los que pueden encontrarse los electrones. a)  $n = 2$ ;  $s = +1/2$ . b)  $n = 3$ ;  $\ell = 2$ . c)  $n = 4$ ;  $\ell = 3$ ;  $m = -2$ .

5) A y Q son átomos de distintos elementos situados en el mismo período y que tienen 5 y 7 electrones de valencia, respectivamente. Responda, razonadamente, si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas: a) A tiene mayor primera energía de ionización que Q.

b) Q tiene menor afinidad electrónica que A. c) A tiene mayor radio atómico que Q.

6) Tres elementos A, B y C tienen de número atómico 18, 33 y 35, respectivamente.

a) Escriba el símbolo de cada uno y su configuración electrónica en el estado fundamental.

b) Justifique cuál tiene mayor carácter metálico. c) Indique el número de electrones desapareados que hay en cada uno. d) Indique los grupos de números cuánticos que corresponderán a esos electrones desapareados. e)Cuál tiene mayor electronegatividad.

f)Cuál tiene menor energía de ionización. g)Cuál tiene mayor tamaño. h)Cuál tiene mayor afinidad electrónica. i) Indique el ion más estable de cada uno y escriba su configuración electrónica. j) De los iones anteriores, justifique cuál tiene mayor radio iónico.

7) a) Justifique cómo es el tamaño de un átomo con respecto a su anión y con respecto a su catión. b) Explique qué son especies isoelectrónicas y clasifique las siguientes según esta categoría:  $\text{Cl}^-$  ;  $\text{N}^{3-}$  ;  $\text{Al}^{3+}$  ;  $\text{K}^+$  ;  $\text{Mg}^{2+}$ . c) De dos especies isoelectrónicas, ¿cuál tiene mayor tamaño y por qué?

8) a) ¿Qué caracteriza, desde el punto de vista de la configuración electrónica, a un metal de transición? b) Indique la configuración electrónica del ion hierro (II) y justifique la existencia de ese estado de oxidación. c) ¿Por qué existen siete clases de orbitales f ?

9) La siguiente tabla proporciona los valores de las energías de ionización de tres elementos:

|    | 1ª     | 2ª      | 3ª       | 4ª      |
|----|--------|---------|----------|---------|
| Li | 5'4 eV | 75'6 eV | 122'5 eV | -       |
| Na | 5'1 eV | 47'3 eV | 71'9 eV  | 99'1 eV |
| K  | 4'3 eV | 31'8 eV | 46'1 eV  | 61'1 eV |

a) ¿Por qué la primera energía de ionización disminuye del litio al potasio?  
b) ¿Por qué la segunda energía de ionización de cada elemento es mucho mayor que la primera?  
c) ¿Por qué no se da el valor de la cuarta energía de ionización del litio?

10) El ion positivo de un elemento M tiene de configuración electrónica  $\text{M}^{2+}$  :  
 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^4$

a) ¿Cuál es el número atómico de M?  
b) ¿Cuál es la configuración de su ion  $\text{M}^{3+}$  expresada en función del gas noble que le antecede?  
c) ¿Qué números cuánticos corresponden a un electrón 3d de este elemento?

11) El número de protones en los núcleos de cinco átomos es el siguiente:  
A = 9; B = 16; C = 17; D = 19; E = 20. Razona:

a) ¿Cuál es el más electronegativo?  
b) ¿Cuál posee menor energía de ionización?  
c) ¿Cuál puede convertirse en anión divalente estable?

12) Para el ion  $\text{Cl}^-$  ( $Z = 17$ ) del isótopo cuyo número másico es 36:

a) Indique el número de protones, electrones y neutrones.  
b) Escriba su configuración electrónica.  
c) Indique los valores de los números cuánticos de uno de los electrones externos.



13) Para un elemento de número atómico  $Z = 20$ , a partir de su configuración electrónica:

- a) Indique el grupo y el periodo al que pertenece y nombre otro elemento del mismo grupo.
- b) Justifique la valencia más probable de ese elemento.
- c) Indique el valor de los números cuánticos del electrón más externo.

14) El número de electrones de los elementos A, B, C, D y E es 2, 9, 11, 12 y 13, respectivamente. Indica, razonando la respuesta, cuál de ellos:

- a) Corresponde a un gas noble.
- b) Es un metal alcalino.
- c) Es el más electronegativo.
- d) Indique la estequiometría de los compuestos AB y CD.

15) Dadas las configuraciones electrónicas:

A:  $1s^2 3s^1$  ; B:  $1s^2 2s^2$  ; C:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$  ; D:  $1s^2 2s^2 2p_x^2 2p_y^0 2p_z^0$ , indica, razonadamente:

- a) La que no cumple el principio de exclusión de Pauli.
- b) La que no cumple el principio de máxima multiplicidad de Hund.
- c) La que, siendo permitida, contiene electrones desapareados.

16) Indique: a) Los subniveles de energía, dados por el número cuántico secundario  $\ell$ , que corresponden al nivel cuántico  $n = 4$ . b) A qué tipo de orbitales corresponden los subniveles anteriores. c) Si existe algún subnivel de  $n = 5$  con energía menor que algún subnivel de  $n = 4$ , diga cuál.

17) ¿Verdadero o falso? ¿Por qué?

