

Olimpiada de Química de Castilla y León año 2014

Cuestiones

- Un compuesto contiene un 85,7% en masa de carbono y un 14,3% en masa de hidrógeno. 0,72 g del mismo en estado gaseoso a 110°C y 0,967 atm ocupan un volumen de 0,559 L. ¿Cuál es su fórmula molecular?
 - CH₂
 - C₂H₄
 - C₃H₆
 - C₄H₈
- Cuánto pesaría medio mol de manzanas si cada manzana pesa 0.15 g
 - $4.52 \cdot 10^{22}$ kg
 - $4.52 \cdot 10^{19}$ kg
 - $2.01 \cdot 10^{23}$ g
 - $2.01 \cdot 10^{21}$ kg
- El carbono natural contiene 1,11% de ¹³C. Calcule los gramos de ¹³C que contienen 100,0 kg de metano, CH₄.
 - $8,31 \cdot 10^2$
 - $7,48 \cdot 10^2$
 - 69,2
 - 0,831
- La molécula de oxígeno es más voluminosa que la de hidrógeno, por lo que:
 - En condiciones normales, un mol de oxígeno ocupa un volumen mayor que un mol de hidrógeno.
 - El precio de un mol de oxígeno es mayor que el de un mol de hidrógeno.
 - En condiciones normales, un mol de oxígeno y un mol de hidrógeno ocupan el mismo volumen.
 - El agua contiene dos átomos de hidrógeno y uno de oxígeno, para que los dos elementos ocupen la misma fracción del volumen de la molécula.
- La densidad de un gas desconocido es 1,375 veces superior a la del oxígeno en las mismas condiciones de presión y temperatura. Por tanto, la masa molar de dicho gas es:
 - 44 g/mol
 - 23,27 g/mol
 - 22 g/mol
 - Faltan datos
- La densidad del D₂, gas, en condiciones normales es:
 - 0,09 gL⁻¹
 - 0,18 gL⁻¹
 - 0,27 gL⁻¹
 - 0,71 gL⁻¹
- ¿Cuál es la fracción molar del agua en 200 g de etanol del 95% en masa?
 - 0,05
 - 0,12
 - 0,60
 - 0,85
- Si se mezclan volúmenes iguales de disoluciones de sulfato de potasio y cloruro de potasio, ambas 0,1 M, y consideramos los volúmenes aditivos, la concentración en K⁺ de la nueva disolución será:
 - 0,15 M
 - 0,2 M
 - 0,3 M
 - No se puede calcular sin conocer V.

9. Las disoluciones de sacarosa (azúcar común) se utilizan para la preparación de almíbar. En un laboratorio de una industria conservera se está probando un jarabe que contiene 17,1 g de sacarosa ($C_{12}H_{22}O_{11}$) y 100 mL de agua. Si la densidad de esta disolución, a $20^{\circ}C$, es $1,10 \text{ g}\cdot\text{cm}^{-3}$, ¿cuál es su molaridad?

- a) 0,469 M
- b) 0,500 M
- c) 4,69 M
- d) 5,00 M

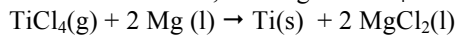
10. Se tienen 100 mL de una disolución de 0,5 M de ácido nítrico y se diluyen hasta 1 L. ¿Cuál será la concentración de la nueva disolución?

- a) 5 M
- b) 1 M
- c) 0,05 M
- d) 0,005 M

11. El número de kilogramos de cobre que puede extraerse de $3,71\cdot 10^3 \text{ kg}$ de un mineral de este elemento de fórmula $CuFeS_2$ es:

- a) 1285 kg
- b) 1,28 g
- c) $12,8\cdot 10^3 \text{ kg}$
- d) 128 kg

12. Si se hacen reaccionar $3,54\cdot 10^7 \text{ g}$ de $TiCl_4$ con $1,13\cdot 10^7 \text{ g}$ de Mg según:



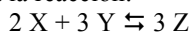
y se obtienen $7,91 \times 10^3 \text{ Kg}$ de Ti, el rendimiento del proceso es:

- a) 0,88 %
- b) 88,4 %
- c) 8,84 %
- d) 44,2 %

13. Una muestra de 0,738 g del sulfato $M_2(SO_4)_3$ reacciona con $BaCl_2$ en exceso, produciendo 1,511 g de $BaSO_4$. ¿Cuál es la masa atómica de M?

