CIUG COMISIÓN INTERUNIVERSITARIA DE GALICIA	**Proba de Avaliación do Bachrelato para o Acceso á Universidade 2021**	**Código: 24**

QUÍMICA

El examen consta de 8 preguntas de 2 puntos, de las que podrá responder un **MÁXIMO DE 5**, combinadas como quiera. Cada pregunta **vale 2 puntos (1 punto por apartado)**. Si responde más preguntas de las permitidas, **solo se corregirán las 5 primeras respondidas.**

PREGUNTA 1.

1.1. Justifique si es verdadera o falsa la siguiente afirmación: las combinaciones de números cuánticos (2, 1, 0, −1) y (3, 0, 1, 1/2) son posibles para un electrón en un átomo.
1.2. Razone qué geometría presenta la molécula de diclorometano (CH_2Cl_2) aplicando la teoría de repulsión de los pares de electrones de la capa de valencia (TRPECV) y discuta la polaridad de la molécula.

PREGUNTA 2.

Explique razonadamente los siguientes hechos:
2.1. La sal común (NaCl) funde a 801 ℃ mientras que el cloro es un gas a 25 ℃.
2.2. El cloruro de sodio sólido no conduce la electricidad y el hierro sí.

PREGUNTA 3.

3.1. De las siguientes sustancias: PO_4^{3-}, HNO_2 y HCO_3^-, una es ácida, otra básica y otra anfótera según la teoría de Brönsted-Lowry. Razone cuál es cada una escribiendo los equilibrios que así lo demuestren.
3.2. Complete las siguientes reacciones indicando el tipo de reacción y nombrando los productos que se forman:
Propan-2-ol $\xrightarrow{KMnO_4,\ H^+}$ _____ $CH_3\text{-}CH{=}CH_2 + Br_2 \longrightarrow$ _____

PREGUNTA 4.

Considere el siguiente equilibrio que tiene lugar a 150 ℃: $I_2\ (g) + Br_2\ (g) \rightleftharpoons 2\ IBr\ (g)$ con una $K_c = 120$. En un recipiente de 5,0 L de capacidad se introducen 0,0015 moles de yodo y 0,0015 moles de bromo, calcule:
4.1. La concentración de cada especie cuando se alcanza el equilibrio.
4.2. Las presiones parciales y la constante K_p.

PREGUNTA 5.

Dada la siguiente reacción: $H_2S + NaMnO_4 + HBr \longrightarrow S + NaBr + MnBr_3 + H_2O$
5.1. Ajuste la ecuación iónica por el método ion-electrón y escriba la ecuación molecular completa.
5.2. Calcule los gramos de $NaMnO_4$ que reaccionarán con 32 g de H_2S. Si se obtuvieron 61,5 g de $MnBr_3$ calcule el rendimiento de la reacción.

PREGUNTA 6.

El producto de solubilidad, a 20 ℃, del sulfato de bario es $8{,}7\cdot10^{-11}$. Calcule:
6.1. Los gramos de sulfato de bario que se pueden disolver en 0,25 L de agua.
6.2. Los gramos de sulfato de bario que se pueden disolver en 0,25 L de una disolución 1 M de sulfato de sodio, considerando que esta sal está totalmente disociado.

PREGUNTA 7.

Se preparan 100 mL de una disolución de HCl disolviendo, en agua, 10 mL de un HCl comercial de densidad 1,19 $g\cdot mL^{-1}$ y riqueza 36 % en peso. 20 mL de la disolución de ácido preparada se valoran con una disolución de NaOH 0,8 M.
7.1. Calcule la concentración molar de la disolución de ácido valorada, escriba la reacción que tiene lugar en la valoración y calcule el volumen gastado de la disolución de NaOH.
7.2. Indique el procedimiento a seguir en el laboratorio para la valoración del ácido indicando el material y reactivos.

PREGUNTA 8.

8.1. Explique como construiría en el laboratorio una pila galvánica empleando un electrodo de aluminio y otro de cobre, indicando el material y los reactivos necesarios.
8.2. Indique las semirreacciones que tienen lugar en cada electrodo, la ecuación iónica global y calcule la fuerza electromotriz de la pila.

Datos: $R = 8{,}31\ J\cdot K^{-1}\cdot mol^{-1} = 0{,}082\ atm\cdot L\cdot K^{-1}\cdot mol^{-1}$; 1 atm= 101,3 kPa; $E^\circ(Cu^{2+}/Cu) = +0{,}34$ V; $E^\circ(Al^{3+}/Al) = -1{,}66$ V.