- a) El número máximo de electrones con número cuántico  $n = 3$  es 6.
- b) En un orbital  $2p$  sólo puede haber 2 electrones.
- c) Si en los orbitales  $3d$  se sitúan 6 electrones, no habrá ninguno desapareado.
- d) El F tiene mayor tamaño que el Cl.
- e) El O es más electronegativo que el N.
- f) El Mg tiene mayor energía de ionización que el S.
- g) Los elementos están ordenados en la tabla según la masa atómica ascendente.
- h) El Al es más electronegativo que el B.
- i) El Si tiene mayor energía de ionización que el Ge.
- j) El C tiene mayor tamaño que el F.
- k) El O tiene mayor afinidad electrónica que el Na.
- l) El As tiene mayor afinidad electrónica que Sb.
- m) Para  $n = 2$  hay 5 orbitales d.
- n) En el orbital  $3p$  el número cuántico  $n$  vale 1.
- ñ) El número máximo de electrones con la combinación de números cuánticos  $n = 4$  y  $m = -2$  es 4.
- o) El número máximo de electrones con un número cuántico  $n = 3$  es 14.
- p) Si en el subnivel  $3p$  se sitúan 3 electrones habrá un electrón desapareado.
- q) En el subnivel  $4s$  puede haber dos electrones como máximo.

## **Del enlace**

18) Dadas las siguientes moléculas:  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{NH}_3$ ,  $\text{BeCl}_2$ ,  $\text{BH}_3$ ,  $\text{CH}_4$ ,  $\text{OCl}_2$ ,  $\text{NH}_4^+$ .

- a) Represente las estructuras de Lewis.
- b) Determine la geometría de la molécula según la teoría RPECV.
- c) Indique la hibridación del átomo central.
- d) Indique la polaridad de la molécula.

19) Supongamos que los sólidos cristalinos  $\text{NaF}$ ,  $\text{KF}$  y  $\text{LiF}$  cristalizan en el mismo tipo de red. a) Razone cómo varía la energía reticular de las sales mencionadas. b) Razone cómo varían las temperaturas de fusión de las citadas sales.

20) Dadas las siguientes sustancias:  $\text{Cu}$ ,  $\text{CaO}$ ,  $\text{I}_2$ , indique razonadamente:

- a)Cuál conduce la electricidad en estado líquido pero es aislante en estado sólido.
- b)Cuál es un sólido que sublima fácilmente.
- c)Cuál es un sólido que no es frágil y se puede estirar en hilos o láminas.

21) Supongamos que los sólidos cristalinos  $\text{CsBr}$ ,  $\text{NaBr}$  y  $\text{KBr}$  cristalizan con el mismo tipo de red. a) Ordénelos de mayor a menor según su energía reticular. Razone la respuesta. b) Justifique cuál de ellos será menos soluble.

22) Indique qué tipo de enlace hay que romper para:

- a) Fundir cloruro de sodio. b) Vaporizar agua. c) Vaporizar n-hexano.

23) Indica razonadamente cuántos enlaces  $\pi$  y cuántos  $\sigma$  tienen las siguientes moléculas:

- a) Hidrógeno. b) Nitrógeno. c) Oxígeno.

24) Dadas las siguientes moléculas:  $\text{F}_2$ ,  $\text{CS}_2$ ,  $\text{C}_2\text{H}_4$ ,  $\text{C}_2\text{H}_2$ ,  $\text{H}_2\text{O}$  y  $\text{NH}_3$ , indique en cuál o cuales: a) Todos los enlaces son simples. b) Existe algún doble enlace. c) Existe algún triple enlace.

25) Para el etano, el eteno y el etino, indique:

- a) La geometría de la molécula.
- b) La hibridación que presentan los orbitales de los átomos de carbono.

26) Para las especies diamante,  $\text{Fe}$ ,  $\text{HBr}$ ,  $\text{NaBr}$  y  $\text{Br}_2$ , determine razonadamente:

- a) El tipo de enlace que predominará en ellas.
- b)Cuál de ellas tendrá mayor punto de fusión.
- c)Cuál es la especie menos soluble en agua.

27) Explique, razonadamente, qué tipo de fuerzas hay que vencer para:

- a) Fundir hielo. b) Disolver  $\text{NaCl}$ . c) Sublimar  $\text{I}_2$ . d) Rayar el diamante. e) Romper un trozo de cobre.

28) ¿Verdadero o falso? ¿Por qué?

- a) Una disolución acuosa de  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$  no conduce la electricidad.
- b) El  $\text{SiH}_4$  es insoluble en agua y el  $\text{NaCl}$  es soluble.
- c) El punto de fusión del etano es alto.
- d) La molécula de  $\text{BF}_3$  es apolar aunque sus enlaces están polarizados.
- e) El cloruro de sodio tiene menor punto de fusión que el cloruro de cesio.
- f) El cloruro de sodio sólido no conduce la corriente eléctrica y el cobre sí.
- g) Algunas moléculas covalentes son polares.
- h) Los compuestos iónicos, fundidos o en disolución, son buenos conductores de la electricidad.
- i) El agua tiene el punto de ebullición más elevado que el resto de hidruros del grupo 16.
- j) El neón y el  $\text{O}^{2-}$  tienen la misma configuración electrónica.
- k) El neón tiene una energía de ionización menor que la del oxígeno.
- l) El neón y el  $\text{O}^{2-}$  tienen el mismo número de protones.
- m) El cloruro de hidrógeno disuelto en agua conduce la corriente eléctrica.
- n) Los gases nobles son muy reactivos.
- ñ) La geometría molecular del tricloruro de boro es pirámide trigonal.
- o) La energía reticular es la energía de un retículo.
- p) El  $\text{LiF}$  es más soluble que el  $\text{KBr}$ .
- q) El  $\text{MgO}$  es más soluble que el  $\text{CaS}$ .

