



UNIVERSIDAD DE CANTABRIA

PRUEBAS DE ACCESO A LA UNIVERSIDAD

LOGSE – SEPTIEMBRE 2009

QUÍMICA

INDICACIONES

1. Debe elegir una opción completa de problemas. Si elige problemas de distintas opciones sólo se calificará el primero que se encuentre. Cada problema tendrá una calificación de 2 PUNTOS.
2. Debe elegir sólo tres cuestiones que debe responder de modo razonado; si elige más se le calificarán sólo las tres que primero figuren en el ejercicio. Cada cuestión tendrá una calificación de 2 PUNTOS.
3. Separe claramente unos problemas de otros y unas cuestiones de otras.

CUESTIONES [2 PUNTOS CADA UNA]

A. [2 PUNTOS] Dadas las siguientes configuraciones electrónicas del mismo elemento:



Indique de un modo razonado si las afirmaciones siguientes son verdaderas o falsas:

- a) No es posible la configuración proporcionada para B.
- b) Las dos configuraciones corresponden al mismo elemento pero de isótopos distintos.

B. [2 PUNTOS] La siguiente reacción redox tiene lugar en medio ácido:



Indique, razonando la respuesta, la veracidad o falsedad de las afirmaciones siguientes:

- a) El Cl^- es el agente reductor.
- b) El MnO_4^- experimenta una oxidación.

C. [2 PUNTOS] Justificar las siguientes propuestas relativas a sustancias orgánicas:

- a) La molécula CHCl_3 es polar.
- b) El etano es menos soluble en agua que el etanol.
- c) Formula y nombra dos posibles isómeros de fórmula $\text{C}_4\text{H}_8\text{O}$.
- d) Los alcanos lineales incrementan su punto de ebullición al aumentar el número de carbonos.

D. [2 PUNTOS] Para un determinado equilibrio químico en fase gaseosa, se sabe que un aumento de la temperatura provoca un desplazamiento de la reacción hacia la izquierda, mientras que un aumento de la presión provoca el desplazamiento de la reacción hacia la derecha. Indica justificadamente de cual de estos tres equilibrios se trata:

- a) $\text{A(g)} + \text{B(g)} \rightleftharpoons \text{C(g)} + \text{D(g)}$, exotérmica.
- b) $\text{A(g)} + \text{B(g)} \rightleftharpoons \text{C(g)}$, endotérmica.
- c) $2\text{A(g)} \rightleftharpoons \text{B(g)}$, exotérmica.

E. [2 PUNTOS] Se construye la pila $\text{Zn/Zn}^{2+} // \text{Ag}^+/\text{Ag}$.

Indica razonadamente:

- a) Las semirreacciones, indicando quién se oxida, quién se reduce y la reacción total que tiene lugar.
- b) La f.e.m. de la pila.
- c) La polaridad de cada electrodo.
- d) Dibuja la pila e indica el sentido de circulación de los electrones.

DATOS: $E^\circ (\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,76 \text{ V}$

$E^\circ (\text{Ag}^+/\text{Ag}) = +0,80 \text{ V}$

PROBLEMAS [2 PUNTOS CADA UNO]

Opción de problemas I

I-1. A 425 °C la K_c del equilibrio: $I_2(g) + H_2(g) \rightleftharpoons 2HI(g)$, vale 54,8

- Indicar en que sentido se desplazara la reacción si en un recipiente de 10,00 L se introducen 12,69 g de I_2 , 1,01 g de H_2 y 25,58 g de HI y se calienta a 425 °C.
- Calcular las concentraciones de I_2 , H_2 y HI cuando se alcance el equilibrio a la temperatura dada.
- Calcular el valor de K_p .

DATOS: Masas atómicas: I = 126,9; H = 1,01.

I-2. Las entalpías de formación estándar del etano (C_2H_6), dióxido de carbono (CO_2) y agua líquida son -84,7; -393,5; -285,8 kJ/mol respectivamente.