Soluciones

1.1. Justifica si es verdadera o falsa la siguiente afirmación:
Las combinaciones de números cuánticos (2, 1, 0, −1) y (3, 0, 1, ½) son posibles para un electrón en un átomo.

(A.B.A.U. Jun. 21)

Solución:

Los tres primeros números cuánticos definen las propiedades del orbital atómico:
n: principal, indica el nivel de energía. Los valores posibles son números y enteros: ***n*** = 1, 2, 3…
l: secundario, indica la forma del orbital. Los valores posibles son: ***l*** = 0, 1, 2… , ***n*** − 1.
m: magnético, indica la orientación del orbital. Los valores posibles son: ***m*** = -***l***, -***l*** + 1…, -1, 0, 1…, ***l***–1, ***l***.
El último número cuántico es:
s: spin, indica el sentido de giro del electrón. Los únicos valores posibles son: ***s*** = +½ y -½.

a) (2, 1, 0, −1) No es posible.
Para ***n*** = 2, los valores posibles de ***l*** son ***l*** = 0, que corresponde al orbital 2s, y ***l*** = 1, que corresponde al orbital 2p.
Para ***l*** = 1, los valores posibles de ***m*** son ***m*** = −1, 0, 1.
Pero el último número cuántico no puede ser ***s*** = −1. Solo ***s*** = +½ o -½.

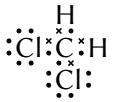
b) (3, 0, 1, ½) No es posible.
Para ***n*** = 3, los valores posibles de *l* son ***l*** = 0, que corresponde al orbital 2s, ***l*** = 1, que corresponde al orbital 2p, y ***l*** = 2, que corresponde al orbital 2d.
Para ***l*** = 0, el único valor posible de ***m*** es ***m*** = 0. No es posible ***m*** = 1.

1.2. Razona qué geometría presenta la molécula de diclorometano (CH_2Cl_2) aplicando la teoría de repulsión de los pares de electrones de la capa de valencia (TRPECV) y discute la polaridad de la molécula.

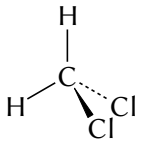
(A.B.A.U. Jun. 21)

Solución:

La teoría de repulsión de pares de electrones de la capa de valencia es la que da una justificación más sencilla de los ángulos de enlace. Supone que los electrones de valencia, junto con los de los átomos que forman enlace con él, rodean a un átomo formando parejas, en las que la repulsión entre los electrones de cada pareja es pequeña, debido la que tienen spin contrario, y solo hay que tener en cuenta a repulsión electrostática clásica entre los pares enlazantes (excepto los π) y entre los pares enlazantes y los pares no enlazantes, de forma que se dispongan lo más lejos posible. Una repulsión de dos pares da una disposición lineal con ángulos de 180°, tres pares dan una distribución triangular con ángulos de 120° y cuatro pares se dirigen hacia los vértices de un tetraedro con ángulos de 109,5°.

Molécula	CH_2Cl_2
Átomo central	C
Configuración electrónica fundamental	$2s^2\ 2p_x^1\ 2p_y^1$
Configuración electrónica excitada	$2s^1\ 2p_x^1\ 2p_y^1\ 2p_z^1$
Diagrama de Lewis	
Pares σ	4
Pares π	0
Pares no enlazantes	0
Pares que se repelen	4
Disposición de los pares	tetraédrica
Ángulo del enlace Cl-C-Cl	> 109,5°

Forma de la molécula pirámide achatada

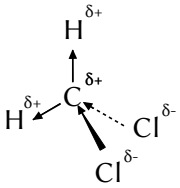


Momento dipolar de enlace

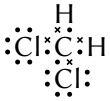
$Cl^{-} \longrightarrow C^{\delta+}$

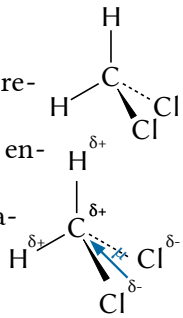
$C^{-} \longrightarrow H^{\delta+}$

Momento dipolar de la molécula



Sí

La estructura de Lewis es 



El átomo de carbono participa en cuatro enlaces sigma y ningún pi. Hay cuatro pares que se repelen, lo que produce una disposición aproximadamente tetraédrica.
Debido a la repulsión entre los pares no enlazantes de los átomos de cloro vecinos, el ángulo entre los enlaces C-Cl es mayor que 109,5°, y la forma de molécula es de pirámide achatada.
El cloro es más electronegativo que el carbono, por lo que existe un momento dipolar de enlace $Cl^{\delta-} \longrightarrow C^{\delta+}$. El carbono es más electronegativo que el hidrógeno, por lo que existe un momento dipolar de enlace $C^{\delta-} \longrightarrow H^{\delta+}$. La resultante de los momentos dipolares de los enlaces no se anula y la molécula es polar.