## TEMA 2: CINÉTICA Y EQUILIBRIO

### Esquema

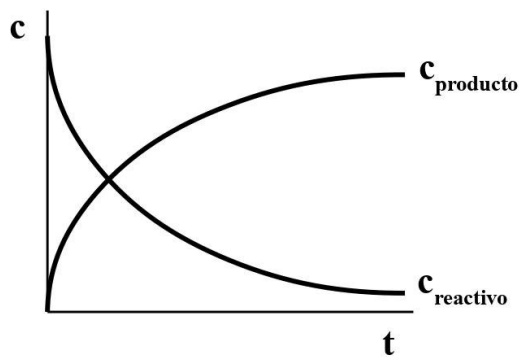
1. Cinética química.
2. Equilibrio químico.

### 1. Cinética química

- La cinética química es la rama de la Química que estudia la velocidad de las reacciones químicas.
- Desde el punto de vista de la cinética, las reacciones pueden ser: muy lentas, lentas, rápidas, muy rápidas e instantáneas.
- Para que una reacción sea espontánea:  $\Delta G < 0$ . La espontaneidad no tiene nada que ver con la rapidez. Ejemplo: una reacción espontánea puede ser rápida o lenta.
- La velocidad de reacción es:  $v = v_{\text{reactivo}} = v_{\text{producto}}$   
Es decir, el producto aparece a la misma velocidad que desaparece el reactivo.

$$v_{\text{reactivo}} = -\frac{dc_{\text{reactivo}}}{dt} \quad ; \quad v_{\text{producto}} = \frac{dc_{\text{producto}}}{dt}$$

- Representaciones gráficas:



Concentración frente a tiempo

- De la gráfica se observa que:
  - a) La concentración de los reactivos va disminuyendo hasta cero.
  - b) La concentración de los productos va aumentando hasta un valor constante.
  - c) La velocidad no es constante. Al principio es máxima y después disminuye progresivamente hasta cero.
- Las unidades de la velocidad son:  $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1} = \frac{\text{mol}}{\text{L} \cdot \text{s}} = \frac{M}{s}$

- En la velocidad de una reacción química influyen estos factores:

a) Naturaleza y estado de los reactivos: sólido, líquido, gas, en polvo, en grano, etc.

b) Concentración de los reactivos.

c) Temperatura.

d) Presencia de catalizadores o inhibidores.

- Las reacciones homogéneas son aquellas en las que todas las sustancias tienen el mismo estado. Las reacciones homogéneas en estado líquido o gaseoso transcurren más rápidamente que las que tienen sólidos. Las reacciones en las que participan sólidos transcurren más rápidamente si el sólido está en forma de polvo.

- Para esta reacción general:  $a A + b B \rightarrow c C + d D$ , la ecuación de velocidad es:

$$v = k \cdot [A]^{\alpha} \cdot [B]^{\beta}$$

siendo:  $k$ : constante de velocidad

$\alpha$  : orden parcial de reacción con respecto al reactivo A.

$\beta$  : orden parcial de reacción con respecto al reactivo B.

-  $\alpha$  puede ser igual a "a" o distinto.  $\beta$  puede ser igual a "b" o distinto.  $\alpha$  y  $\beta$  se obtienen experimentalmente.

- El orden de la reacción es la suma de  $\alpha + \beta$

- La velocidad de reacción puede definirse ahora así:

$$v_{\text{reacción}} = -\frac{1}{a} \frac{dc_A}{dt} = -\frac{1}{b} \frac{dc_B}{dt} = \frac{1}{c} \frac{dc_C}{dt} = \frac{1}{d} \frac{dc_D}{dt}$$

Es decir: 
$$v_{\text{reacción}} = \frac{1}{a} \cdot v_A = \frac{1}{b} \cdot v_B = \frac{1}{c} \cdot v_C = \frac{1}{d} \cdot v_D$$

- Si los órdenes parciales no coinciden con los coeficientes estequiométricos, la expresión es:

$$v_{\text{reacción}} = -\frac{1}{\alpha} \frac{dc_A}{dt} = -\frac{1}{\beta} \frac{dc_B}{dt}$$

Es decir: 
$$v_{\text{reacción}} = \frac{1}{\alpha} \cdot v_A = \frac{1}{\beta} \cdot v_B$$

- Al aumentar la temperatura, las reacciones se favorecen desde el punto de vista cinético, pues se favorece el número e intensidad de los choques moleculares. Esto es válido tanto para reacciones endotérmicas como exotérmicas.

Ejemplo 1: la reacción:  $A \rightarrow B + C$  es de segundo orden.

a) Averigua la ecuación de velocidad.

b) Las unidades de la constante de velocidad.

c) La velocidad para una concentración 1'5 M y una constante de 3'2.

a)  $v = k \cdot [A]^2$ .

b)  $k = \frac{[v]}{[c_A]^2} = \frac{\frac{M}{s}}{M^2} = M^{-1} \cdot s^{-1}$

c)  $v = k \cdot [A]^2 = 3'2 \cdot 1'5^2 = 7'2 \frac{M}{s}$

Ejercicio 1: la reacción:  $A + B \rightarrow C + D$  es de primer orden con respecto a A y de segundo con respecto a B. a) Averigua la ecuación de velocidad. b) Las unidades de la constante de velocidad. c) La velocidad para una concentración de A de 0'8 M, una concentración de B de 0'5 M y una constante de 5'4.

