

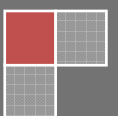
2010

Cinética Química y Equilibrio Químico

EJERCICIOS PARA EXAMEN U5 2º Química

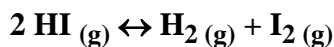
Recopilación de ejercicios preguntados en exámenes de cursos anteriores

M^a Teresa Gómez Ruiz
IES Politécnico Cartagena. Dpto: Física/Química
15/09/2010



Ejercicios para Examen 2º Química U 5 “Cinética Química y Equilibrio químico”

- 1 El yoduro de hidrógeno se descompone según el equilibrio siguiente:



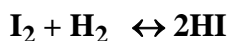
Dentro de un recipiente cerrado, en equilibrio, hay **0,38 mol** de $\text{I}_2 \text{(g)}$, **0,08 mol** de $\text{H}_2 \text{(g)}$ y **1,24 mol** de HI (g) .

Se añaden **0,30 mol** de $\text{H}_2 \text{(g)}$ y se establece de nuevo el equilibrio.

Calcula el número de moles de cada gas en el equilibrio (que se establece después de la adición de hidrógeno).

Sol: $n(\text{HI}) = 1,56 \text{ mol}$; $n(\text{H}_2) = n(\text{I}_2) = 0,22 \text{ mol}$.

- 1 Para la reacción de formación del yoduro de hidrógeno, según la ecuación:



La constante de equilibrio $K_c = 64$, a 400°C . Calcular la cantidad (en gramos) de HI que se forma cuando en un recipiente de **15L** se mezclan **2 moles** de I_2 con otros **2 moles** de H_2 y se alcanza el equilibrio a esa temperatura.

1

Sol: **410 g**.

- 1 En un recipiente de **10 L** se introducen **0,60 moles** de tetróxido de dinitrógeno a **348,2 K**. La presión en el equilibrio es de **2 atm**.

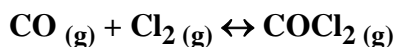
Calcula para el equilibrio:



- a) El número de moles de cada sustancia en el equilibrio.
b) El valor de K_p a esa temperatura.

Sol: a) $n(\text{N}_2\text{O}_4) = 0,50 \text{ mol}$ $n(\text{NO}_2) = 0,20 \text{ mol}$. b) $K_p = 0,23$.

- 1 En un recipiente cerrado y vacío de **10 litros** se introducen **1,12 gramos** de monóxido de carbono y **2,84 gramos** de cloro. Se eleva la temperatura a **525°C** y cuando se alcanza el equilibrio:



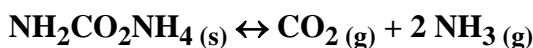
La presión total es de **328 mmHg**.

Calcular:

- a) Las constantes K_p y K_c a **525°C** para este equilibrio.
b) La composición, en % en volumen, de la mezcla gaseosa en el equilibrio.

Sol: a) $K_p = 3,2$; $K_c = 207$. b) $\text{COCl}_2 = 21,2\%$; $\text{CO} = \text{Cl}_2 = 39,4\%$.

- 1 El compuesto $\text{NH}_2\text{CO}_2\text{NH}_4$ (s) se descompone según la reacción:



En un recipiente, en el que previamente se ha hecho el vacío, se calienta una cierta cantidad del compuesto sólido y se observa que la presión total del gas en el equilibrio es de **0,843 atm** a **400 K**.

2

- a) Calcular K_p y K_c para el equilibrio representado.
b) Calcular la cantidad (en moles) del compuesto sólido que quedará sin descomponer si se introduce **1 mol** en un recipiente vacío de **1 litro** y se calienta hasta **400 K**.

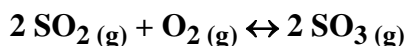
Datos: $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L} / \text{K}\cdot\text{mol}$.

Sol: a) $K_p = 8,9 \cdot 10^{-2}$; $K_c = 2,5 \cdot 10^{-6}$. b) **0,992 mol**.

- 1 En la descomposición térmica del carbonato cálcico, la presión parcial del CO_2 vale **190 mmHg**, a la temperatura de **800°C**. Calcular los valores de las constantes de equilibrio K_p (atm) y K_c .