P.2. Explica **razonadamente** los siguientes hechos:
a) La sal común (NaCl) funde a 801 ℃ mientras que el cloro es un gas a 25 ℃.
b) El cloruro de sodio sólido no conduce la electricidad y el hierro sí.

(A.B.A.U. Jun. 21)

Solución:

a) La sal común es un compuesto iónico, y su punto de fusión depende directamente de la fuerza del enlace iónico, que a su vez depende de la energía reticular del enlace.
El cloro es un compuesto covalente. Las responsables del estado gaseoso del cloro son las fuerzas intermoleculares que son mucho más débiles. Las moléculas de cloro son apolares y entre ellas solo actúan fuerzas de dispersión (Van der Waals).

b) El cloruro de sodio no conduce la electricidad en estado sólido, pero se lo hace cuando está en estado líquido o disuelto en agua. En estado sólido los iones no pueden desplazarse al ocupar posiciones fijas en la red iónica.
En el hierro, los electrones ocupan la banda de conducción o, se ocupan la banda de valencia, la diferencia de energía entre ella y la banda de conducción es muy pequeña, por lo que al aplicar un campo eléctrico pasan a la banda de conducción y pueden moverse fácilmente.

3.1. De las siguientes sustancias: PO_4^{3-}, HNO_2 y HCO_3^-, una es ácida, otra básica y otra anfótera según la teoría de Brönsted-Lowry. Razona cuál es cada una, escribiendo los equilibrios que así lo demuestren.

(A.B.A.U. Jun. 21)

Solución:

En la definición ácido-base de Brönsted-Lowry, un ácido es la substancia que cede un ion hidrógeno a una base siendo los productos de la reacción sus especies conjugadas. Un proceso ácido-base es solo un intercambio de iones hidrógeno.
Su reacción con una substancia anfótera como el agua sería:
PO_4^{3-}: básica. Acepta iones hidrógeno.

$PO_4^{3-}(aq)$	+	$H_2O(l)$	$\longrightarrow$	$HPO_4^{2-}(aq)$	+	$OH^-(aq)$
base		ácido		ácido conjugado del PO_4^{3-}		base conjugada del H_2O

HNO_2: ácido. Cede iones hidrógeno.

$HNO_2(aq)$	+	$H_2O(l)$	$\longrightarrow$	$NO_2^-(aq)$	+	$H_3O^+(aq)$
ácido		base		base conjugada del HNO_2		ácido conjugado del H_2O

HCO_3^-: anfótera. Puede actuar cómo ácido o como base

$HCO_3^-(aq)$	+	$H_2O(l)$	$\longrightarrow$	$CO_3^{2-}(aq)$	+	$H_3O^+(aq)$
ácido		base		base conjugada del HCO_3^-		ácido conjugado del H_2O

$HCO_3^-(aq)$	+	$H_2O(l)$	$\longrightarrow$	$H_2CO_3(aq)$	+	$OH^-(aq)$
base		ácido		ácido conjugado del HCO_3^-		base conjugada del H_2O

3.2. Completa las siguientes reacciones indicando el tipo de reacción y nombrando los productos que se forman:

a) Propan-2-ol $\xrightarrow{KMnO_4,\ H^+}$ _____

b) CH_3-CH=CH_2 + Br_2 $\longrightarrow$ _____

(A.B.A.U. Jun. 21)

Solución:

a) CH_3-CHOH-CH_3 $\xrightarrow{KMnO_4,\ H^+}$ CH_3-CO-CH_3

Es una reacción de oxidación. Los alcoholes secundarios se oxidan a cetonas. Se produce propanona.

b) CH_3-CH=CH_2 + Br_2 $\longrightarrow$ CH_3-CHBr-CH_2Br

Es una reacción de adición. El producto es el 1,2-dibromopropano.

P.4. Considera el siguiente equilibrio que tiene lugar a 150 ℃: I_2 (g) + Br_2 (g) $\rightleftharpoons$ 2 IBr (g) con una K_c = 120. En un recipiente de 5,0 dm³ de capacidad se introducen 0,0015 moles de yodo y 0,0015 moles de bromo. Calcula:

a) La concentración de cada especie cuando se alcanza el equilibrio.

b) Las presiones parciales y la constante K_p.