Solución: a)  $v = k \cdot [A] \cdot [B]^2$ . b)  $[k] = M^{-2} \cdot s^{-1}$ . c) 1'08 M/s.

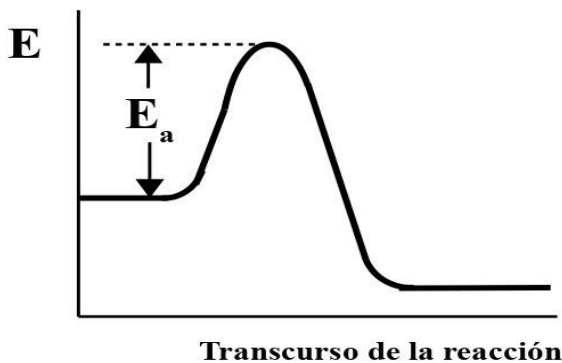
- Constante de velocidad:

$$k = A \cdot e^{-E_a/RT} \quad \text{o bien:} \quad \ln k = \ln A - \frac{E_a}{R \cdot T}$$

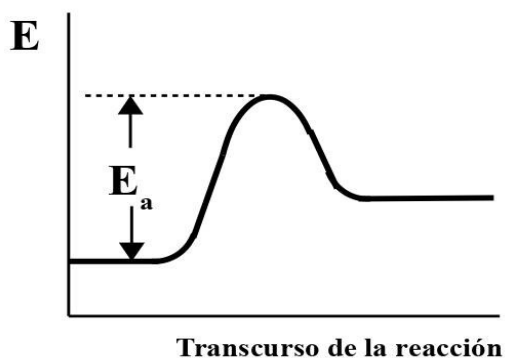
siendo: A: factor de frecuencia

$E_a$ : energía de activación

- La energía de activación es la energía que deben vencer los reactivos para convertirse en productos.



Reacción exotérmica



Reacción endotérmica

- A mayor energía de activación, menor constante de velocidad y menor velocidad de reacción.
- Teoría de las colisiones: para que una reacción espontánea ocurra, tiene que ocurrir lo siguiente:
  - a) Que los choques entre las moléculas tengan suficiente energía.
  - b) Que los choques entre las moléculas tengan la orientación adecuada.
- Teoría del complejo activado: cuando se produce una reacción química, los reactivos forman una especie de gran contenido energético: el complejo activado. La energía necesaria para formar el complejo activado se llama energía de activación.
- Un catalizador es una sustancia que aumenta la velocidad de una reacción química y que se recupera sin alteración química al final del proceso.
- Un catalizador actúa disminuyendo la energía de activación de la reacción, por lo que favorece y acelera la velocidad de reacción.

Ejemplo 2: Para la reacción:  $2A + B \rightarrow C$ , se ha comprobado experimentalmente que es de primer orden respecto al reactivo A y de segundo orden respecto al reactivo B.

- a) Escriba la ecuación de velocidad.
- b) ¿Cuál es el orden total de la reacción?
- c) ¿Influye la temperatura en la velocidad de reacción? Justifique la respuesta.
- d) Determine las unidades de la constante de velocidad.

- a)  $v = k \cdot [A] \cdot [B]^2$ .
- b) Tres.
- c) Sí, porque aumenta la frecuencia y la eficacia de los choques moleculares.
- d)  $[k] = M^{-2} \cdot s^{-1}$ .

Ejercicio 2: cuando a una reacción se le añade un catalizador, justifique si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

- a) La entalpía de la reacción disminuye.
- b) La energía de activación no varía.
- c) La velocidad de reacción aumenta.

Solución: a) Falso. Un catalizador no modifica la energía de reacción, pues esta depende de la diferencia de energías entre reactivos y productos, las cuales a su vez dependen de las energías de enlace.

b) Falso. Precisamente la eficacia de un catalizador está en disminuir la barrera de activación entre reactivos y productos, en disminuir el valor de la energía de activación.

c) Verdadero. Un catalizador es una sustancia que acelera la velocidad de una reacción química y que, transcurrida la reacción química, se obtiene con la misma composición inicial.

## 2. Equilibrio químico

- En una reacción reversible:  $a A + b B \rightleftharpoons c C + d D$ , los reactivos van desapareciendo y van apareciendo los productos. Pero la reacción transcurre hacia la derecha (reacción directa) y también hacia la izquierda (reacción inversa). En parte, los productos reaccionan y vuelven a convertirse en los reactivos. Cuando la velocidad de la reacción directa y de la reacción inversa se igualan, se llega al estado de equilibrio químico.

- En el equilibrio:

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

siendo:  $K_c$  : constante de equilibrio en función de las concentraciones

- La presión parcial es la presión que ejercería un componente de la mezcla ocupando el volumen de toda la mezcla a una temperatura determinada.

- En función de las presiones parciales:

$$K_p = \frac{p_C^c \cdot p_D^d}{p_A^a \cdot p_b^b}$$

siendo:  $K_p$  : constante de equilibrio en función de las presiones parciales

- Un equilibrio es homogéneo cuando todas sus sustancias están en el mismo estado de agregación.

Ejemplo:  $A(g) + B(g) \rightleftharpoons C(g) + D(g)$

- Un equilibrio es heterogéneo cuando las sustancias no están todas en el mismo estado de agregación.