Sol: $K_p = 0,250$; $K_c = 2,84 \cdot 10^{-3}$.

- 1 En la fabricación industrial del ácido sulfúrico, la etapa más importante es la oxidación del dióxido de azufre:



Cuya constante de equilibrio, K_c , a 550°C , vale **729**.

Calcular la concentración de oxígeno necesaria, en el equilibrio, para que existan cantidades equimoleculares de $\text{SO}_2(\text{g})$ y $\text{SO}_3(\text{g})$

Sol: **$1,37 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$** .

- 1 A 250°C y **1,00 atm** de presión total, el **80%** del PCl_5 está dissociado en PCl_3 y Cl_2 . Calcular:

a) La constante de equilibrio de disociación K_p , a dicha temperatura.

b) El porcentaje de disociación del PCl_5 , a la misma temperatura, cuando la presión total es de **5,0 atmósferas**.

Sol: a) **1,8 atm** ; b) $\alpha = 51\%$.

3

- 2 A 25°C , el producto de solubilidad de una disolución acuosa saturada de $\text{Ba}(\text{IO}_3)_2$, es **$6,5 \cdot 10^{-10}$** . Calcular:

a) La solubilidad de la sal expresada en **g/L**.

b) La concentración molar de los iones IO_3^- y Ba^{2+} .

c) La solubilidad de la citada sal, expresada en **g/L**, en una disolución **0,1 M** de KIO_3 a la misma temperatura.

Sol: a) **0,27 g/L**. b) $[\text{IO}_3^-] = 1,1 \cdot 10 \text{ mol/L}$; $[\text{Ba}^{2+}] = 5,5 \cdot 10 \text{ mol/L}$. c) **$3,2 \cdot 10 \text{ g/L}$** .

- 2 A una disolución saturada de CaF_2 se le añade NaF hasta hacerla **0,10M** en esta sal (NaF). Calcular la concentración de iones Ca^{+2} que quedan en disolución.

Dato: $K_s \text{CaF}_2 = 3,4 \cdot 10^{-11}$.

Sol: $[\text{Ca}^{+2}]_{\text{disolución}} = 3,4 \cdot 10^{-9} \text{ mol/L}$

- 2 Sabiendo que el producto de solubilidad del sulfato de bario es $1,1 \cdot 10^{-10}$, ¿cuántos gramos de BaSO_4 se podrán disolver en 100L de agua?

Sol: **0,25 g.**

- 3B El metanol (alcohol metílico) se fabrica industrialmente por hidrogenación del monóxido de carbono, según la reacción:



La **constante de equilibrio** de esta reacción variará:

- a) Al aumentar la temperatura.
- b) Al aumentar la presión total.
- c) Al aumentar la presión parcial de H_2 .
- d) Al añadir al sistema un catalizador positivo

Sol: **a.**

La **concentración de metanol** aumentará:

- a) Al aumentar la temperatura.
- b) Al aumentar la presión total.
- c) Al aumentar la presión parcial de H_2 .
- d) Al añadir al sistema un catalizador positivo.

Sol: **b,c.**

- 3C Para el equilibrio químico que aparece representado por la reacción:



Los valores de K_p a las temperaturas de **400K** y **500 K** son, respectivamente, **$4,79 \cdot 10$** y **$1,70 \cdot 10^3 \text{ atm}$** . Justificar el efecto que producirán en la concentración de NO_2 las siguientes modificaciones del equilibrio:

- a) Un aumento de temperatura a presión constante.
- b) Un aumento de presión a temperatura constante.

c) Un aumento de volumen a temperatura constante.

3D El proceso de descomposición del $\text{NH}_4\text{Cl}_{(s)}$ para dar $\text{NH}_3_{(g)}$ y $\text{HCl}_{(g)}$ tiene un valor de $\Delta H = 123,6 \text{ Kcal/mol}$, a cierta temperatura.

Una vez alcanzado el equilibrio en este proceso:

a) Razonar cómo afectaría a la concentración de $\text{NH}_3_{(g)}$:

1) Una disminución de la temperatura;

2) Un aumento de la presión.

b) Explicar cómo afectaría a K_c un aumento de la temperatura.

c) ¿Cómo afectaría a K_c un aumento de la concentración de $\text{HCl}_{(g)}$?