- a) 26,87 g/mol
- b) 268,7 g/mol
- c) 17,83 g/mol
- d) 21,01 g/mol

14. Para la reacción:



la combinación de 2,00 moles de X con 2,00 moles de Y produce 1,75 moles de Z. ¿Cuál es el rendimiento de esta reacción en %?

- a) 43,8%
- b) 58,3%
- c) 66,7%
- d) 87,5%

15. El hidrógeno y el oxígeno se encuentran formando H_2O en la relación en peso 1/8. Si se prepara una reacción entre 0,18 g de hidrógeno y 0,18 g de oxígeno:

- a) Parte del oxígeno quedará sin reaccionar.
- b) Parte del hidrógeno quedará sin reaccionar.
- c) Todo el hidrógeno quedará sin reaccionar.
- d) Todo el hidrógeno reaccionará con el oxígeno.

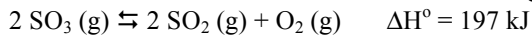
16. Cuáles de estos números cuánticos (n , l , m_l , m_s) puede corresponder al último electrón del galio:

- a) 3, 2, 1, -1/2
- b) 4, 1, 0, +1/2
- c) 4, 1, 2, +1/2
- d) 3, 1, -1, -1/2

17. El orden de los radios atómicos entre estas parejas es:
- O > Se
 - Ca < Br
 - Ba > F
 - Ra < Cl
- 18.Cuál de estas sustancias tiene mayor solubilidad en agua:
- NaCl
 - I₂
 - CCl₄
 - CuO
- 19.Cuál de estas sustancias no presenta enlaces de hidrógeno:
- H₂O
 - HF
 - H₂Te
 - CH₃OH
20. Heisenberg afirmó en su conocido principio que:
- Es imposible conocer simultáneamente la velocidad y posición exacta de una partícula atómica.
 - Un electrón no puede tener iguales los cuatro números cuánticos.
 - La energía ni se crea ni se destruye, sólo se transforma.
 - Existe una relación inversa entre la energía de un electrón y el cuadrado de su distancia al núcleo.
21. El número de neutrones de un núcleo de $^{239}_{94}\text{Pu}$ es
- 94
 - 239
 - 145
 - 333
22. ¿Cuál de los siguientes pares de especies químicas son isoelectrónicas?
- Ne y Ar
 - F⁻ y Cl⁻
 - Ne y F⁻
 - Na⁺ y Na
23. El número atómico de un elemento viene dado por:
- El año en que fue descubierto ese elemento.
 - El número de neutrones que posee su núcleo atómico.
 - Su masa atómica.
 - El número de protones existente en el átomo de dicho elemento.
24. ¿Cuál de los siguientes compuestos es iónico?
- NF₃
 - NaBr
 - CCl₄
 - ICl
25. El punto de ebullición del nitrógeno es
- mayor que el del CO
 - menor que el del CO
 - hierven a la misma temperatura
 - ambos son gases a cualquier temperatura.
26. Los orbitales híbridos que utiliza el átomo de azufre en los enlaces sigma con los átomos de oxígeno del dióxido de azufre se denominan:
- sp
 - sp²
 - sp³
 - dsp²