Ejemplo:  $A(g) + B(s) \rightleftharpoons C(g) + D(g)$

- En las reacciones homogéneas, aparecen todas las sustancias en las constantes de equilibrio.

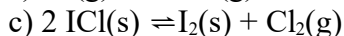
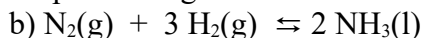
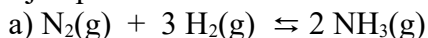
Ejemplo:  $a A(g) \rightleftharpoons b B(g) + c C(g)$

$$K_c = \frac{[B]^b \cdot [C]^c}{[A]^a} \quad ; \quad K_p = \frac{p_B^b \cdot p_C^c}{p_A^a}$$

- En las reacciones heterogéneas en las que hay gases y sólidos o gases y líquidos, sólo aparecen los gases.



Ejemplo 3: escribe las constantes de equilibrio para las siguientes reacciones:

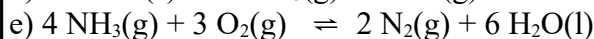
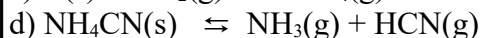
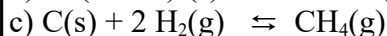
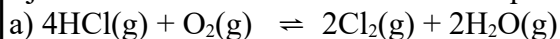


Solución: a)  $K_c = \frac{[NH_3]^2}{[N_2] \cdot [H_2]^3}$ ,  $K_p = \frac{p_{NH_3}^2}{p_{N_2} \cdot p_{H_2}^3}$

b)  $K_c = \frac{1}{[N_2] \cdot [H_2]^3}$ ,  $K_p = \frac{1}{p_{N_2} \cdot p_{H_2}^3}$

c)  $K_c = [Cl_2]$ ,  $K_p = p_{Cl_2}$

Ejercicio 3: escribe las constantes de equilibrio para las siguientes reacciones:



Solución:

a)  $K_c = \frac{[Cl_2]^2 \cdot [H_2O]^2}{[HCl]^4 \cdot [O_2]}$ ,  $K_p = \frac{p_{Cl_2}^2 \cdot p_{H_2O}^2}{p_{HCl}^4 \cdot p_{O_2}}$ ; b)  $K_c = [CO_2] \cdot [H_2O]$ ,  $K_p = p_{CO_2} \cdot p_{H_2O}$

c)  $K_c = \frac{[CH_4]}{[H_2]^2}$ ,  $K_p = \frac{p_{CH_4}}{p_{H_2}^2}$ ; d)  $K_c = [NH_3] \cdot [HCN]$ ,  $K_p = p_{NH_3} \cdot p_{HCN}$

e)  $K_c = \frac{[N_2]^2}{[NH_3]^4 \cdot [O_2]^3}$ ,  $K_p = \frac{p_{N_2}^2}{p_{NH_3}^4 \cdot p_{O_2}^3}$

- Relación entre ambas constantes de equilibrio:  $K_p = K_c \cdot (R \cdot T)^{\Delta n}$  o bien:  $K_c = K_p \cdot (R \cdot T)^{-\Delta n}$   
siendo:  $\Delta n$ : incremento en el número de moles gaseosos de la reacción.

- La presión parcial del componente i es:  $p_i = x_i \cdot P_T$

siendo:  $p_i$ : presión parcial del componente i

$x_i$ : fracción molar del componente i

$P_T$ : presión total

- Ley de Chatelier: la alteración de las condiciones de un equilibrio mediante un factor externo provoca que el equilibrio se desplace en el sentido en el que se compense al factor exterior. Esto ocurre porque la constante de equilibrio tiene que ser constante a una temperatura dada; si se modifica una concentración o una presión parcial de la constante de equilibrio, se modifican las demás.

Ejemplo 4: Dada la reacción:  $4 \text{NH}_3(\text{g}) + 3 \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{N}_2(\text{g}) + 6 \text{H}_2\text{O}(\text{l})$   $\Delta H^\circ = -80,4 \text{ kJ}$

Razone: a) Cómo tendría que modificarse la temperatura para aumentar la proporción de nitrógeno molecular en la mezcla. b) Cómo influiría en el equilibrio la inyección de oxígeno molecular en el reactor en el que se encuentra la mezcla. c) Cómo tendría que modificarse la presión para aumentar la cantidad de  $\text{NH}_3$  en la mezcla.

## PROBLEMAS PROPUESTOS DE CINÉTICA Y EQUILIBRIO

### De equilibrio con todas las cantidades iniciales

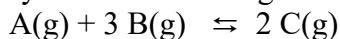
1) En un recipiente de un litro de capacidad, en el que previamente se ha hecho el vacío, se introducen 0'1 moles de NO, 0'05 moles de H<sub>2</sub> y 0'1 moles de agua. Se calienta el matraz y se establece el equilibrio:  $2 \text{ NO(g)} + 2 \text{ H}_2\text{(g)} \rightleftharpoons \text{N}_2\text{(g)} + 2 \text{ H}_2\text{O(g)}$ . Sabiendo que cuando se establece el equilibrio la concentración de NO es 0'062 M, calcula: a) La concentración de todas las especies en el equilibrio. b) El valor de la constante K<sub>c</sub> a esa temperatura.

Solución: a) NO: 0'062 M, H<sub>2</sub>: 0'012 M, N<sub>2</sub>: 0'019 M, H<sub>2</sub>O: 0'138 M. b) 654.