Datos: R = 8,31 J·K⁻¹·mol⁻¹ = 0,082 atm·L·K⁻¹·mol⁻¹; 1 atm= 101,3 kPa. *(A.B.A.U. Jun. 21)*

Rta.: a) $[I_2] = [Br_2] = 4{,}63\cdot10^{-5}$ mol/dm³; [IBr] = $5{,}07\cdot10^{-4}$ mol/dm³;

b) $p(I_2) = p(Br_2)$ = 163 Pa = 0,00161 atm; p(IBr) = $1{,}79\cdot10^3$ Pa = 0,0176 atm; K_p = 120.

Datos		***Cifras significativas: 3***
Gas:	Volumen	V = 5,00 dm³
	Temperatura	T = 150 ℃ = 423 K
Cantidad inicial de yodo		$n_0(I_2)$ = 0,00150 mol I_2
Cantidad inicial de bromo		$n_0(Br_2)$ = 0,00150 mol Br_2
Constante de equilibrio (en función de las concentraciones)		K_c = 120
Constante de los gases ideales		R = 0,082 atm·dm³·K⁻¹·mol⁻¹ = 8,31 J·K⁻¹·mol⁻¹
Incógnitas		
Concentración de cada especie en el equilibrio		$[I_2]_e$, $[Br_2]_e$, $[IBr]_e$
Presión parcial de cada gas en el equilibrio		$p(I_2)$, $p(Br_2)$, p(IBr)
Constante de equilibrio en función de las presiones		K_p

Ecuaciones

Ley de Dalton de las presiones parciales	$p_t = \Sigma\, p_i$
Concentración de la substancia X	$[X] = n(X) / V$
Ecuación de estado de los gases ideales	$p \cdot V = n \cdot R \cdot T$
Constantes del equilibrio: $a\,A + b\,B \rightleftharpoons c\,C + d\,D$	$K_c = \frac{[C]_e^c \cdot [D]_e^d}{[A]_e^a \cdot [B]_e^b}$ $K_p = \frac{p_e^c(C) \cdot p_e^d(D)}{p_e^a(A) \cdot p_e^b(B)}$

Solución:

a) La ecuación química es:

$$I_2(g) + Br_2(g) \rightleftharpoons 2\ IBr(g)$$

Se llama x a la cantidad de yodo que se transforma en bromuro de yodo. Por la estequiometría de la reacción,

		I_2	Br_2	$\rightleftharpoons$	2 IBr	
Cantidad inicial	n_0	0,00150	0,00150		0	mol
Cantidad que reacciona o se forma	n_r	x	x		$2\,x$	mol
Cantidad en el equilibrio	n_e	$0{,}00150 - x$	$0{,}00150 - x$		$2\,x$	mol

La ecuación de la constante de equilibrio es:

$$K_c = \frac{[IBr]_e^2}{[I_2]_e \cdot [Br_2]_e}$$

La concentración en mol·dm^{-3} se obtiene dividiendo la cantidad entre el volumen (en dm^3):

$$K_c = 120 = \frac{\left(\frac{n_e(IBr)}{V}\right)^2}{\left(\frac{n_e(I_2)}{V}\right) \cdot \left(\frac{n_e(Br_2)}{V}\right)} = \frac{\left(\frac{2x}{5{,}00}\right)^2}{\left(\frac{0{,}00150 - x}{5{,}00}\right)\left(\frac{0{,}00150 - x}{5{,}00}\right)} = \frac{(2x)^2}{(0{,}00150 - x)^2}$$

$$\pm\sqrt{120} = \frac{2x}{0{,}00150 - x} = \pm 11{,}0$$

$$x = 0{,}00127 \text{ mol}$$

Las cantidades en el equilibrio serán:

$$n_e(IBr) = 2\,x = 0{,}00254 \text{ mol IBr}$$

$$n_e(Br_2) = n_e(I_2) = 0{,}00150 - x = 2{,}3 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

Las concentraciones serían:

$$[IBr]_e = \frac{0{,}00254 \text{ mol IBr}}{5{,}00 \text{ dm}^3} = 5{,}07 \cdot 10^{-4} \text{ mol/dm}^3$$

$$[Br_2]_e = [I_2]_e = \frac{2{,}3 \cdot 10^{-4} \text{ mol}}{5{,}00 \text{ dm}^3} = 4{,}6 \cdot 10^{-4} \text{ mol/dm}^3$$

b) Suponiendo comportamiento ideal para los gases, la presión parcial de cada uno de ellos viene dada por:

$$p_i = \frac{n_i \cdot R \cdot T}{V}$$

$$p(IBr) = \frac{0{,}00254 \text{ mol HI} \cdot 8{,}31 \text{ J·mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 423 \text{ K}}{5{,}00 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3} = 1{,}79 \cdot 10^3 \text{ Pa}$$