27. Los números atómicos del Mn y Ni son 25 y 28, respectivamente. Los iones Mn(II) y Ni(II) son, respectivamente:
- Iones s^2d^3 y s^2d^6 .
 - Ambos iones son d^5 .
 - Iones d^5 y d^8 .
 - Ambos iones son d^8 .
28. El trifluoruro de boro es una molécula cuya forma geométrica es:
- lineal
 - plana triangular
 - tetraédrica
 - piramidal
29. Para los siguientes compuestos, señale cuál tiene mayor ángulo de enlace:
- F–B–F en el $\text{BF}_3(\text{g})$
 - Cl–C–Cl en el $\text{H}_2\text{CCl}_2(\text{g})$
 - H–O–H en el $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$
 - Cl–Be–Cl en el $\text{BeCl}_2(\text{g})$
30. ¿En cuál de los siguientes compuestos no se cumple la regla del octeto para el átomo central?
- CO_2
 - NF_3
 - OF_2
 - PF_5
31. Si la entalpía de vaporización del agua a 100°C es $40,7 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$, calcule ΔS para la vaporización de 1,00 mol de $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$ a esta temperatura.
- $109 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}$
 - $-109 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}$
 - $136 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}$
 - $40700 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}$
32. De las siguientes afirmaciones, ¿cuál es cierta?
- En un proceso adiabático ΔH siempre será igual a cero.
 - El calor estándar de formación de un elemento es negativo.
 - $Q+W$ es una función de estado.
 - Cualquier reacción con $\Delta G > 0$ será muy lenta.
33. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es falsa?
- En un proceso espontáneo la entropía del sistema puede disminuir.
 - Un proceso espontáneo puede ser endotérmico.
 - En un proceso espontáneo a presión y temperatura constante la energía solo aumenta cuando realiza trabajo de presión - volumen.
 - En un proceso espontáneo la variación de la entropía del sistema puede ser nula.
34. Una reacción química tiene una constante de equilibrio muy elevada. Por tanto:
- El equilibrio se alcanzará rápidamente.
 - La mezcla de los reactivos puede ser explosiva.
 - La velocidad no dependerá de las concentraciones de los reactivos.
 - No se puede decir nada de la velocidad de la reacción.
35. Para la siguiente reacción: $\text{A}(\text{g}) \rightleftharpoons \text{B}(\text{g}) + \text{C}(\text{g})$ llevada a cabo a 25°C , la variación de entalpía es menor que cero y la de entropía es mayor que cero.
- Para que la reacción sea espontánea es necesario aumentar la temperatura.
 - La reacción será espontánea a cualquier temperatura.
 - Para que la reacción sea espontánea es necesario disminuir la temperatura.
 - La reacción no es espontánea en ningún caso.

36. Para favorecer la disociación del trióxido de azufre según la reacción:



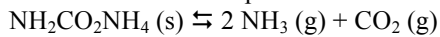
Deberíamos:

- a) Aumentar la presión del reactor y aumentar la concentración de SO_3 .
- b) Aumentar la concentración de SO_3 y aumentar el volumen del reactor.
- c) Disminuir la temperatura y retirar SO_2 del reactor.
- d) Añadir un catalizador y aumentar la concentración de oxígeno.

37. El equilibrio: $\text{N}_2 (\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{N} (\text{g})$ a temperatura constante.

- a) No varía si se añade Ar a presión constante.
- b) No varía si se introduce Ar a volumen constante.
- c) No varía si se reduce el volumen del recipiente.
- d) Solo cambia si se modifica la presión.

38. Para la reacción de descomposición de carbamato de amonio:



en el equilibrio la presión total del gas es 0,843 atm a 400 K. La constante de equilibrio K_p a esta temperatura es:

- a) 0,0222
- b) 0,00701
- c) 0,843
- d) 0,0888

39. Para la reacción química: $3 \text{Fe} (\text{s}) + 4 \text{H}_2\text{O} (\text{g}) \rightleftharpoons \text{Fe}_3\text{O}_4 (\text{s}) + 4 \text{H}_2 (\text{g})$, la relación entre las constantes de equilibrio K_p y K_c es:

- a) $K_p = (K_c)^2$
- b) $K_p = K_c / (RT)^2$
- c) $K_p = K_c$
- d) $K_p = K_c (RT)^2$

40. Mezclamos 20 mL de una disolución que contiene 0,0088 g de nitrato de plata con 30 mL de una disolución de ácido clorhídrico que ha sido preparada diluyendo 1 mL de clorhídrico comercial (densidad = 1.18 g cm^{-3} y riqueza = 35 %) a 1 L. Suponiendo que los volúmenes son aditivos ¿se formará precipitado?