2) En un matraz de 7'5 litros, en el que se ha practicado previamente el vacío, se introducen 0'50 moles de H<sub>2</sub> y 0'50 moles de I<sub>2</sub> y se calienta a 448 °C, estableciéndose el siguiente equilibrio:  $\text{H}_2\text{(g)} + \text{I}_2\text{(g)} \rightleftharpoons 2 \text{ HI(g)}$ . Sabiendo que el valor de K<sub>c</sub> es 50, calcule: a) La constante K<sub>p</sub> a esa temperatura. b) La presión total y el número de moles de cada sustancia presente en el equilibrio.

Solución: a) 50. b) 7'88 atm, H<sub>2</sub>: 0'11 mol, I<sub>2</sub>: 0'11 mol, HI: 0'78 mol.

3) En un recipiente de 10 L de capacidad se introducen 2 moles del compuesto A y 1 mol del compuesto B. Se calienta a 300 °C y se establece el siguiente equilibrio:



Cuando se alcanza el equilibrio, el número de moles de B es igual al de C. Calcula: a) El número de moles de cada componente de la mezcla en equilibrio. b) El valor de las constantes K<sub>c</sub> y K<sub>p</sub> a esa temperatura. Datos: R = 0'082 atm·L·mol<sup>-1</sup>·K<sup>-1</sup>.

a) A: 1'8 mol, B: 0'4 mol, C: 0'4 mol. b) K<sub>c</sub> = 139, K<sub>p</sub> = 0'063.

4) Dado el siguiente equilibrio:  $\text{SO}_2\text{(g)} + \frac{1}{2} \text{ O}_2\text{(g)} \rightleftharpoons \text{SO}_3\text{(g)}$ . Se introducen 128 g de SO<sub>2</sub> y 64 g de O<sub>2</sub> en un recipiente cerrado de 2 L en el que previamente se ha hecho el vacío. Se calienta la mezcla y cuando se ha alcanzado el equilibrio, a 830 °C, ha reaccionado el 80% del SO<sub>2</sub> inicial. Calcule: a) La composición (en moles) de la mezcla en equilibrio y el valor de K<sub>c</sub>. b) La presión parcial de cada componente en la mezcla de equilibrio y, a partir de estas presiones parciales, calcule el valor de K<sub>p</sub>.

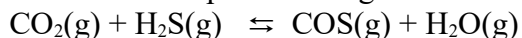
Datos: Masas atómicas: S = 32; O = 16. R = 0'082 atm·L·mol<sup>-1</sup>·K<sup>-1</sup>.

Solución: a) SO<sub>2</sub>: 0'4 mol, O<sub>2</sub>: 1'2 mol, SO<sub>3</sub>: 1'6 mol, K<sub>c</sub> = 5'16.

b) SO<sub>2</sub>: 18'1 atm, O<sub>2</sub>: 54'3 atm, SO<sub>3</sub>: 72'4 atm, K<sub>p</sub> = 0'543.

## De equilibrio sin todas las cantidades iniciales

5) El  $\text{CO}_2$  reacciona con el  $\text{H}_2\text{S}$  a altas temperaturas según la ecuación:



Se introducen 4'4 g de  $\text{CO}_2$  en un recipiente de 2'5 L a 337 °C y una cantidad suficiente de  $\text{H}_2\text{S}$  para que, una vez alcanzado el equilibrio, la presión total sea de 10 atm. En la mezcla en equilibrio hay 0'01 moles de  $\text{H}_2\text{O}$ . Calcula: a) El número de moles de cada una de las especies en equilibrio. b) El valor de las constantes  $K_c$  y  $K_p$  a esa temperatura.

Datos:  $A_r(\text{C}) = 12 \text{ u}$ ;  $A_r(\text{O}) = 16 \text{ u}$ ;  $R = 0'082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$ .

Solución: a)  $\text{CO}_2$ : 0'09 mol,  $\text{H}_2\text{S}$ : 0'39 mol,  $\text{COS}$ : 0'01 mol,  $\text{H}_2\text{O}$ : 0'01 mol.

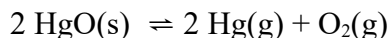
b)  $K_c = K_p = 2'85 \cdot 10^{-3}$ .

6) Para el proceso Haber:  $\text{N}_2(\text{g}) + 3 \text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NH}_3(\text{g})$ , el valor de  $K_p$  es  $1'45 \cdot 10^{-5}$  a 500 °C. En una mezcla en equilibrio de los tres gases, a esa temperatura, la presión parcial de  $\text{H}_2$  es 0'928 atmósferas y la de  $\text{N}_2$  es 0'432 atmósferas. Calcule: a) La presión total en el equilibrio.

b) El valor de la constante  $K_c$ . Datos:  $R = 0'082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$ .

Solución: a) 1'36 atm. b) 0'0583.

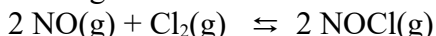
7) El óxido de mercurio (II) contenido en un recipiente cerrado se descompone a 380 °C según:



Sabiendo que a esa temperatura el valor de  $K_p$  es 0'186, calcule: a) Las presiones parciales de  $\text{O}_2$  y de  $\text{Hg}$  en el equilibrio. b) La presión total en el equilibrio y el valor de  $K_c$  a esa temperatura. Dato:  $R = 0'082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$ .

Solución: a)  $\text{O}_2$ : 0'36 atm,  $\text{Hg}$ : 0'72 atm. b) 1'08 atm,  $K_c = 1'21 \cdot 10^{-6}$ .

