PAU - COMUNIDAD VALENCIANA

QUÍMICA

EJERCICIO 2A

JULIO 2025

REACCIONES REDOX Y ÁCIDO-BASE

DATOS NECESARIOS PARA RESOLVER EL EXAMEN

Al inicio del examen se proporciona una tabla periódica que contiene las masas atómicas y un conjunto de fórmulas. La tabla periódica la he recortado por cuestiones de espacio en la diapositiva. **Te recomiendo que te descargues el enunciado y lo imprimas.**

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1 **H** Hidrógeno 1,008																	2 **He** Helio 4,0026
3 **Li** Litio 6,94	4 **Be** Berilio 9,0122											5 **B** Boro 10,81	6 **C** Carbono 12,011	7 **N** Nitrógeno 14,007	8 **O** Oxígeno 15,999	9 **F** Flúor 18,998	10 **Ne** Neón 20,180
11 **Na** Sodio 22,990	12 **Mg** Magnesio 24,305											13 **Al** Aluminio 26,982	14 **Si** Silicio 28,085	15 **P** Fósforo 30,974	16 **S** Azufre 32,06	17 **Cl** Cloro 35,45	18 **Ar** Argón 39,95

Constantes y factores de conversión: $N_A = 6{,}022 \cdot 10^{23}\ mol^{-1}$; $R = 0{,}082\ atm \cdot L \cdot mol^{-1} \cdot K^{-1}$; $R = 8{,}314\ J \cdot K^{-1} \cdot mol^{-1}$; $c = 3{,}0 \cdot 10^{8}\ m \cdot s^{-1}$; $h = 6{,}626 \cdot 10^{-34}\ J \cdot s$; $F = 96485\ C \cdot mol^{-1}$; $K_w\ (298\ K) = 10^{-14}$.
$1\ atm = 1{,}013\ bar = 760\ mmHg = 1{,}013 \cdot 10^{5}\ Pa$; $1\ J = 0{,}24\ cal$.

FÓRMULAS

Ecuación de estado de los gases ideales: $PV = nRT$	Ecuación de Arrhenius: $k = Ae^{-E_a/RT}$	Energía de un fotón: $E = \frac{hc}{\lambda}$
Ecuación de Dalton: $p_i = x_i P$	2ª ley de Faraday: $m(g) = \frac{M(g \cdot mol^{-1}) \cdot Q(C)}{n_e \cdot F(C \cdot mol^{-1})}$	$K_p = K_c(RT)^{\Delta n}$

©Ángel Cuesta Arza

Ejercicio 2A

Opción 2.A. (2 puntos)

El dicloro, Cl_2, es ampliamente utilizado en el tratamiento de aguas dedicadas al consumo humano. Un contaminante habitual del agua es el sulfuro de hidrógeno, H_2S, proveniente tanto de la descomposición de materia orgánica como de depósitos de minerales del subsuelo. La reacción entre Cl_2 y H_2S da lugar a azufre elemental y HCl.

En una planta potabilizadora se trataron 25 m^3 de agua (1 m^3 = 1000 L), que contenían una cantidad desconocida de sulfuro de hidrógeno, con un exceso de Cl_2. Responda las siguientes cuestiones:

a) Escriba las semirreacciones de oxidación y de reducción y ajuste la reacción molecular global. **(1 punto)**

b) Al finalizar la reacción, el pH de la disolución resultó ser 3,83. Calcule la cantidad de H_2S, en gramos, presente en el agua tratada (desprecie el efecto de la disociación ácida del H_2S en agua). **(1 punto)**

Solución:

Se escribe la ecuación química con los datos del enunciado. La reacción es en medio acuoso y ácido. Por eso las especies están disueltas en agua.

$$Cl_2(ac) + H_2S(ac) \rightarrow S(s) + HCl(ac)$$

En primer lugar, se deben identificar los elementos que cambian de número de oxidación.

$$\overset{0}{Cl_2}(ac) + \overset{1+\ 2-}{H_2S}(ac) \rightarrow \overset{0}{S}(s) + \overset{1+\ 1-}{HCl}(ac)$$

www.angelcuesta.es

©Angel Cuesta Arza

Ejercicio 2A

$$\overset{0}{Cl_2(ac)} + \overset{1+\ 2-}{H_2S(ac)} \rightarrow \overset{0}{S(s)} + \overset{1+\ 1-}{HCl(ac)}$$

Oxidación

Reducción

Se identifican las especies que se oxidan y se reducen.

