

SOLUCIÓNS E CRITERIOS DE AVALIACIÓN
MAIORES DE 25 ANOS
QUÍMICA
MARZO 2014

CUESTIÓNS [2 puntos cada una]

Resolva **TRES** das catro cuestións

RAZOE as respostas

1. Indique a resposta verdadeira:

(a) ¿Cal das seguintes configuracións electrónicas non é posible?:

(1, 0, 0, 1/2)

(2, -1, 1, 1/2)

(2, 1, -1, 1/2)

(b) Segundo a teoría de Brönsted-Lowry, os ácidos son compostos que reaccionan coa agua e ceden: ións hidronio (H_3O^+) ións hidroxilo (OH^-) ións hidruro (H^-)

(a) Nun átomo, cada electrón caracterízase por catro números cuánticos, que poden representarse nas configuracións electrónicas (n, l, m, s). O número cuántico principal “n” informa da enerxía do electrón e da súa distancia máis probable ao núcleo do átomo; teoricamente toma os valores entre 1 e ∞ . O número cuántico secundario “l”, indica os subniveis de enerxía e indica a forma do orbital; toma valores entre 0 e n-1. O número cuántico magnético “m” indica a orientación no espazo do orbital e toma valores enteiros entre -l e +l. E finalmente o número cuántico de spín “s” toma os valores $+\frac{1}{2}$ e $-\frac{1}{2}$. Despois de todo o indicado anteriormente a configuración electrónica que non é posible é a (2, -1, 1, 1/2), xa que o número cuántico secundario “l” non pode tomar o valor de -1 para un número cuántico principal de 2.

(b).Segundo a teoría de Brönsted-Lowry un ácido é toda especie química, molecular ou iónica, capaz de ceder protóns a outra especie química. Polo tanto a resposta correcta é ións hidronio H_3O^+ . Podemos representalo pola seguinte reacción acuosa: $\text{HA} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{A}^- + \text{H}_3\text{O}^+$ (ión hidronio ou oxonio).

1 punto por apartado. Total=2 puntos. Sen razoar 0,25 puntos por apartado.

2. (a) Formule os seguintes compostos:

2-hexanona

sulfuro de hidróxeno

2-buteno

ácido nítrico

(b) Nomee os seguintes compostos:

$\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CHO}$

$\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$

$\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-NH}_2$

Fe_2O_3

(a) $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CO-CH}_3$ ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}$); H_2S ; $\text{CH}_3\text{-CH=CH-CH}_3$ (C_4H_8); HNO_3

(b) Propanal; sulfato de cromo (III), etilamina, óxido de hierro(II)

1 punto por apartado. Total=2 puntos

3. (a) Indique o número de neutróns e electróns do elemento ${}^{20}_{10}\text{Ne}$ e se os elementos

${}^{85}_{37}\text{Rb}$ y ${}^{87}_{37}\text{Rb}$ son isótopos.

(b) Ordene os seguintes elementos de maior a menor primeira enerxía de ionización:

Si, Mg, Cl, Na

(a) Os isótopos son átomos dun mesmo elemento, que teñen diferente número de neutróns no núcleo, polo tanto diferéncianse no número másico. Representáanse co símbolo dun elemento e a esquerda como subíndice o número atómico e como superíndice o número másico. O elemento ${}^{20}_{10}\text{Ne}$ ten 10 por número atómico (número de protóns) e 20 como número másico (n° de protóns + neutróns). Dado que o n° de protóns = n° de electróns, estes serán 10 e o número de neutróns = $20 - 10 = 10$.

Os elementos ${}^{85}_{37}\text{Rb}$ y ${}^{87}_{37}\text{Rb}$ si son isótopos porque teñen igual n° atómico 37 do Rb e diferente número másico 85 e 87, é decir, diferente número de neutróns.

- (b) A enerxía de ionización (EI) chamada tamén potencial de ionización (PI) é a mínima enerxía necesaria para arrancar un electrón dun átomo neutro X, en fase gasosa e en estado fundamental dando lugar a un ión monopositivo X^+ , tamén en fase gasosa e no seu estado fundamental. O electrón arrancado é o máis afastado do núcleo: $X_{(g)} \rightarrow X^+_{(g)} + 1e^-$. Os elementos Si, Mg, Cl e Na pertencen ao mesmo período e polo tanto a medida que aumenta o número atómico, increméntase a carga nuclear sobre o electrón máis externo,, xa que diminúe o raio atómico e aumenta a carga nuclear efectiva sobre él. Por iso nun período ao aumentar o número atómico, faise maior a enerxía de ionización necesaria para arrancar un electrón, polo tanto a ordenación sería: $\text{Cl} > \text{Si} > \text{Mg} > \text{Na}$

1 punto por apartado. Total=2 puntos. Sen razoar, 0,25 puntos por apartado

4. Para a seguinte reacción redox: $4\text{HCl} + \text{MnO}_2 \rightarrow \text{MnCl}_2 + \text{Cl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$

- (a) Determine o número de oxidación do Cl no HCl e no Cl_2 .
 (b) Indique o axente oxidante.
 (c) Indique a especie que se oxida.
 (d) Indique a especie que se reduce.