$$p(\text{IBr})=1{,}79\cdot 10^3\ \text{Pa}\cdot\frac{0{,}082\ \text{atm}\cdot\text{dm}^3\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}}{8{,}31\ \text{J}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}}\cdot\frac{\text{J}}{\text{Pa}\cdot\text{m}^3}\cdot\frac{1\ \text{m}^3}{10^3\ \text{dm}^3}=0{,}0176\ \text{atm}$$

$$p(\text{Br}_2)=p(\text{I}_2)=\frac{2{,}3\cdot 10^{-4}\ \text{mol}\cdot 8{,}31\ \text{J}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}\cdot 423\ \text{K}}{5{,}00\cdot 10^{-3}\ \text{m}^3}=160\ \text{Pa}$$

$$p(\text{Br}_2)=p(\text{I}_2)=160\ \text{Pa}\cdot\frac{0{,}082\ \text{atm}\cdot\text{dm}^3\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}}{8{,}31\ \text{J}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}}\cdot\frac{\text{J}}{\text{Pa}\cdot\text{m}^3}\cdot\frac{1\ \text{m}^3}{10^3\ \text{dm}^3}=0{,}0016\ \text{atm}$$

La constante de equilibrio en función de las presiones será:

$$K_p=\frac{p_e^2(\text{IBr})}{p_e(\text{Br}_2)\cdot p_e(\text{I}_2)}=\frac{\left(\frac{n_e(\text{IBr})\cdot R\cdot T}{V}\right)^2}{\left(\frac{n_e(\text{Br}_2)\cdot R\cdot T}{V}\right)\cdot\left(\frac{n_e(\text{I}_2)\cdot R\cdot T}{V}\right)}=\frac{[\text{IBr}]_e^2}{[\text{Br}_2]_e\cdot[\text{I}_2]_e}\cdot\frac{(R\cdot T)^2}{R\cdot T\cdot R\cdot T}=K_c=120$$

P.5. Dada la siguiente reacción: $H_2S + NaMnO_4 + HBr \longrightarrow S + NaBr + MnBr_3 + H_2O$:

a) Ajusta la ecuación iónica por el método ion-electrón y escribe la ecuación molecular completa.

b) Calcula los gramos de $NaMnO_4$ que reaccionarán con 32 g de H_2S. Si se obtuvieron 61,5 g de $MnBr_3$ calcula el rendimiento de la reacción.

(A.B.A.U. Jun. 21)

Rta.: a) $2\ S^{2-} + (MnO_4)^- + 8\ H^+ \longrightarrow 2\ S + Mn^{3+} + 4\ H_2O$; $2\ H_2S + NaMnO_4 + 4\ HBr \longrightarrow 2\ S + MnBr_3 + NaBr + 4\ H_2O$; b) $m(NaMnO_4)$ = 66,6 g. Rto. = 44,5 %.

Datos	***Cifras significativas: 3***
Masa de sulfuro de hidrógeno	$m[H_2S]$ = 32,0 g
Masa de bromuro de manganeso(III)	$m[MnBr_3]$ = 61,5 g
Masa molar del sulfuro de hidrógeno	$M(H_2S)$ = 34,1 g/mol
Masa molar del permanganato de sodio	$M(NaMnO_4)$ = 142 g/mol
Masa molar del bromuro de manganeso(III)	$M(MnBr_3)$ = 295 g/mol
Incógnitas	
Masa de $NaMnO_4$ que va a reaccionar	$m(NaMnO_4)$
Rendimiento de la reacción	

Solución:

a) Las semirreacciones iónicas son:

Oxidación: $S^{2-} - 2\ e^- \longrightarrow S$

Reducción: $(MnO_4)^- + 8\ H^+ + 4\ e^- \longrightarrow Mn^{3+} + 4\ H_2OH_2O$

Multiplicando la primera por 2 y sumando, se obtiene la reacción iónica ajustada:

$$2\ S^{2-} + (MnO_4)^- + 8\ H^+ \longrightarrow 2\ S + Mn^{3+} + 4\ H_2OH_2O$$

Añadiendo Na^+ y $4\ Br^-$ a cada lado de la ecuación se obtiene:

$$2\ H_2S + NaMnO_4 + 4\ HBr \longrightarrow 2\ S + MnBr_3 + NaBr + 4\ H_2O$$

b) Se calcula la masa de $NaMnO_4$ que reaccionarán con 32 g de H_2S

$$m=32{,}0\ \text{g}\,H_2S\ \frac{1\,\text{mol}\ H_2S}{34{,}1\,\text{g}\,H_2S}\ \frac{1\ \text{mol}\ NaMnO_4}{2\ \text{mol}\ H_2S}\ \frac{142\ \text{g}\ NaMnO_4}{1\ \text{mol}\ NaMnO_4}=66{,}6\ \text{g}\ NaMnO_4$$