Se escriben las moléculas o iones presentes en disolución.

Cl_2 está sin disociar.

H_2S está sin disociar (es un ácido muy débil)

S está sin disociar, de hecho, precipita porque no es soluble en agua.

$HCl \rightarrow H^+ + Cl^-$

Se escriben las semirreacciones de oxidación y reducción, a partir de los iones y moléculas en disolución.

Oxidación: $H_2S \rightarrow S + 2\ H^+ + 2e^-$

Reducción: $Cl_2 + 2\ e^- \rightarrow 2\ Cl^-$

R. Iónica: $Cl_2 + H_2S \rightarrow S + 2\ H^+ + 2\ Cl^-$ ⟵ Ecuación iónica ajustada.

Escribimos la ecuación química completa utilizando los coeficientes hallados.

$$Cl_2(ac) + H_2S(ac) \rightarrow S(s) + 2\ HCl(ac)$$

©Angel Cuesta Arza

www.angelcuesta.com

Ejercicio 2A

En una planta potabilizadora se trataron 25 m^3 de agua (1 m^3 = 1000 L), que contenían una cantidad desconocida de sulfuro de hidrógeno, con un exceso de Cl_2. Responda las siguientes cuestiones:

b) Al finalizar la reacción, el pH de la disolución resultó ser 3,83. Calcule la cantidad de H_2S, en gramos, presente en el agua tratada (desprecie el efecto de la disociación ácida del H_2S en agua). **(1 punto)**

Recordamos la ecuación química ajustada: $Cl_2(ac) + H_2S(ac) \rightarrow S(s) + 2\,HCl(ac)$

El pH ácido es debido al ácido clorhídrico producido. Dicho ácido es fuerte, por lo que se disocia completamente.

	HCl	+	H_2O	⟶	Cl^-	+	H_3O^+
Concentración Inicial	C		−−−		−−−		−−−
Concentración final	−−−		−−−		C		C

Se relacionan el pH, la concentración de iones oxonio y la concentración inicial.

$$pH = -log[H_3O^+] = -\log(C) \longrightarrow [H_3O^+] = C = 10^{-pH} = 10^{-3,83} = 1,48 \cdot 10^{-4}\ mol/L$$

Se calculan la cantidad (en mol) de HCl.

$$n = C \cdot V = 1,48 \cdot 10^{-4} \cdot 25000 = 3,7\ mol\ de\ HCl$$

www.angelcuesta.com

©Angel Cuesta Arza

Ejercicio 2A

En una planta potabilizadora se trataron 25 m^3 de agua (1 m^3 = 1000 L), que contenían una cantidad desconocida de sulfuro de hidrógeno, con un exceso de Cl_2. Responda las siguientes cuestiones:

b) Al finalizar la reacción, el pH de la disolución resultó ser 3,83. Calcule la cantidad de H_2S, en gramos, presente en el agua tratada (desprecie el efecto de la disociación ácida del H_2S en agua). **(1 punto)**

Se calcula mediante factores de conversión la cantidad de sulfuro de hidrógeno. $Cl_2(ac) + H_2S(ac) \rightarrow S(s) + 2\,HCl(ac)$

$$3{,}7\ mol\ de\ HCl \cdot \frac{1\ mol\ H_2S}{2\ mol\ HCl} = 1{,}85\ mol\ H_2S$$

Se calcula la masa molar del sulfuro de hidrógeno:

$$M(H_2S) = 2 \cdot M(H) + M(S) = 2 \cdot 1{,}008 + 32{,}06 = \mathbf{34{,}076\ g/mol}$$

Se calcula la masa, en gramos, de sulfuro de hidrógeno:

$$m = n \cdot M(H_2S) = 1{,}85 \cdot 34{,}076 = 63{,}04\ g\ de\ H_2S$$

Hay $\mathbf{63{,}04\ g\ de\ H_2S}$ en los 25 m^3 de agua tratada.

www.angelcuesta.com

©Angel Cuesta Arza