Sol: a) 1: disminuye $[\text{NH}_3_{(g)}]$; 2: disminuye $[\text{NH}_3_{(g)}]$

b) aumenta K_c .

c) no varía su K_c .

***3+4** En el equilibrio de la siguiente reacción:



5

La **concentración de metanol** aumentará:

a) Al aumentar la temperatura.

b) Al aumentar la presión total.

c) Al aumentar la presión parcial de H_2 .

d) Al añadir al sistema un catalizador positivo.

Sol: b,c.

(** Deberían estar las dos en una sola pregunta*)

***4.+3-** El metanol (alcohol metílico) se fabrica industrialmente por hidrogenación del monóxido de carbono, según la reacción:

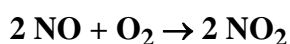


La **constante de equilibrio** de esta reacción variará:

- a) Al aumentar la temperatura.
- b) Al aumentar la presión total.
- c) Al aumentar la presión parcial de H_2 .
- d) Al añadir al sistema un catalizador positivo

Sol: a.

4B Para la reacción de oxidación del óxido nítrico a dióxido de nitrógeno:



Se ha encontrado experimentalmente que, cuando se **duplica** la concentración de los **dos reactivos**, la velocidad se hace **ocho veces mayor**, pero, si se **duplica** solamente la concentración de **oxígeno**, la velocidad se hace **doble**.

Deducir la ley diferencial de velocidad.

Sol: $v = k[\text{NO}]^2[\text{O}_2]$.

4C En la reacción: $\text{N}_2 + 3 \text{H}_2 \rightarrow 2 \text{NH}_3$

El N_2 está reaccionando a una velocidad de **0,3 M/min**.

- a) ¿Cuál es la velocidad a la que está desapareciendo el H_2 , y cuál es la velocidad a la que se está formando el NH_3 ?
- b) ¿Podrías con estos datos proponer valores adecuados para x e y en la expresión de la velocidad, $v = [\text{N}_2]^x \cdot [\text{H}_2]^y$, o necesitaría alguna otra información?

Sol: a) $v[\text{H}_2] = 0,9 \text{ M/min}$;

$v[\text{NH}_3] = 0,6 \text{ M/min}$

b) No es posible.

4C Para la reacción: $\text{A} + \text{B} \rightarrow \text{C} + \text{D}$; se ha encontrado experimentalmente la siguiente ecuación de velocidad: $v = k[\text{A}]$

- a) ¿Qué puede deducir acerca del mecanismo?
- b) ¿Qué reactivos participan en el complejo activado?

c) Si se dobla la concentración del reactivo **B**, ¿en qué proporción aumentará la velocidad de la reacción?

4 La reacción de formación del amoníaco, a partir de sus elementos, puede decirse que se encuentra en equilibrio cuando:

- a) Después de un cierto tiempo, la cantidad de amoníaco que se forma es prácticamente nula.
- b) La cantidad de amoníaco formado varía proporcionalmente con el tiempo.
- c) Las velocidades de la reacción directa e inversa son nulas.
- d) Las velocidades de reacción directa e inversa son iguales pero distintas de cero.

Sol: **d**

4 La energía de activación de una reacción química:

- a) Es relativamente pequeña para las reacciones exotérmicas.
- b) Es relativamente grande para las reacciones endotérmicas.
- c) No depende directamente de ΔH de la reacción.
- d) Disminuye mucho al aumentar la temperatura.

7

Sol: **c**

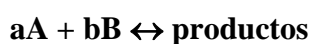
4 Para una reacción endotérmica, que se realiza en una sola etapa, se ha determinado el calor de reacción $\Delta H = 55\text{KJ}$.

De los siguientes valores (en KJ) para la energía de activación, ¿cuál se puede descartar con seguridad?

- a) 45 b) 70 c) 95 d) 150

Sol: **a.**

5B Para una reacción elemental cualquiera de la forma:



Distingue claramente entre: "Velocidad de reacción", "Ley de velocidad de reacción" y "Constante de velocidad de reacción".

Sol: Velocidad de reacción = - d [A]/d t.

Ecuación de velocidad ó ley diferencial de velocidad de reacción, $v = K \cdot [A]^a \cdot [B]^b$

Constante de velocidad, K.