8) El cloruro de nitrosilo se forma según la reacción:



El valor de  $K_c$  es  $4'6 \cdot 10^4$  a 298 K. Cuando se alcanza el equilibrio a esa temperatura, en un matraz de 1'5 litros hay 4'125 moles de  $\text{NOCl}$  y 0'1125 moles de  $\text{Cl}_2$ . Calcule: a) La presión parcial de  $\text{NO}$  en el equilibrio. b) La presión total del sistema en el equilibrio.

Datos:  $R = 0'082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$ .

Solución: a) 0'762 atm. b) 69'8 atm.

9) En un recipiente vacío se introduce cierta cantidad de  $\text{NaHCO}_3$  y a 120 °C se establece el siguiente equilibrio:

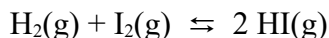


Si la presión en el equilibrio es 1720 mm de Hg, calcule: a) Las presiones parciales de  $\text{CO}_2$  y  $\text{H}_2\text{O}$  en el equilibrio. b) Los valores de las constantes  $K_c$  y  $K_p$  a esa temperatura.

Datos:  $R = 0'082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$ .

Solución: a)  $p_{\text{H}_2\text{O}} = p_{\text{CO}_2} = 860 \text{ mm Hg}$ . b)  $K_p = 1'28$ ,  $K_c = 1'23 \cdot 10^{-3}$ .

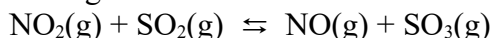
10) A 670 K, un recipiente de un litro contiene una mezcla gaseosa en equilibrio de 0'003 moles de hidrógeno, 0'003 moles de yodo y 0'024 moles de yoduro de hidrógeno, según el equilibrio:



En estas condiciones, calcula: a) El valor de  $K_c$  y  $K_p$ . b) La presión total en el recipiente y las presiones parciales de los gases de la mezcla. Datos:  $R = 0'082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$ .

Solución: a)  $K_c = K_p = 64$ . b) 1'65 atm,  $\text{H}_2$ : 0'165 atm,  $\text{I}_2$ : 0'165 atm, HI: 1'32 atm.

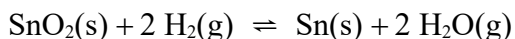
11) El  $\text{NO}_2$  y el  $\text{SO}_2$  reaccionan según la ecuación:



Una vez alcanzado el equilibrio, la composición de la mezcla contenida en un recipiente de 1 L de capacidad es 0'6 moles de  $\text{SO}_3$ , 0'4 moles de NO, 0'1 moles de  $\text{NO}_2$  y 0'8 moles de  $\text{SO}_2$ . Calcula: a) El valor de  $K_p$  en esas condiciones de equilibrio. b) La cantidad de moles de NO que habría que añadir al recipiente, en las mismas condiciones, para que la cantidad de  $\text{NO}_2$  fuera 0'3 moles.

Solución: a)  $K_p = 3$ . b) 2'05 mol.

12) Para la reacción en equilibrio:



a 750°C, la presión total del sistema es 32'0 mmHg y la presión parcial del agua 23'7 mmHg. Calcule: a) El valor de la constante  $K_p$  para dicha reacción, a 750°C. b) Los moles de  $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$  y de  $\text{H}_2(\text{g})$  presentes en el equilibrio, sabiendo que el volumen del reactor es de 2 L.

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

Solución: a) 8'19. b)  $\text{H}_2\text{O}$ :  $7'44\cdot 10^{-4}$  mol,  $\text{H}_2$ :  $2'6\cdot 10^{-4}$  mol.

### **De grado de disociación**

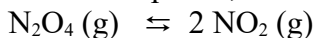
13) En un recipiente de 1 L de capacidad, en el que previamente se ha hecho el vacío, se introducen 0'37 moles de metanol. Se cierra el recipiente, y a 20 °C y se establece el siguiente equilibrio:



Sabiendo que la presión total en el equilibrio es 9'4 atmósferas, calcule: a) El valor de las constantes  $K_p$  y  $K_c$  a esa temperatura. b) El grado de disociación en las condiciones del equilibrio. Dato:  $R = 0'082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$ .

Solución: a)  $K_c = 1'29\cdot 10^{-5}$ ,  $K_p = 7'45\cdot 10^{-3}$ . b) 0'0284.

14) En un recipiente de 200 mL de capacidad, en el que previamente se ha hecho el vacío, se introducen 0'40 g de  $\text{N}_2\text{O}_4$ . Se cierra el recipiente, se calienta a 45 °C y se establece el siguiente equilibrio:

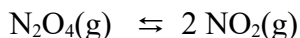


Sabiendo que a esa temperatura el  $\text{N}_2\text{O}_4$  se ha disociado en un 41'6 %, calcula: a) El valor de la constante  $K_c$ . b) El valor de la constante  $K_p$ .

Datos:  $A_r(\text{N}) = 14 \text{ u}$ ;  $A_r(\text{O}) = 16 \text{ u}$ ;  $R = 0'082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$ .

Solución: a) 0'0258. b) 0'673.

15) A 30 °C y 1 atm el  $\text{N}_2\text{O}_4$  se encuentra disociado un 20 % según el equilibrio siguiente:



Calcula: a) El valor de las constantes  $K_p$  y  $K_c$  a esa temperatura. b) El porcentaje de disociación a 30 °C y 0'1 atm de presión total. Datos:  $R = 0'082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$ .

Solución: a)  $K_c = 6'71 \cdot 10^{-3}$ ,  $K_p = 0'167$ . b) 54'3 %.