- a) Sí, porque el valor de Q es $1,7 \cdot 10^{-10}$
- b) Sí, porque el valor de Q menor de $1,7 \cdot 10^{-10}$
- c) No, porque el valor de Q menor de $1,7 \cdot 10^{-10}$
- d) Sí, porque el valor de Q es mayor de $1,7 \cdot 10^{-10}$

($K_{ps} (\text{AgCl}) = 1,7 \cdot 10^{-10}$)



Pruebas de Acceso a enseñanzas
universitarias oficiales de grado
Castilla y León

QUÍMICA

Texto para
los
Alumnos

1. Tabla periódica de los elementos

		Grupos																							
		1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18						
1	H 1,01																			2 He 4,00					
2	Li 6,94	4 Be 9,01																		5 B 10,81	6 C 12,01	7 N 14,01	8 O 16,00	9 F 19,00	10 Ne 20,18
3	Na 22,99	12 Mg 24,31																		13 Al 26,98	14 Si 28,09	15 P 30,97	16 S 32,06	17 Cl 35,45	18 Ar 39,95
4	K 39,10	20 Ca 40,08	21 Sc 44,96	22 Ti 47,87	23 V 50,94	24 Cr 52,00	25 Mn 54,94	26 Fe 55,85	27 Co 58,93	28 Ni 58,69	29 Cu 63,55	30 Zn 65,38	31 Ga 69,72	32 Ge 72,63	33 As 74,92	34 Se 78,97	35 Br 79,90	36 Kr 83,80							
5	Rb 85,47	38 Sr 87,62	39 Y 88,91	40 Zr 91,22	41 Nb 92,91	42 Mo 95,95	43 Tc 97,1	44 Ru 101,07	45 Rh 102,91	46 Pd 106,42	47 Ag 107,87	48 Cd 112,41	49 In 114,82	50 Sn 118,71	51 Sb 121,76	52 Te 127,60	53 I 126,90	54 Xe 131,29							
6	Cs 132,91	56 Ba 137,33	57 La 138,91	72 Hf 178,49	73 Ta 180,95	74 W 183,84	75 Re 186,21	76 Os 190,23	77 Ir 192,22	78 Pt 195,08	79 Au 196,97	80 Hg 200,59	81 Tl 204,38	82 Pb 207,2	83 Bi 208,98	84 Po [209]	85 At [210]	86 Rn [222]							
7	Fr [223]	88 Ra [226]	89 Ac [227]	104 Rf [267]	105 Db [270]	106 Sg [271]	107 Bh [270]	108 Hs [277]	109 Mt [276]	110 Ds [281]	111 Rg [282]	112 Cn [285]	113 Uut [285]	114 Fl [289]	115 Uup [289]	116 Lv [293]									

Z	X	Número atómico	Símbolo	Masa atómica
---	---	----------------	---------	--------------

2. Constantes físico-químicas

Carga elemental (e) : $1,602 \cdot 10^{-19}$ C
 Constante de Avogadro (N_A) : $6,022 \cdot 10^{23}$ mol⁻¹
 Unidad de masa atómica (u) : $1,661 \cdot 10^{-27}$ kg
 Constante de Faraday (F) : 96490 C mol⁻¹
 Constante molar de los gases (R) : $8,314$ J mol⁻¹ K⁻¹ = $0,082$ atm dm³ mol⁻¹ K⁻¹

3. Algunas equivalencias

1 atm = 760 mmHg = $1,013 \cdot 10^5$ Pa
 1 cal = $4,184$ J
 1 eV = $1,602 \cdot 10^{-19}$ J

57	La	58	Ce	59	Pr	60	Nd	61	Pm	62	Sm	63	Eu	64	Gd	65	Tb	66	Dy	67	Ho	68	Er	69	Tm	70	Yb	71	Lu
138,91	140,12	140,91	144,24	145	150,36	151,96	157,25	158,93	162,50	164,93	167,26	168,93	173,05	174,97	89	90	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102	103
Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr	1227	232,04	231,04	238,03	1237	1244	1243	1247	1247	1251	1252	1257	1258	1259	1262



**UNIVERSIDAD
DE SALAMANCA**
CAMPUS DE EXCELENCIA INTERNACIONAL



Universidad de León



Universidad
de Valladolid



Olimpiada de Química año 2014 de Castilla y León

Examen teórico: Cuadrícula de respuestas

01	02	03	04	05	06	07	08	09	10
c	b	a	c	a	b	b	a	a	c
11	12	13	14	15	16	17	18	19	20
a	b	a	d	b	b	c	a	c	a
21	22	23	24	25	26	27	28	29	30
c	c	d	b	b	b	c	b	d	d
31	32	33	34	35	36	37	38	39	40
a	c	c	d	b	b	b	d	c	d