- Calcula el calor desprendido en la combustión completa de 45 g de etano.

DATOS: masas atómicas: H = 1; C = 12; O = 16.

Opción de problemas II

II-1. El efluente residual de una industria contiene un 0,2% en peso de ácido sulfúrico, debiendo ser neutralizado mediante la adición de hidróxido sódico. Se pretenden tratar 125 litros de la corriente residual ácida con una disolución de hidróxido sódico 2,5 M.

Calcula:

- El volumen de disolución de hidróxido sódico 2,5 M que es preciso utilizar para la neutralización completa del efluente residual.
- El pH de la disolución resultante si se añaden 50 ml más de los necesarios de la disolución de hidróxido sódico.

DATOS: La densidad de la corriente residual es 1 g/cm³

Masas atómicas: H = 1; S = 32; O = 16.

II-2. Calcula la cantidad de aluminio que podrá obtenerse por electrólisis de una disolución de sulfato de aluminio (III), $Al_2(SO_4)_3$, utilizando una intensidad de 1000 amperios, durante una hora, si el rendimiento es del 80%.

SOLUCIÓN DE LA PRUEBA DE ACCESO

AUTOR: Julio Egea Egea

Cuestiones

Cuestión A

a) **Falsa.** Sí es posible, la especie B presenta un **estado excitado**.

Suponiendo que ambas especies tengan 6 protones, es decir, que sean neutras (el enunciado no dice lo contrario), la especie B tiene un electrón (2p) que ocupa una capa superior a la que le corresponde (3s) y, en cumplimiento del principio de llenado de Aufbau en el apartado de mínima energía, se observa que este estado es **inestable pero posible**. Para que este estado exista y pueda mantenerse, es necesario el aporte de energía desde el exterior; sin este aporte, el electrón situado en 3s¹ «caerá» al 2p, se estabilizará y el átomo adoptará la configuración del estado fundamental.

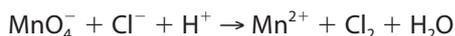
b) **Falsa.** Los isótopos tienen el mismo número atómico Z (número de protones) y diferente número de neutrones, por lo que, suponiendo que ambas especies sean neutras, y conociendo solo la configuración electrónica de la corteza de ambos, no basta para saber si ambos son isótopos o no. No obstante, se puede afirmar que la configuración A corresponde al estado fundamental, pues cumple el principio de llenado, mientras que la configuración B corresponde a un estado excitado.

En la tabla se representan ambas configuraciones en diagrama de cajas:

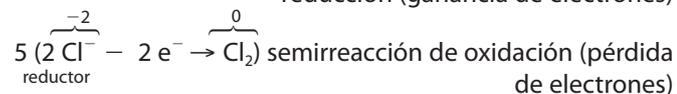
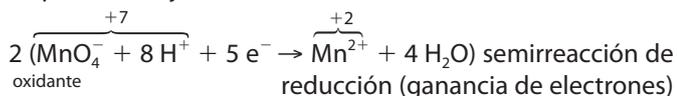
Configuraciones electrónicas							
Capa	1. ^a		2. ^a		3. ^a		
Orbital	s	s	p		s	p	
A: Estado fundamental	↑↓	↑↓	↑	↑	□	□	□
B: Estado excitado	↑↓	↑↓	↑	□	□	↑	□

Cuestión B

Estudiamos la reacción:



Se plantea el ajuste redox:

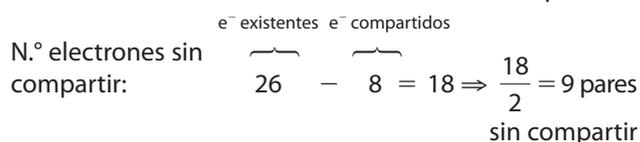
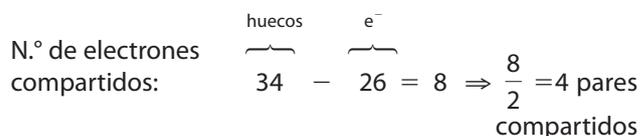
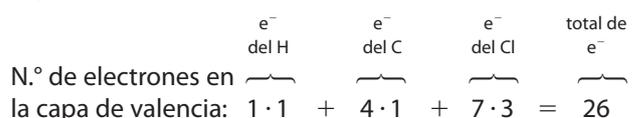
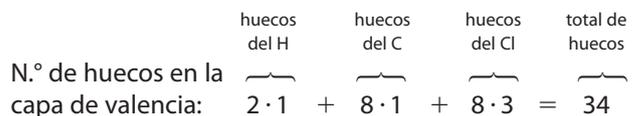
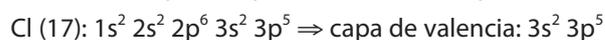
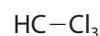


a) **Verdadera.** El Cl⁻ es el agente reductor, pues se encuentra en la semirreacción de oxidación y proporciona los electrones para que se produzca la semirreacción de reducción.

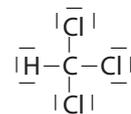
b) **Falsa.** El MnO₄⁻ se encuentra en la semirreacción de reducción y, por lo tanto, experimenta una reducción (se reducen las cargas positivas de 7+ a 2+ y pierde oxígeno).

Cuestión C

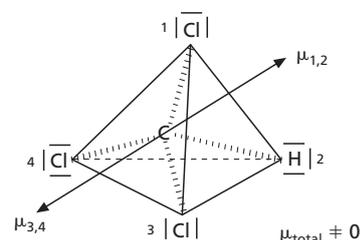
a) Se resuelve la estructura del CHCl₃ por Lewis:



Según Lewis, cada átomo se rodea de un octeto, (excepto en los casos de hipovalencia e hipervalencia, y el H con un par), por lo que el C se sitúa como átomo central, tal como aparece en el esquema adjunto:



La diferencia de electronegatividades entre los átomos de C y Cl es diferente de la que existe entre el C y el H y, por lo tanto, los momentos dipolares son diferentes; además, dada la geometría de la molécula, no se anulan, por lo cual el momento dipolar total es diferente de cero y se trata de una **molécula polar**.



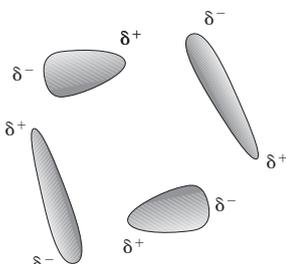
b) El etano, CH_3-CH_3 , es una molécula apolar.

El etanol, $\text{CH}_3-\text{CH}_2\text{OH}$, es una molécula polar, pues posee el átomo de O, que es más electronegativo que el C y que el H.

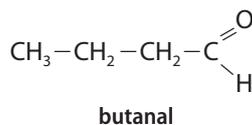
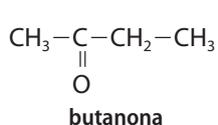
El H_2O es una molécula polar, pues contiene el O, que es más electronegativo que el H.

Cuando se mezclan moléculas polares, se orientan unas respecto de otras, de forma que un polo de un signo se rodea de polos opuestos de otras moléculas.

Si se mezclan moléculas polares con otras que no lo son, no se producen las orientaciones referidas anteriormente y la solubilidad es menor. Por tanto, dentro de que el etano sea poco soluble en disolventes polares, se solubiliza mejor en el etanol que en el agua por ser una molécula orgánica con dos átomos de C como el etano. Por otro lado, al ser la polaridad de etanol menor que la del agua, el etano que es apolar se disuelve mejor en alcohol.



c) Dos posibles isómeros son la butanona y el butanal:



d) Esta propiedad depende de la masa molecular del alcano, de las fuerzas intermoleculares y del empaquetamiento o asociación entre las moléculas. Cuando las moléculas presentan ramificaciones, estas impiden su acercamiento y el valor de las fuerzas de Van der Waals disminuye, por lo que el punto de ebullición de los alcanos ramificados es menor que el de los correspondientes lineales.