Se calcula la masa de $MnBr_3$ que se podría obtener:

$$m=32{,}0\ \text{g}\,H_2S\ \frac{1\,\text{mol}\ H_2S}{34{,}1\,\text{g}\ H_2S}\ \frac{1\ \text{mol}\ MnBr_3}{2\ \text{mol}\ H_2S}\ \frac{295\ \text{g}\ MnBr_3}{1\ \text{mol}\ MnBr_3}=138\ \text{g}\ MnBr_3$$

Se calcula el rendimiento:

$$r=\frac{61{,}5\ \text{g MnBr}_3\ \text{obtidos}}{138\ \text{g MnBr}_3\ \text{teóricos}}=0{,}445=44{,}5\ \%$$

P.6. El producto de solubilidad, a 20 ℃, del sulfato de bario es $8{,}7\cdot10^{-11}$. Calcula:

a) Los gramos de sulfato de bario que se pueden disolver en 0,25 dm³ de agua.

b) Los gramos de sulfato de bario que se pueden disolver en 0,25 dm³ de una disolución de sulfato de sodio de concentración 1 mol/dm³, considerando que esta sal está totalmente disociada.

(A.B.A.U. Jun. 21)

Rta.: a) $m(BaSO_4) = 5{,}4\cdot10^{-4}$ g en 0,25 dm³ H_2O; b) $m'(BaSO_4) = 5{,}1\cdot10^{-9}$ g en 0,25 dm³ D Na_2SO_4.

Datos	***Cifras significativas: 2***
Producto de solubilidad del sulfato de bario	$K_s(BaSO_4) = 8{,}7\cdot10^{-11}$
Temperatura	T = 20 ℃ = 293 K
Concentración de la disolución de sulfato de sodio	$[Na_2SO_4]$ = 1,0 mol/dm³
Volumen de agua	V = 0,25 dm³
Volumen de disolución de sulfato de sodio	V = 0,25 dm³
Masa molar del sulfato de bario	$M(BaSO_4)$ = 233 g/mol
Incógnitas	
Masa (g) del $BaSO_4$ que se disuelve en 0,25 dm³ de agua	m
Masa (g) del $BaSO_4$ que se disuelve en 0,25 dm³ de D $[Na_2SO_4]$ = 1 mol/dm³	m_2
Otros símbolos	
Concentración (mol/dm³) en de $BaSO_4$ en agua	s
Concentración (g/dm³) en de $BaSO_4$ en agua	s'
Concentración (mol/dm³) en de $BaSO_4$ en D $[Na_2SO_4]$ = 1 mol/dm³	s_2
Concentración (g/dm³) en de $BaSO_4$ en D $[Na_2SO_4]$ = 1 mol/dm³	s_2'
Ecuaciones	
Cantidad (número de moles)	$n = m / M$
Concentración molar (mol/dm³)	$s = n / V = s' / M$
Producto de solubilidad del equilibrio: $B_bA_a(s) \rightleftharpoons b\ B^{\beta+}(aq) + a\ A^{\alpha-}(aq)$	$K_s = [A^{\alpha-}]^a \cdot [B^{\beta+}]^b$

Solución:

a) El equilibrio de solubilidad es

$$BaSO_4(s) \rightleftharpoons Ba^{2+}(aq) + SO_4^{2-}(aq)$$

		$BaSO_4$	$\rightleftharpoons$	Ba^{2+}	SO_4^{2-}	
Concentración en el equilibrio	$[X]_e$			s	s	mol/dm³

La constante de equilibrio K_s es:

$$K_s = [Ba^{2+}]_e \cdot [SO_4^{2-}]_e = s \cdot s = s^2 = 8{,}7\cdot10^{-11}$$

$$s=\sqrt{K_s}=\sqrt{8{,}7\cdot10^{-11}}=9{,}3\cdot10^{-6}\ \text{mol BaSO}_4/\text{dm}^3\ \text{D}$$

$$s' = 9{,}3\cdot10^{-6}\ \text{mol/dm}^3 \cdot 233\ \text{g/mol} = 0{,}0022\ \text{g BaSO}_4/\ \text{dm}^3\ \text{D}$$

En 0,25 dm³ de agua se disuelven:

$$m = 0{,}0022\ \text{g BaSO}_4/\ \text{dm}^3\ \text{D} \cdot 0{,}25\ \text{dm}^3 = 5{,}4\cdot10^{-4}\ \text{g} = 0{,}54\ \text{mg BaSO}_4$$

b)