1.- Se preparó una mezcla para la combustión de SO₂ abriendo una llave que conectaba dos cámaras separadas, una con un volumen de 2,125 L de SO₂ a una presión de 0,750 atm y la otra, con un volumen de 1,500 L y llena de O₂ a 0,500 atm. Los dos gases se encuentran a una temperatura de 80°C.

a) Calcule la fracción molar del SO₂ en la mezcla y la presión ejercida por ésta.

b) Si la mezcla se pasa sobre un catalizador para la formación de SO₃ y posteriormente vuelve a los dos recipientes originales conectados, calcule las fracciones molares y la presión total en la mezcla resultante. Suponga que la conversión del SO₂ es total considerando la cantidad de O₂ con la que se cuenta.

Dato: R = 0,082 atm·L·mol⁻¹·K⁻¹

Solución:

a) Considerando comportamiento ideal, el número de moles de gas contenido en cada cámara es:

$$n_{\text{SO}_2} = \frac{0,75 \text{ atm} \cdot 2,125 \text{ L}}{0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} (273+80)\text{K}} = 0,055 \text{ mol SO}_2$$

$$n_{\text{O}_2} = \frac{0,5 \text{ atm} \cdot 1,500 \text{ L}}{0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} (273+80)\text{K}} = 0,026 \text{ mol O}_2$$

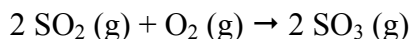
La fracción molar de SO₂ es:

$$y_{\text{SO}_2} = \frac{0,055 \text{ mol SO}_2}{0,055 \text{ mol SO}_2 + 0,026 \text{ mol O}_2} = 0,679$$

La presión total de la mezcla al conectar ambas cámaras es:

$$P_T = \frac{(0,055 + 0,026) \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} (273 + 80)\text{K}}{(2,125 + 1,500)\text{L}} = 0,65 \text{ atm}$$

b) La ecuación química correspondiente a la reacción entre ambos gases es:



Al existir moles de ambas sustancias es preciso determinar cuál de ellas es el limitante:

$$\frac{0,055 \text{ mol SO}_2}{0,026 \text{ mol O}_2} > 2$$

Como la relación estequiométrica es > 2 quiere decir que sobra SO₂ y se gasta todo el O₂, que es el limitante de la reacción y determina la cantidad de SO₃ formado.

Relacionando el limitante con O₂ y SO₃:

$$0,026 \text{ mol O}_2 \frac{2 \text{ mol SO}_2}{1 \text{ mol O}_2} = 0,052 \text{ mol SO}_2 \text{ (consumido)}$$

$$0,055 \text{ mol SO}_2 \text{ (inicial)} - 0,052 \text{ mol SO}_2 \text{ (consumido)} = 0,003 \text{ mol SO}_2 \text{ (sobrante)}$$

$$0,026 \text{ mol O}_2 \frac{2 \text{ mol SO}_3}{1 \text{ mol O}_2} = 0,052 \text{ mol SO}_3 \text{ (formado)}$$

Las fracciones molares de los gases después de la reacción son:

$$y_{\text{SO}_2} = \frac{0,003 \text{ mol SO}_2}{0,003 \text{ mol SO}_2 + 0,052 \text{ mol SO}_3} = 0,055$$

$$y_{\text{SO}_3} = \frac{0,052 \text{ mol SO}_3}{0,003 \text{ mol SO}_2 + 0,052 \text{ mol SO}_3} = 0,945$$

La presión total de la mezcla gaseosa final es:

$$P_T = \frac{(0,003 + 0,052) \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} (273 + 80) \text{K}}{(2,125 + 1,500) \text{L}} = 0,44 \text{ atm}$$

2.- El tetraóxido de dinitrógeno (g) está parcialmente disociado en dióxido de nitrógeno (g). Si a la temperatura de 25 °C y 1 atm de presión, la densidad de la mezcla es de 3,12 g/L, calcule:

- El valor del grado de disociación del N_2O_4 .
- La presión parcial de cada gas en el equilibrio.
- Los valores de las constantes K_p y K_c .