En los alcanos lineales, cuanto mayor es la masa molecular, más alto es su punto de ebullición; así, a temperatura ambiente, los primeros de la serie homóloga (de 1 C a 4 C) son gases; los siguientes (de 5 C a 10 C), líquidos; y, por último, los de 15 C en adelante, sólidos.

Cuestión D

Se tiene en cuenta el principio de Le Châtelier: «El equilibrio ante una perturbación externa evolucionará en el sentido de contrarrestarla».

Según el enunciado, sabemos, en primer lugar, que un aumento de la temperatura provoca un desplazamiento de la reacción hacia la izquierda. Veamos lo que ocurre en una reacción exotérmica y en una endotérmica:

● Reacción exotérmica: $\text{R (g)} \rightleftharpoons \text{P (g)} + \text{Q (calor)}$

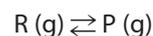
A mayor temperatura, evoluciona hacia los reactivos.

● Reacción endotérmica: $\text{R (g)} + \text{Q (calor)} \rightleftharpoons \text{P (g)}$

A mayor temperatura, evoluciona hacia los productos.

De acuerdo con esto, la reacción es **exotérmica**: al suministrar calor, el equilibrio evoluciona en el sentido de eliminarlo; por tanto, el calor se encuentra en la zona de productos.

En segundo lugar, sabemos que un aumento de la presión provoca el desplazamiento de la reacción hacia la derecha. De esta afirmación se deduce que el número de moles es mayor en los reactivos que en los productos, pues, al aumentar la presión, el equilibrio evoluciona en el sentido de disminuirla, es decir, hacia donde hay menos moles es:



n° de moles de reactivos $>$ n° de moles de productos

p_p reactivos $>$ p_p productos

A mayor presión, la reacción evoluciona hacia los productos.

Las premisas anteriores solo las cumple el equilibrio c).



Cuestión E

Se plantea la pila de forma que el par redox de menor potencial de reducción hará de ánodo ($\text{Zn}^{2+}/\text{Zn} = -0,76 \text{ V}$), pues así, al expresarlo como oxidación e invertir el signo, se convertirá en el mayor y la reacción que se formula será la espontánea. Se tomará como ánodo el par que tenga menor valor.

$\text{Zn}^0 - 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Zn}^{2+} \quad \varepsilon^\circ = +0,76 \text{ V} \quad \text{Oxidación (ánodo)}$

$2 (\text{Ag}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{Ag}^0) \quad \varepsilon^\circ = +0,80 \text{ V} \quad \text{Reducción (cátodo)}$

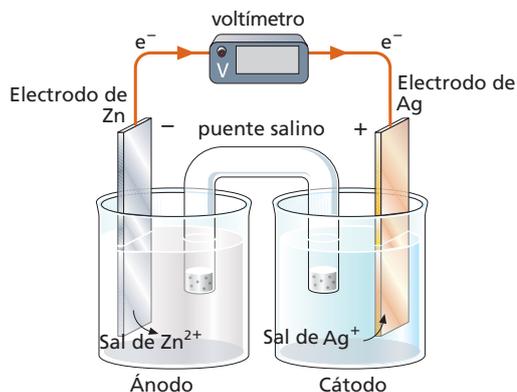
$\text{Zn}^0 + 2 \text{Ag}^+ \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2 \text{Ag}^0 \quad \varepsilon^\circ = +1,56 \text{ V}$

El Zn^0 es el reductor y es la especie que se oxida, mientras que el Ag^+ es el oxidante y es la especie que se reduce. La representación de la pila será:

$\text{Zn}^0/\text{Zn}^{2+} (1 \text{ M})$	//	$\text{Ag}^+ (1 \text{ M})/\text{Ag}^0$	$\varepsilon^\circ = 1,56 \text{ V}$
Ánodo	Puente salino	Cátodo	Potencial de la pila
Polaridad -		Polaridad +	