5C Indica, justificando las respuestas, si las siguientes proposiciones son verdaderas o falsas:

- a) Cuando se añade un catalizador a una reacción, esta se hace más exotérmica y su velocidad aumenta.
- b) En general, las reacciones químicas aumentan su velocidad a temperaturas más altas.
- c) Las reacciones químicas entre compuestos iónicos en disolución suelen ser más altas.
- d) La velocidad de las reacciones químicas, en general, es mayor en las disoluciones concentradas que en las diluidas.

5D Para una reacción dada:



Explica brevemente cómo influye la presencia de un catalizado:

- a) En el mecanismo de reacción.
- b) En la cantidad de producto obtenida.
- c) En la velocidad de reacción.
- d) En la modificación del estado de equilibrio.

5D Cuando a una reacción química se le añade un catalizador positivo:

- a) Disminuye el calor de reacción ΔH .
- b) Se hace más negativo el valor de ΔG y, por tanto, la reacción es más espontánea.
- c) Aumenta únicamente la velocidad de la reacción directa.
- d) Aumentan por igual las dos velocidades, de la reacción directa y de la reacción inversa.

Sol: **d**

5E Al elevar la temperatura a la que se realiza una reacción química:

- a) Aumenta la velocidad si la reacción es endotérmica, pero disminuye si es exotérmica.
- b) Aumenta siempre la velocidad de reacción.
- c) Disminuye la concentración de los reactivos y por ello la constante de velocidad.
- d) Aumenta la velocidad media de las moléculas y con ella la energía de activación.

Sol: **b**

5 La velocidad de una reacción química.

- a) Puede expresarse siempre en **mol.L⁻¹.s**.
- b) Puede expresarse siempre en **mol.L⁻¹.s⁻¹**.
- c) Sus unidades dependen del orden de reacción.

9

Indicar las respuestas verdaderas

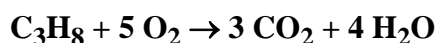
Sol: **b**

5 Decir si el enunciado siguiente es verdadero o falso:

"La velocidad de una reacción química conserva el mismo valor numérico durante todo el tiempo que dure la reacción".

Sol: **Falso**

5 La combustión del gas propano tiene lugar según la ecuación:



Con esta única información puede asegurarse que:

- a) El orden total de la reacción directa es 6.
- b) El orden total de la reacción inversa es 7.

c) Para quemar **1 mol** de propano se necesitan siempre **5 moles** de **O₂**.

Sol: **c**

5 La constante de velocidad, **K**, de una reacción química:

a) Puede expresarse siempre en **mol⁻¹.L.s⁻¹**.

b) Sus unidades dependen de la ley diferencial de velocidad.

c) Conserva el mismo valor numérico durante todo el tiempo que dure la reacción.

Indicar las respuestas verdaderas

Sol: **b, c**.

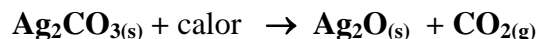
5 Decir si el enunciado siguiente es verdadero o falso:

"La *teoría de las colisiones* establece que la *velocidad de reacción* es directamente proporcional *al número de choques por segundo* entre las moléculas reaccionantes".

Sol: **Verdadero**.

Cinética y Equilibrio Químico

- 1 El carbonato de plata tiene tendencia a descomponerse. Si se mantiene en un recinto cerrado, acaba por alcanzar un estado de equilibrio caracterizado por:



La constante de equilibrio K_p a 110°C vale **0,0095**.

Suponiendo que se introduce en un recipiente de 100cm^3 una muestra de **0,5 gramos** de Ag_2CO_3 y se calienta a 110°C , ¿qué valor alcanzará la presión del CO_2 cuando se alcanza el equilibrio?

Solución: $P_{\text{CO}_2} = 0,0095 \text{ atm}$

- 2 La constante K_p correspondiente a la reacción: $\text{CO}_{2(g)} + \text{H}_{2(g)} \rightarrow \text{CO}_{(g)} + \text{H}_2\text{O}_{(g)}$ vale, a 1027°C , **0,700**. Si se mezclan **10 moles** de CO_2 y **10 moles** de H_2 , y se calientan a esa temperatura, alcanzando una presión de **10 atm**:
- ¿Cuáles son las fracciones molares en el equilibrio?
 - ¿Cuáles son las presiones parciales en el equilibrio?
 - ¿Cuáles son los valores de las constantes K_c y K_x ?

