

EXAME TIPO

CUESTIÓNS [2 puntos cada unha]

Conteste a TRES das catro cuestións. As respostas terán que RAZOARSE.

- Dos átomos A e B con números atómicos $Z=17$ e $Z=56$, respectivamente:
 - Escriba a súa configuración electrónica e indique o ión máis estable que formará cada un deles.
 - Indique o tipo de composto que formarán entre eles e as propiedades deste.
- Dado o seguinte equilibrio gasoso: $2\text{CO} + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{CO}_2$ $\Delta H < 0$, indique cómo inflúe no equilibrio:
 - Unha diminución da presión.
 - Un aumento da concentración de O_2 .
- Enuncie o principio de exclusión de Pauli e indique un exemplo.
 - ¿Como varía o raio atómico no sistema periódico?
- ¿Que sucede cando se axita unha disolución de $\text{Fe}(\text{NO}_3)_2$ cunha culler de aluminio?
Datos: $E^\circ (\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}) = -0,44\text{V}$ e $E^\circ (\text{Al}^{3+}/\text{Al}) = -1,66\text{V}$
 - Escriba as estruturas de Lewis das seguintes especies químicas: Cl_2O , HCN , NH_4^+ , OH^-

PROBLEMAS [2 puntos cada un]

Conteste a DOUS dos tres problemas.

- Unha disolución acuosa $0,025\text{ M}$ de ácido propanoico, $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{COOH}$, ten un $\text{pH}=3,24$. A partir deste dato, calcule:
 - A constante de acidez, K_a , do ácido.
 - O grao de disociación.
- Disponse dun recipiente de 1 L cunha mestura de $0,5$ moles de SO_3 , $1,30$ moles de SO_2 e $1,06$ moles de O_2 en equilibrio, a unha temperatura de $300\text{ }^\circ\text{C}$.
$$2\text{SO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{SO}_3(\text{g})$$
 - Calcule a presión total no equilibrio e as presións parciais de cada gas.
 - Calcule as constantes K_c e K_p para o equilibrio.Dato: $R = 0,082\text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$.
- Unha sustancia orgánica contén soamente carbono, hidróxeno e osíxeno. $1,65\text{ g}$ da devandita substancia ocupan 629 mL en fase vapor nunhas condicións de $250\text{ }^\circ\text{C}$ e $0,987\text{ atm}$. Se ademais a análise elemental é $63,1\%$ de C e $8,7\%$ de H; calcule:
 - O peso molecular.
 - A fórmula molecular.Dato: $R = 0,082\text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$.

SOLUCIÓNS Ó EXAME DE QUÍMICA

CUESTIÓNS

1. [2 puntos: 1 punto por apartado]

(a) Tendo en conta a orde de ocupación dos orbitais, as estruturas electrónicas dos átomos A e B son:

A(Z=17): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$; B(Z=56): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2$

O elemento A é un halóxeno ($s^2 p^5$) do terceiro período (o seu nivel máis externo é o terceiro). O elemento B, con configuración externa ($6s^2$) e os orbitais d do nivel anterior baleiros, é un metal alcalino térreo. Ao ser o seu nivel máis externo o sexto, pertence ó sexto período. Os ións máis estables que formarán cada un son A^- e B^{2+} para alcanzar a configuración de gas nobre.

(b) Posto que A é un non metal e B, un metal, e a súa diferenza de electronegatividade é apreciable, cabe esperar que a unión entre ambos se verifique mediante enlace iónico, é dicir, por atracción electrostática entre os ións B^{2+} e A^- .

O composto, de fórmula BA_2 , mostrará as propiedades típicas dos sólidos iónicos: puntos de fusión e ebulición elevados, soluble en auga, duro e ó mesmo tempo con facilidade de crebar, mal condutor en estado sólido, pero bo condutor fundido ou en disolución.

2. [2 puntos: 1 punto por apartado]

$2CO + O_2 \rightleftharpoons 2CO_2$; $\Delta H < 0$. Segundo o principio de Le Chatelier podemos indicar que:

(a) Unha diminución de presión implica un aumento do volume e, polo tanto, unha diminución da concentración molar dos gases. O sistema reacciona desprazándose cara a un aumento do número de moles gasosos, é dicir, neste caso cara á esquerda.

(b) Un aumento da concentración de osíxeno xera un desprazamento do sistema cara á dereita, no sentido de consumir a devandita substancia, por iso o equilibrio se despraza cara á dereita.

Tamén se pode razoar en función da constante de equilibrio.

3. [2 puntos: 1 punto por apartado]

(a) Nun mesmo átomo non poden existir dous electróns cos valores dos catro números cuánticos (n, l, m, s) iguais. Os valores que poden tomar os números cuánticos son:

Número cuántico principal (n) = 1, 2, 3, 4, ..

Número cuántico secundario ou do momento angular (l) = 0, 1, 2, ..., $n-1$

Número cuántico magnético (m) = $-l, \dots, 0, \dots, +l$

Número cuántico magnético de spin (s) = $+\frac{1}{2}, -\frac{1}{2}$.