También se puede utilizar el hecho de que la fuerza electromotriz de la pila venga dada por la expresión siguiente:

$$\varepsilon^\circ = \varepsilon^\circ_{\text{cátodo}} - \varepsilon^\circ_{\text{ánodo}} = +0,80 \text{ V} - (-0,76 \text{ V}) = 1,56 \text{ V}$$



Problemas

Opción de problemas I

- 1 Calculamos los moles que se mezclan de cada sustancia y sus respectivas concentraciones:

$$n = \frac{m}{M}$$

$$n_{I_2} = \frac{12,69 \text{ g}}{253,8 \text{ g/mol}} = 0,05 \text{ mol de } I_2$$

$$[I_2] = \frac{0,05 \text{ mol}}{10 \text{ L}} = 0,005 \text{ M}$$

$$n_{H_2} = \frac{1,01 \text{ g}}{2,02 \text{ g/mol}} = 0,5 \text{ mol de } H_2 =$$

$$[H_2] = \frac{0,5 \text{ mol}}{10 \text{ L}} = 0,05 \text{ M}$$

$$n_{HI} = \frac{25,58 \text{ g}}{127,9 \text{ g/mol}} = 0,2 \text{ mol de HI} =$$

$$[HI] = \frac{0,2 \text{ mol}}{10 \text{ L}} = 0,02 \text{ M}$$

$V = 10 \text{ L}$	$I_2(g)$	+	$H_2(g)$	\rightleftharpoons	$2 HI(g)$
n_{mezcla}	0,05		0,5		0,2
$[]_{mezcla}$	0,005		0,05		0,02

- a) Se calcula el cociente de reacción Q_c : si este cociente coincide con la K_c dada (54,8), el sistema estará en equilibrio; si su valor no coincide con K_c , el sistema no estará en equilibrio y evolucionará hasta él.

$$Q_c = \frac{[HI]^2}{[I_2][H_2]} = \frac{0,02^2}{0,005 \cdot 0,05} = 1,6$$

Como Q_c es menor de 54,8, el equilibrio evolucionará hasta alcanzar este valor; para ello deberá aumentar el numerador y disminuir el denominador, es decir, evolucionar hacia los productos: se consumirá H_2 e I_2 y se generará más HI.

b)

$V = 10 \text{ L}$	$I_2(g)$	+	$H_2(g)$	\rightleftharpoons	$2 HI(g)$
n_i	0,05		0,5		0,2
n_r	x		x		
n_f					$2x$
n_{eq}	$0,05 - x$		$0,5 - x$		$0,2 + 2x$
$[]_{eq}$	$\frac{0,05 - x}{10}$		$\frac{0,5 - x}{10}$		$\frac{0,2 + 2x}{10}$

La temperatura de la reacción es: $T = 425 \text{ }^\circ\text{C} = 698 \text{ K}$

$$K_c = \frac{[HI]^2}{[I_2][H_2]} = \frac{\left[\frac{(0,2 + 2x)}{10}\right]^2}{\frac{(0,05 - x)}{10} \cdot \frac{(0,5 - x)}{10}} = 54,8$$

Simplificando la ecuación, queda:

$$50,8x^2 - 30,94x + 1,33 = 0; x = 0,046 54$$

Calculamos las concentraciones en el equilibrio:

$$[I_2] = \frac{0,05 - x}{10} = \frac{0,05 - 0,046 54}{10} = 3,46 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

$$[H_2] = \frac{0,5 - x}{10} = \frac{0,5 - 0,046 54}{10} = 0,045 4 \text{ M}$$

$$[HI] = \frac{0,2 + 2x}{10} = \frac{0,2 + 2 \cdot 0,046 54}{10} = 0,029 3 \text{ M}$$