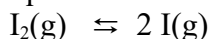
16) Al calentar pentacloruro de fósforo a 250 °C, en un reactor de 1 litro de capacidad, se descompone según:



Si una vez alcanzado el equilibrio, el grado de disociación es 0'8 y la presión total de una atmósfera, calcule: a) El número de moles de  $\text{PCl}_5$  iniciales. b) La constante  $K_p$  a esa temperatura. Dato:  $R = 0'082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$ .

Solución: a) 0'013 mol. b) 1'78.

17) A 1000 K se establece el siguiente equilibrio:

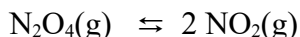


Sabiendo que cuando la concentración inicial de  $\text{I}_2$  es 0'02 M, su grado de disociación es 2'14 %, calcula: a) El valor de  $K_c$  a esa temperatura. b) El grado de disociación del  $\text{I}_2$ , cuando su concentración inicial es  $5 \cdot 10^{-4}$  M.

Solución: a)  $3'74 \cdot 10^{-5}$ . b) 0'128.

### **De alteración del equilibrio**

18) En un matraz de 20 L, a 25 °C, se encuentran en equilibrio 2'14 moles de  $\text{N}_2\text{O}_4$  y 0'50 moles de  $\text{NO}_2$  según:



a) Calcula el valor de las constantes a esa temperatura. b) ¿Cuál es la concentración de  $\text{NO}_2$  cuando se restablece el equilibrio después de introducir 2 moles adicionales de  $\text{N}_2\text{O}_4$ , a la misma temperatura? Datos:  $R = 0'082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$ .

Solución: a)  $K_c = 5'84 \cdot 10^{-3}$ ,  $K_p = 0'143$ . b) 0'0344 M.

19) En un recipiente de 1 L, a 20 °C, se introducen 51 g de  $\text{NH}_4\text{HS}$ . Transcurrido un tiempo las concentraciones son 0'13 M para cada gas. Sabiendo que a esa temperatura el valor de  $K_c$  es 0'2 para el equilibrio:



a) Demuestre que el sistema no se encuentra en equilibrio y calcule la concentración de cada especie una vez alcanzado el mismo. b) Calcule la cantidad en gramos de  $\text{NH}_4\text{HS}$  que queda una vez alcanzado el equilibrio. Masas atómicas: N = 14; H = 1; S = 32.

Solución: a)  $[\text{H}_2\text{S}] = [\text{NH}_3] = 0'447 \text{ M}$ . b) 28'2 g.

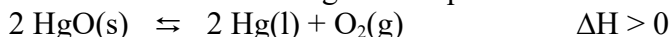
20) Considérese el siguiente sistema en equilibrio:



A 200 °C la constante de equilibrio  $K_c$  vale 0'022. En un momento dado las concentraciones de las sustancias presentes son:  $[\text{MX}_5] = 0'04 \text{ M}$ ,  $[\text{MX}_3] = 0'40 \text{ M}$  y  $[\text{X}_2] = 0'20 \text{ M}$ . a) Razone si, en esas condiciones, el sistema está en equilibrio. En el caso en que no estuviera en equilibrio ¿cómo evolucionaría para alcanzarlo?

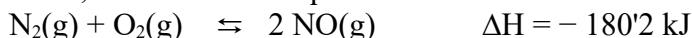
### **Cuestiones de equilibrio**

21) En un recipiente cerrado se establece el siguiente equilibrio:



a) Escribe las expresiones de las constantes  $K_c$  y  $K_p$ . b) ¿Cómo afecta al equilibrio un aumento de la presión parcial de oxígeno? c) ¿Qué le ocurrirá al equilibrio cuando se aumenta la temperatura? d) ¿Cómo afecta al equilibrio la adición de  $\text{HgO}$ ? ¿Y de  $\text{Hg}$ ? ¿Y de  $\text{O}_2$ ?

22) A 25 °C y 1 atmósfera, se establece el equilibrio:



Razone sobre la veracidad o falsedad de las siguientes afirmaciones: a) La constante de equilibrio se duplica si se duplica la presión. b) La reacción se desplaza hacia la izquierda si se aumenta la temperatura. c) Si se aumenta la concentración de  $\text{NO}$ , la constante de equilibrio aumenta. d) La concentración de  $\text{NO}$  en el equilibrio aumenta con un catalizador.

### **Cinética**

23) Para el proceso:  $2 \text{NO}(\text{g}) + 2 \text{H}_2(\text{g}) \rightarrow \text{N}_2(\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\text{g})$ , la ecuación de velocidad es:

$$v = k \cdot [\text{NO}]^2 \cdot [\text{H}_2]$$

- a) Indica el orden de la reacción con respecto a cada uno de los reactivos.
- b) ¿Cuál es el orden total de la reacción?
- c) Deduce las unidades de la constante de velocidad.
- d) Indica si la constante  $k$  es independiente de la temperatura.
- e) Justifique cuál es el reactivo que se consume más rápidamente.
- f) ¿Influye la temperatura en la velocidad de reacción? Justifique la respuesta. En qué tipo de reacciones irá más rápido ¿en las exotérmicas o en las endotérmicas?
- g) ¿Se puede considerar que, durante el transcurso de la reacción química, la velocidad de la reacción permanece constante?
- h) ¿Qué factores pueden modificar la velocidad de esta reacción?

Solución: c)  $[k] = \text{M}^{-2} \cdot \text{s}^{-1}$ .