Sempre que unha especie química gaña electróns, debe haber outra que simultaneamente os perda. Na reacción global, chamada reacción redox, o número de electróns gañados polo oxidante é igual ao número de electróns perdidos polo redutor.

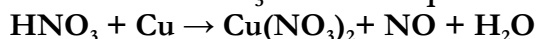
- (a) No HCl é -1 xa que nos hidruros de elementos non metálicos o hidróxeno ten estado de oxidación +1 e no Cl_2 é 0 porque é o elemento no seu estado libre sen combinar.
 (b) Un axente oxidante é toda especie química que pode provocar unha oxidación, polo tanto cando reacciona redúcese. Nesta reacción o axente oxidante é o MnO_2 .
 (c) A especie que se oxida é a que perde electróns polo tanto é o Cl.
 (d) A especie que se reduce é a que gaña electróns polo tanto é o MnO_2 .

0,5 por apartado. Total=2 puntos. Sen razoar 0,25 puntos por apartado.

PROBLEMAS [2 puntos cada un]

Resolva **DOUS** dos tres problemas

1. Ao tratar Cu con HNO_3 a reacción que ten lugar é:



- (a) Axuste a reacción polo método do ión electrón.
 (b) Determine a masa de nitrato de cobre que se obterá ao atacar 1500 g de Cu con ácido nítrico, se o rendemento do proceso é do 90%.

(a) Redución: $(\text{NO}_3^- + 4\text{H}^+ + 3e^- \rightarrow \text{NO} + 2\text{H}_2\text{O}) \times 2$

Oxidación: $(\text{Cu}^0 \rightarrow \text{Cu}^{2+} + 2e^-) \times 3$

Ecuación iónica: $2\text{NO}_3^- + 3\text{Cu} + 8\text{H}^+ \rightarrow 2\text{NO} + 3\text{Cu}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$

Ecuación molecular: $8\text{HNO}_3 + 3\text{Cu} \rightarrow 3\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO} + 4\text{H}_2\text{O}$

(b) Tendo en conta a estequiometría e o rendemento da reacción:

$$\text{moles de Cu} = \text{moles de Cu}(\text{NO}_3)_2 = \frac{1500 \text{ g de Cu}}{63,55 \text{ g/mol Cu}} \cdot \frac{187,56 \text{ g/mol Cu}(\text{NO}_3)_2}{1 \text{ mol de Cu}} \cdot \frac{90}{100} = 3984 \text{ g}$$

1 punto por cada apartado. Total=2 puntos

2. (a) Calcule a constante K_a dun ácido monoprotico débil, HA, sabendo que unha disolución acuosa de 0,10 mol deste ácido en 250 mL de agua se ioniza ao 1,5%.

(b) ¿Cal será o pH desta disolución?

(a) Tendo en conta a reacción que ten lugar e o grao de ionización:

	HA	+	H ₂ O	⇌	A ⁻	+	H ₃ O ⁺
[inicial]	0,1mol/0,25L=0,4M						
[equilibrio]	0,4M x (1-0,015)				0,4M x 0,015		0,4M x 0,015

$$K_a = \frac{[A^-][H_3O^+]}{[HA]} = \frac{c^2 \alpha^2}{c(1-\alpha)} = \frac{c \alpha^2}{1-\alpha} = \frac{0,4 \times (0,015)^2}{1-0,015} = 9,14 \cdot 10^{-5}$$

(b) $[H_3O^+] = 0,4 \times 0,015 = 6,0 \cdot 10^{-3} M$; $pH = -\log[H_3O^+] \Rightarrow pH = 2,22$

1 punto por apartado. Total=2 puntos

3. Nun recipiente pechado de 10 L e a unha temperatura de 1200 K introdúcese 1,00 mol de CO_(g) e 3,00 mol de H_{2(g)}. A reacción que ten lugar é a seguinte: CO_(g) + 3 H_{2(g)} ⇌ CH_{4(g)} + H₂O_(g). Unha vez alcanzado o equilibrio, formáronse 0,387 mol de H₂O_(g). Calcule:

(a) A concentración de todo os compostos presentes no equilibrio.

(b) O valor da K_c a esa temperatura.

(a)

	CO(g)	+	3H ₂ (g)	⇌	CH ₄ (g)	+	H ₂ O(g)
moles iniciais	1		3				
moles reaccionan	x		3x				
moles equilibrio	1-x		3-3x		x=0,387		x=0,387

As concentracións no equilibrio de cada un dos compostos son:

$$[CO] = \frac{(1-0,387) \text{ mol}}{10 L} = 6,13 \times 10^{-2} M ; [H_2] = \frac{(3-3 \times 0,387) \text{ mol}}{10 L} = 1,84 \times 10^{-1} M ;$$

$$[CH_4] = [H_2O] = \frac{0,387 \text{ mol}}{10 L} = 3,87 \times 10^{-2} M$$

(b) $K_c = \frac{[CH_4][H_2O]}{[CO][H_2]^3} = \frac{[3,87 \times 10^{-2}]^2}{[6,13 \times 10^{-2}][1,84 \times 10^{-1}]^3} = 3,93$

1 punto por apartado. Total=2 puntos