Poderíase elixir un exemplo calquera. Exemplo: os números cuánticos dos electróns do He serían:

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

(b) Nun período, ao aumentar o número atómico, aumenta tamén a carga nuclear efectiva sobre o electrón máis externo e o número de niveis ocupados non varía. Se a carga nuclear efectiva aumenta, é maior a atracción sobre os electróns, polo tanto diminúe a distancia entre eles e diminúe o raio atómico. Ao aumentar o número atómico nos elementos nun grupo incrementáanse os niveis ocupados, mentres que a carga nuclear efectiva sobre o electrón máis externo é a mesma e, polo tanto, aumenta o raio atómico.

4. [2 puntos: 1 punto por apartado]

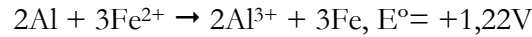
(a) O aluminio é un metal máis activo có ferro (ten máis negativo o potencial normal de redución), polo que despraza os ións Fe^{2+} da disolución de $Fe(NO_3)_2$, precipitándose en forma de

ferro metálico, mentres que se vai disolvendo a culler da aluminio. Os procesos químicos que teñen lugar son:

Semirreacción de oxidación: $\text{Al} \rightleftharpoons \text{Al}^{3+} + 3\text{e}^-$; $E^\circ = +1,66\text{V}$

Semirreacción de redución: $\text{Fe}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Fe}$; $E^\circ = -0,44\text{V}$

Multiplicando por 2 a primeira semirreacción e por 3 a segunda (para igualar o número de electróns), e sumándoas teremos a reacción global:



(b) Nas estruturas de Lewis indícanse os electróns da capa de valencia, por tanto, un paso previo é considerar as configuracións electrónicas dos átomos que forman a especie química.



PROBLEMAS

1. [2 puntos: 1 punto por apartado]

(a) A partir do dato do pH calcúlase a concentración de $[\text{H}_3\text{O}^+]$ no equilibrio para así completar a táboa seguinte.

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = 3,4 \quad ; \quad [\text{H}_3\text{O}^+] = 5,75 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

	$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{COOH} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{CH}_2\text{COO}^- + \text{H}_3\text{O}^+$			
[Inicial]	0,025	-	-	-
Reacc.	$-5,75 \cdot 10^{-4}$	-	$5,75 \cdot 10^{-4}$	$5,75 \cdot 10^{-4}$
[Equilibrio]	$0,025 - 5,75 \cdot 10^{-4}$	-	$5,75 \cdot 10^{-4}$	$5,75 \cdot 10^{-4}$

Calculadas as concentracións no equilibrio, calcúlase K_a

$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{CH}_2\text{COO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{CH}_2\text{COOH}]} = 1,35 \cdot 10^{-5}$$

(b) O grao de disociación é o cociente entre a cantidade que se dissociou e a que había inicialmente, polo tanto:

$$\alpha = \frac{[\text{CH}_3\text{CH}_2\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{CH}_2\text{COOH}]} = \frac{5,75 \cdot 10^{-4} \text{ M}}{0,025 \text{ M}} = 0,023; \quad \text{ou ben o } 2,3\%$$

2. [2 puntos: 1 punto por apartado]

	$2\text{SO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{SO}_3(\text{g})$		
Moles no equilibrio	1,30	1,06	0,5
[Equilibrio]	1,30/1	1,06/1	0,5/1

$$(a) \text{ P.V} = nRT \Rightarrow P_T = \frac{nRT}{V} = \frac{2,86 \times 0,082 \times (300 + 273)}{1} = 134,34 \text{ atm}$$

$$\text{Dado que a } P_{\text{parcial}} = P_T \cdot X \Rightarrow P_p(\text{SO}_2) = 134,34 \times \frac{1,30}{2,86} = 61,06 \text{ atm}$$

$$P_p(\text{O}_2) = 134,34 \times \frac{1,06}{2,86} = 49,79 \text{ atm}$$

$$P_p(\text{SO}_3) = 134,34 \times \frac{0,50}{2,86} = 23,49 \text{ atm}$$

$$(b) K_c = \frac{[SO_3]^2}{[SO_2]^2 [O_2]} = 0,14 \text{ L mol}^{-1}; \text{ acéptase } K_c \text{ sen unidades}$$

$$K_p = K_c (RT)^{\Delta n} = 0,14 \times (0,082 \times 573)^{-1} = 0,003 \text{ atm}^{-1}; \text{ acéptase } K_p \text{ sen unidades}$$

3. [2 puntos: 1 punto por apartado]

C, H, O

$$\% \text{ de O} = 100 - (\% \text{ C} + \% \text{ H}) = 100 - (63,1 + 8,7) = 100 - 71,8 = 28,2 \% \text{ O}$$

$$(a) PV = nRT = \frac{g}{Pm} RT, \text{ substituíndo os valores resulta:}$$

$$0,987 \text{ atm} \times 0,629 \text{ L} = \frac{1,65 \text{ g}}{Pm} \times 0,082 \text{ atmL/Kmol} \times (250 + 273) \text{ K}, \text{ polo tanto,}$$

$$\circ Pm = 114$$

$$(b) C = \frac{63,1}{12} = 5,25$$

$$H = \frac{8,70}{1} = 8,70$$

$$O = \frac{28,2}{16} = 1,76$$

$$C = \frac{5,25}{1,76} \approx 3$$

$$H = \frac{8,70}{1,76} \approx 5$$

$$O = \frac{1,76}{1,76} \approx 1$$

FÓRMULA
EMPIRICA
C₃H₅O

Dado que o Pm é 114, a fórmula molecular será o dobre, é dicir, C₆H₁₀O