		$BaSO_4$	$\rightleftharpoons$	Ba^{2+}	SO_4^{2-}	
Concentración inicial	$[X]_0$			0	1,0	mol/dm³
Concentración que reacciona o se forma	$[X]_r$	s_2	$\rightarrow$	s_2	s_2	mol/dm³
Concentración en el equilibrio	$[X]_e$			s_2	$1{,}0 + s_2$	mol/dm³

La constante de equilibrio K_s es:

$$K_s = [Ba^{2+}]_e \cdot [SO_4^{2-}]_e = s_2 \cdot (1{,}0 + s_2) = 8{,}7\cdot10^{-11}$$

En primera aproximación, podemos considerar s_2 despreciable s frente a 1,0, ($s_2 \ll 1{,}0$). Entonces:

$$s_2 \approx 8{,}7\cdot10^{-11}\ \text{mol/dm}^3$$

que es despreciable frente a 1,0.

$$s_2' = 8{,}7\cdot10^{-11}\ \text{mol/dm}^3 \cdot 233\ \text{g/mol} = 2{,}0\cdot10^{-8}\ \text{g BaSO}_4\ /\ \text{dm}^3\ \text{D}$$

menor que la solubilidad en agua (efecto del ion común).

En 0,25 dm³ de agua se disuelven:

$$m_2 = 2{,}0\cdot10^{-8}\ \text{g BaSO}_4/\ \text{dm}^3\ \text{D} \cdot 0{,}25\ \text{dm}^3 = 5{,}1\cdot10^{-9}\ \text{g} = 5{,}1\ \text{ng BaSO}_4$$

P.7. Se preparan 100 cm³ de una disolución de HCl disolviendo, en agua, 10 cm³ de un HCl comercial de densidad 1,19 g·cm⁻³ y riqueza 36 % en peso. 20 cm³ de la disolución de ácido preparada se valoran con una disolución de NaOH de concentración 0,8 mol/dm³.

a) Calcula la concentración molar de la disolución de ácido valorada, escribe la reacción que tiene lugar en la valoración y calcula el volumen gastado de la disolución de NaOH.

b) Indica el procedimiento a seguir en el laboratorio para la valoración del ácido indicando el material y reactivos.

(A.B.A.U. Jun. 21)

Rta.: a) [HCl] = 1,2 mol/dm³; V = 29 cm³ D NaOH.

Solución:

<u>Cálculo de dilución:</u>
En 10 cm³ de disolución comercial de HCl de densidad 1,19 g·cm⁻³ y riqueza 36 % en masa hay:

$$n(\text{HCl}) = 10\ \text{cm}^3\ \text{D} \cdot 1{,}19\ \text{g/cm}^3\ \frac{36\ \text{g HCl}}{100\ \text{g D}}\frac{1\ \text{mol HCl}}{36{,}5\ \text{g HCl}} = 0{,}12\ \text{mol HCl}$$

Al disolverse en agua hasta 100 cm³ (= 0,100 dm³) la concentración de la disolución obtenida será:

$$[\text{HCl}] = 0{,}12\ \text{mol HCl}\ /\ 0{,}100\ \text{dm}^3 = 1{,}2\ \text{mol/dm}^3$$

<u>Cálculo de la valoración:</u>
La ecuación de la reacción de valoración es:

$$\text{HCl(aq)} + \text{NaOH(aq)} \rightarrow \text{NaCl(aq)} + \text{H}_2\text{OH}_2\text{O(l)}$$

Para neutralizar 20 cm³ de HCl de concentración 1,2 mol/dm³ con NaOH de concentración 0,8 mol/dm³ se necesitarán:

$$V = 20{,}0\ \text{cm}^3\ \text{D HCl}\ \frac{1{,}2\ \text{mol HCl}}{1000\ \text{cm}^3\ \text{D HCl}}\ \frac{1\ \text{mol NaOH}}{1\ \text{mol HCl}}\ \frac{1000\ \text{cm}^3\ \text{D NaOH}}{0{,}8\ \text{mol NaOH}} = 29\ \text{cm}^3\ \text{D NaOH}$$