Solución

a) Reacción de disociación:

	N_2O_4	2 NO_2
moles iniciales	n	-
Moles que se forman		$2 n \alpha$
Moles finales	$n (1 - \alpha)$	$2 n \alpha$

$$\text{Número total de moles} = n_{\text{total}} = (n - n\alpha) + 2n \alpha = n (1 + \alpha)$$

$$PV = n_{\text{total}} \cdot R \cdot T = n (1 + \alpha) \cdot R \cdot T = \text{masa} / M_{\text{N}_2\text{O}_4} (1 + \alpha) \cdot R \cdot T$$

$$P \cdot M_{\text{N}_2\text{O}_4} = \text{masa} / V (1 + \alpha) \cdot R \cdot T = \rho (1 + \alpha) \cdot R \cdot T$$

$$1 \text{ atm} \cdot 92,02 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 3,12 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1} (1 + \alpha) \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot (273+25) \text{ K}$$

$$1 + \alpha = 92,02 / 76,24 = 1,21$$

$$\alpha = 1,21 - 1 = 0,21$$

b) Fracción molar de $\text{N}_2\text{O}_4 = n(1 - \alpha) / n(1 + \alpha) = 1 - \alpha / 1 + \alpha = 0,653$

Presión parcial de $N_2O_4 = 1 \text{ atm} \cdot 0,653 = 0,653 \text{ atm}$

Fracción molar de $NO_2 = 2n\alpha / n(1 + \alpha) = 2 \alpha / (1 + \alpha) = 0,347$

Presión parcial de $NO_2 = 1 \text{ atm} \cdot 0,347 = 0,347 \text{ atm}$

c) $K_p = (\text{Presión parcial de } NO_2)^2 / \text{Presión parcial de } N_2O_4 = (0,347)^2 / 0,653 = 0,184$

$K_c = K_p (RT)^{-\Delta n} = 0,184 (RT)^{-(2-1)} = 0,184 / (0,082 \cdot 298) = 7,53 \cdot 10^{-3}$

3.- Teniendo en cuenta que la constante del producto de solubilidad del carbonato de bario ($BaCO_3$) es $5,0 \cdot 10^{-9}$ y la solubilidad el sulfato de bario ($BaSO_4$) es $2,45 \cdot 10^{-3} \text{ g/L}$, conteste a las siguientes cuestiones:

a) ¿Cuál de los dos compuestos tiene menor solubilidad en agua?

b) ¿Cuál es la solubilidad, expresada en g/L, de cada uno de los dos compuestos en una disolución de nitrato de bario de concentración $2 \cdot 10^{-3} \text{ M}$?

c) ¿Qué cantidad de cloruro de bario hay que añadir a 0,5 L de una disolución que contiene los aniones CO_3^{2-} y SO_4^{2-} en concentración 10^{-4} M de cada uno de ellos, para que empiece a precipitar el sulfato de bario?

d) Si en la disolución del apartado anterior continuamos añadiendo cloruro de bario hasta que empieza a precipitar el carbonato de bario, ¿cuál es la concentración de sulfato que permanece en disolución en ese momento?

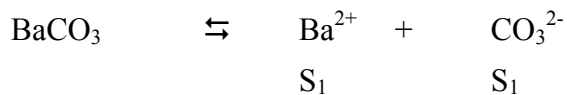
e) ¿Qué masa de sulfato de bario se habrá formado hasta ese momento?

Solución:

Compuesto 1: $BaCO_3$ $K_{ps} = 5,0 \cdot 10^{-9} = K_1$ $pK_1 = 8,3$

Compuesto 2: $BaSO_4$ $S = \boxed{2,45 \cdot 10^{-3} \text{ g/L}} = S_2$

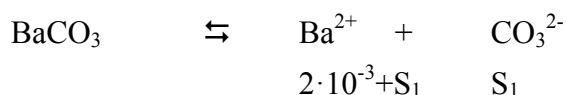
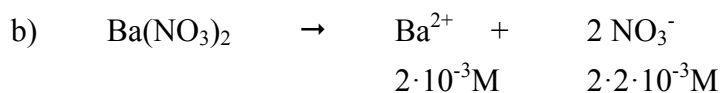
a)



$$K_1 = [Ba^{2+}][CO_3^{2-}] = S_1^2 \quad S_1 = \sqrt{K_1} = \sqrt{5,0 \cdot 10^{-9}} \quad S_1 = 7,07 \cdot 10^{-5} \text{ M}$$

$$M(BaCO_3) = 137,33 + 12,01 + 16 \cdot 3 = 197,34 \text{ g/mol}$$

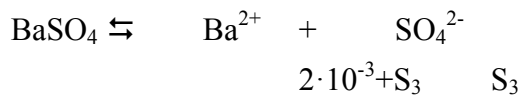
$$S_1 = \boxed{1,4 \cdot 10^{-2} \text{ g/L}} \quad S_2 < S_1 \quad \Rightarrow \quad \boxed{\text{El } BaSO_4 \text{ tiene menor solubilidad}}$$



$$K_1 = (2 \cdot 10^{-3} + S_1) S_1 \quad S_1 \ll 2 \cdot 10^{-3} \quad \text{por tanto:}$$

$$S_1 = \frac{K_1}{2 \cdot 10^{-3}} = \frac{5,0 \cdot 10^{-9}}{2 \cdot 10^{-3}} = 2,5 \cdot 10^{-6} \text{ M}$$

$$S_1 = 2,5 \cdot 10^{-6} \text{ mol/L} \cdot 197,34 \text{ g/mol} = \boxed{4,93 \cdot 10^{-4} \text{ g/L } BaCO_3}$$



$$K_2 = (2 \cdot 10^{-3} + S_3) S_3 \quad S_3 \ll 2 \cdot 10^{-3} \quad \text{por tanto:}$$

$$S_3 = \frac{K_2}{2 \cdot 10^{-3}} \quad \text{Para calcular el valor de } K_2 \text{ utilizamos el valor de la solubilidad inicial:}$$

$$K_2 = [\text{Ba}^{2+}][\text{SO}_4^{2-}] = S_2^2$$

$$S_2 = 2,45 \cdot 10^{-3} \text{ g/L}$$

$$M(\text{BaSO}_4) = 137,33 + 32,06 + 16 \cdot 4 = 233,39 \text{ g/mol} \quad S_2 = \frac{2,45 \cdot 10^{-3} \text{ g/L}}{233,39 \text{ g/mol}} = 1,05 \cdot 10^{-5} M$$

$$K_2 = (1,05 \cdot 10^{-5})^2 = 1,1 \cdot 10^{-10} \quad S_3 = \frac{K_2}{2 \cdot 10^{-3}} = \frac{1,1 \cdot 10^{-10}}{2 \cdot 10^{-3}} = 5,5 \cdot 10^{-8} M$$

$$S_3 = 5,5 \cdot 10^{-8} \text{ moles/L} \cdot 233,39 \text{ g/mol} = \boxed{1,28 \cdot 10^{-5} \text{ g/L BaSO}_4}$$



$$K_2 = [\text{Ba}^{2+}][\text{SO}_4^{2-}] = [\text{Ba}^{2+}] 10^{-4}$$

$$[\text{Ba}^{2+}] = \frac{K_2}{10^{-4}} = \frac{1,1 \cdot 10^{-10}}{10^{-4}} = 1,1 \cdot 10^{-6} M$$

$$1,1 \cdot 10^{-6} \text{ moles/L} \cdot 0,5 \text{ L} = 5,5 \cdot 10^{-7} \text{ moles Ba}^{2+} \quad \Leftrightarrow \quad 5,5 \cdot 10^{-7} \text{ moles BaCl}_2$$

$$M(\text{BaCl}_2) = 137,33 + 35,45 \cdot 2 = 208,23 \text{ g/mol}$$

$$5,5 \cdot 10^{-7} \text{ moles/L} \cdot 208,23 \text{ g/mol} = \boxed{1,15 \cdot 10^{-4} \text{ g BaCl}_2}$$

$$\text{d) } K_1 = [\text{Ba}^{2+}][\text{CO}_3^{2-}] = [\text{Ba}^{2+}] 10^{-4}$$