11

Reacción	$\text{CO}_{2(g)} + \text{H}_{2(g)} \rightarrow \text{CO}_{(g)} + \text{H}_2\text{O}_{(g)}$			
Moles iniciales	10	10	0	0
Moles en el equilibrio	10-x	10-x	x	x
Moles totales en el equilibrio	$10-x + 10 - x + x + x = 20$			
Fracciones molares en el equilibrio	$\frac{10-x}{20}$	$\frac{10-x}{20}$	$\frac{x}{20}$	$\frac{x}{20}$
Presiones parciales En el equilibrio	$\frac{10-x}{20} \cdot P$	$\frac{10-x}{20} \cdot P$	$\frac{x}{20} \cdot P$	$\frac{x}{20} \cdot P$

- 3 En una reacción del tipo $aA + bB \rightarrow \text{productos}$, estudiada experimentalmente en el laboratorio, se obtuvieron los siguientes valores de concentraciones y velocidades:

Experiencia	Concentración de A (mol ⁻¹)	Concentración de B (mol ⁻¹)	Velocidad (mol.l ⁻¹ .s ⁻¹)
1 ^a	0,02	0,01	4,4.10 ⁻⁴
2 ^a	0,02	0,02	17,6.10 ⁻⁴
3 ^a	0,04	0,02	35,2.10 ⁻⁴
4 ^a	0,04	0,04	140,8.10 ⁻⁴

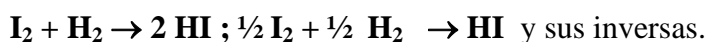
- Calcular: a) El orden de la reacción respecto a **A** y respecto a **B**, y el orden total
b) La constante de velocidad
c) La ecuación de la velocidad.

- 4 Una sustancia **A** se descompone según una reacción de segundo orden, de tal modo que los factores de velocidad a las temperaturas de **600K** y **625K** son, respectivamente, **0,55 mol⁻¹.l.s⁻¹** y **1,50 mol⁻¹.l.s⁻¹**. ¿Cuál es la energía de activación de la reacción en el intervalo de temperatura considerado?
- 5 En un recipiente se introducen **2,94 moles** de yodo y **8,10 moles** de hidrógeno, estableciéndose el equilibrio cuando se han formado **5,60 moles** de yoduro de hidrógeno. A la temperatura de la experiencia todas las sustancias son gaseosas y están integradas por moléculas diatómicas.

- Calcular: a) Las cantidades de yodo e hidrógeno que han reaccionado;
b) la constante de equilibrio de la reacción $I_2 + H_2 \rightarrow 2 HI$

- 6 Las presiones parciales de **H₂**, **I₂** y **HI**, en equilibrio a **400°C**, son, respectivamente, **0,150**, **0,384** y **1,850 atm**.

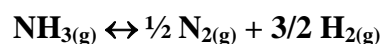
Calcular las constantes **K_p** a esa temperatura para las reacciones:



- 7 La disociación del dióxido de nitrógeno en monóxido de nitrógeno y oxígeno se realiza en un recipiente cerrado a **327°C**. Las concentraciones de los tres gases en el equilibrio son **0,0146, 0,00382 y 0,00191 moles/l**, respectivamente. Calcular las constantes **K_c** y **K_p** a esa temperatura.
- 8 En un recipiente vacío se introduce hidrogeno carbonato de sodio sólido y se calienta a **120°C** . Cuando se alcanza el equilibrio la presión es de **1720mm de Hg**. Hallar **K_c** y **K_p** para el proceso:



- 9 Sabiendo que a **600°K** la constante de equilibrio (**K_c**) es **0,395mol.l⁻¹**, para la reacción:



Calcular las concentraciones de amoniaco, nitrógeno e hidrógeno de la mezcla gaseosa en equilibrio existente en el interior de un matraz de **1 litro** de capacidad, en el que se han inyectado **2,65 gramos** de **NH_{3(g)}** a **600°K**.