<u>Procedimiento de valoración:</u> Con una pipeta se miden 20 cm³ de disolución de HCl y se vierten en un matraz erlenmeyer de 100 cm³. Se añaden dos gotas de fenolftaleína y la disolución permanecerá incolora. Se llena una bureta de 25 cm³ con disolución de NaOH 0,8 mol/dm³ por encima del cero. Se abre la llave hasta que el pico de la bureta esté lleno y el nivel en cero. Se dejan caer 2 cm³ sobre lo erlenmeyer y se agita. Se abre la llave de la bureta para dejar caer la disolución de NaOH en pequeños chorros mientras se imprime uno movimiento circular al erlenmeyer hasta que el contenido del erlenmeyer adquiera un color rosado. Se

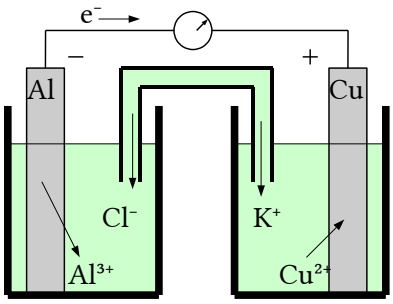
anota el volumen de NaOH gastado (p. ej. 3,2 cm^3) y se tira el contenido del erlenmeyer y se lava el matraz. Se vuelve a llenar la bureta con NaOH hasta el cero. Se miden otros 20 cm^3 de HCl con la pipeta, se vierten en el erlenmeyer (lavado, pero no necesariamente seco) y se añaden dos gotas de fenolftaleína. Se coloca el erlenmeyer bajo a bureta y se abre la llave hasta dejar caer casi todo el volumen medido antes (p. ej. 2,9 cm^3). Ahora se deja caer el HCl gota a gota mientras se hace rotar el erlenmeyer, hasta que la fenolftaleína cambie de color. Se anota este valor. Se repite otras dos veces y se toma cómo volumen correcto el valor medio de las medidas que más se aproximan.
Material: Bureta (1) de 25 cm^3 (escalonada en 0,1 cm^3), pipeta (1) de 20 cm^3 con aspirador, matraz erlenmeyer (1) de 100 cm^3, disolución de fenolftaleína.
La bureta es un tubo estrecho graduado con una boca superior algo más ancha para llenarlo y una llave de paso en la parte inferior para poder vaciarla.
La pipeta es también un tubo estrecho que puede ser escalonado o tener una marca de aforo. Se llena al aspirar con una especie de jeringa cuando la boca inferior más estrecha está sumergida en la disolución.
El matraz erlenmeyer es un recipiente con forma de tronco de cono, con la boca más estrecha que el fondo, para no salpicar al removerlo con un movimiento circular.

P.8. a) Explica como construirías en el laboratorio una pila galvánica empleando un electrodo de aluminio y otro de cobre, indicando el material y los reactivos necesarios.
b) Indica las semirreacciones que tienen lugar en cada electrodo, la ecuación iónica global y calcula la fuerza electromotriz de la pila.
Datos: $E^\circ(Cu^{2+}/Cu) = +0{,}34$ V; $E^\circ(Al^{3+}/Al) = -1{,}66$ V. *(A.B.A.U. Jun. 21)*
Rta.: $E^\circ = 2{,}00$ V.

Solución:

a)

Reducción:	$Cu^{2+} + 2\,e^-$	$\longrightarrow Cu$	$E^\circ = 0{,}34$ V	(Cátodo +)
Oxidación:	Al	$\longrightarrow Al^{3+} + 3\,e^-$	$E^\circ = 1{,}66$ V	(Ánodo −)
Reacción global:	$2\,Al + 3\,Cu^{2+}$	$\longrightarrow 2\,Al^{3+} + 3\,Cu$	$E^\circ = 2{,}00$ V	



b) Material: Vasos de precipitados de 100 cm^3 (2), tubo en U, cables con pinzas, voltímetro.
Reactivos: láminas de cobre y aluminio pulidas, disoluciones de sulfato de aluminio de concentración 1 mol/dm^3 y sulfato de cobre(II) de concentración 1 mol/dm^3. Disolución de cloruro de potasio para el puente salino.

Los electrones circulan del polo negativo (ánodo Al) al polo positivo (cátodo Cu)

Cuestiones y problemas de las Pruebas de evaluación de Bachillerato para el acceso a la Universidad (A.B.A.U. y P.A.U.) en Galicia.
Respuestas y composición de Alfonso J. Barbadillo Marán.
Algunos cálculos se hicieron con una hoja de cálculo de LibreOffice u OpenOffice del mismo autor.
Algunas ecuaciones y las fórmulas orgánicas se construyeron con la extensión CLC09 de Charles Lalanne-Cassou.
La traducción al/desde el gallego se realizó con la ayuda de *traducindote*, de Óscar Hermida López.
Se procuró seguir las recomendaciones del Centro Español de Metrología (CEM)

Actualizado: 20/03/22