$$[\text{Ba}^{2+}] = \frac{K_1}{10^{-4}} = \frac{5,0 \cdot 10^{-9}}{10^{-4}} = 5,0 \cdot 10^{-5} M$$

$$K_2 = [\text{Ba}^{2+}][\text{SO}_4^{2-}] = 5,0 \cdot 10^{-4} [\text{SO}_4^{2-}]$$

$$[\text{SO}_4^{2-}] = \frac{K_2}{5,0 \cdot 10^{-4}} = \frac{1,1 \cdot 10^{-10}}{5,0 \cdot 10^{-4}} = \boxed{2,2 \cdot 10^{-6} M}$$

$$\text{e) } 10^{-4} - 2,2 \cdot 10^{-6} = 9,78 \cdot 10^{-5} M \quad \text{SO}_4^{2-} \text{ habrá precipitado}$$

$$9,78 \cdot 10^{-5} \text{ moles/L} \cdot 0,5 \text{ L} = 4,89 \cdot 10^{-5} \text{ moles SO}_4^{2-} \quad \Leftrightarrow \quad 4,89 \cdot 10^{-5} \text{ moles BaSO}_4$$

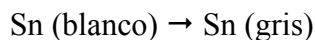
$$4,89 \cdot 10^{-5} \text{ moles} \cdot 233,39 \text{ g/mol} = \boxed{0,0114 \text{ g BaSO}_4}$$

4.- Los tubos de estaño de los órganos de las iglesias muy frías sufren la llamada “peste del estaño”, donde el estaño metálico (estaño blanco) se transforma en estaño gris (forma no metálica de aspecto pulverulento). A partir de los siguientes datos determine por debajo de qué temperatura se produce la peste del estaño:

	ΔH_f° (kJ mol ⁻¹)	S° (J mol ⁻¹ K ⁻¹)
Sn (blanco)	0,00	51,55
Sn (gris)	-2,09	44,14

Solución:

Se trata de determinar la temperatura de equilibrio del proceso:



En primer lugar se debe determinar la entalpía de reacción, que puede calcularse a partir de las entalpías de formación de los reactivos y productos:

$$\Delta H_r^\circ = \sum [v_i H_i^\circ]_{\text{productos}} - \sum [v_i H_i^\circ]_{\text{reactivos}}$$

Para la ecuación citada:

$$\Delta H_r^\circ = \left[1 \text{ mol Sn (gris)} \frac{-2,09 \text{ kJ}}{\text{mol Sn (gris)}} \right] - \left[1 \text{ mol Sn (blanco)} \frac{0 \text{ kJ}}{\text{mol Sn (blanco)}} \right] = -2,09 \text{ kJ}$$

Seguidamente, se debe determinar la variación de entropía de la reacción, que puede calcularse a partir de las entropías molares de los reactivos y productos:

$$\Delta S_r^\circ = \sum [v_i S_i^\circ]_{\text{productos}} - \sum [v_i S_i^\circ]_{\text{reactivos}}$$

$$\Delta S_r^\circ = \left[1 \text{ mol Sn (gris)} \frac{44,14 \text{ J}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \right] - \left[1 \text{ mol Sn (blanco)} \frac{51,55 \text{ J}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \right] = -7,41 \frac{\text{J}}{\text{K}}$$

La variación de energía libre de Gibbs de una reacción se puede calcular por medio de la expresión:

$$\Delta G_r^\circ = \Delta H_r^\circ - T \Delta S_r^\circ$$

Cuando se alcanza el equilibrio se cumple que $\Delta G_r^\circ = 0$, lo que permite calcular la temperatura a la que se alcanza este. Sustituyendo los valores calculados:

$$T = \frac{\Delta H_r^\circ}{\Delta S_r^\circ} = \frac{-2,09 \text{ kJ}}{-7,41 \cdot 10^{-3} \text{ J} \cdot \text{K}^{-1}} = 282 \text{ K}$$

Se obtiene, $T = 282 \text{ K}$ ($8,9^\circ\text{C}$), temperatura por debajo de la cual se produce la “peste del estaño”, el Sn (blanco) se transforma espontáneamente en Sn (gris).