- c) De la relación entre ambas constantes se deduce que:

$$K_p = K_c(RT)^{\Delta n}$$

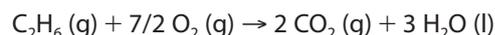
Donde Δn es la variación del número de moles entre productos y reactivos:

$$\Delta n = 2 - 1 - 1 = 0$$

$$K_p = K_c(RT)^{\Delta n} = K_c(RT)^0 = K_c \cdot 1 = K_c$$

$$K_p = K_c = 54,8$$

- 2 Se plantea la reacción de combustión y los datos:



$$\Delta H_f^\circ (\text{kJ/mol}) \quad -84,7 \quad 0 \quad -393,5 \quad -285,8$$

Se calcula el calor de combustión por mol de etano quemado:

$$\begin{aligned} \Delta H_c^\circ &= \sum n \Delta H^\circ (\text{productos}) - \sum n \Delta H^\circ (\text{reactivos}) = \\ &= [2 \cdot (-393,5) + 2 \cdot (-285,8)] - [(-84,7)] = \\ &= -1 273,9 \text{ kJ/mol} \end{aligned}$$

La reacción es exotérmica.

Nota: se puede resolver aplicando todas las ecuaciones termoquímicas.

$$M_{C_2H_6} = 30 \text{ g/mol}$$

Con una relación simple se obtiene el calor producido al quemarse los 45 g de etano:

$$45 \text{ g de } C_2H_6 \cdot \frac{1 273,9 \text{ kJ}}{30 \text{ g de } C_2H_6} = 1 910,85 \text{ kJ}$$

Es decir, al quemar 45 g de etano se desprenden 1 910,85 kJ.

Opción de problemas II

- 1 a) Se calcula la masa de los 125 L de corriente residual:

$$m = \rho V = 1 \text{ g/cm}^3 \cdot 125 \cdot 10^3 \text{ cm}^3 = 125 000 \text{ g}$$

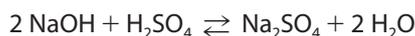
Calculamos, ahora, la masa de H_2SO_4 contenida en los 125 000 g de corriente residual:

$$\begin{aligned} m &= 125 000 \text{ g de corriente} \cdot \frac{0,2 \text{ g de } H_2SO_4}{100 \text{ g de corriente}} = \\ &= 250 \text{ g de } H_2SO_4 \end{aligned}$$

$$M_{H_2SO_4} = 98 \text{ g/mol}$$

$$n_{H_2SO_4} = \frac{m}{M} = \frac{250 \text{ g}}{98 \text{ g/mol}} = 2,551 \text{ mol}$$

La reacción de neutralización es:



Los moles de NaOH necesarios para neutralizar el ácido son:

$$2,551 \text{ mol de H}_2\text{SO}_4 \cdot \frac{2 \text{ mol de NaOH}}{1 \text{ mol de H}_2\text{SO}_4} = 5,1 \text{ mol de NaOH}$$

$$M = \frac{n}{V} \Rightarrow V = \frac{n}{M} = \frac{5,1 \text{ mol de NaOH}}{2,5 \text{ mol/L}} = 2,04 \text{ L}$$

Se necesitan 2,04 L de NaOH 2,5 M para neutralizar el ácido.

b) Los moles de NaOH que se añaden en exceso son:

$$M = \frac{n}{V} \Rightarrow n = MV = 2,5 \text{ mol/L} \cdot 50 \cdot 10^{-3} \text{ L} = 0,125 \text{ mol de NaOH}$$

El volumen total de la disolución final suponiendo que los volúmenes son aditivos, es:

$$125 \text{ L de corriente} + 2,04 \text{ L de NaOH de neutralización} + 50 \cdot 10^{-3} \text{ L de exceso} = 127,09 \text{ L}$$

La molaridad del NaOH en exceso es:

$$M = \frac{n}{V} = \frac{0,125 \text{ mol de NaOH}}{127,09 \text{ L}} = 9,83 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

Como se trata de una base fuerte, está totalmente disociada:

	NaOH	→	Na ⁺	+	OH ⁻
Molaridad	$9,83 \cdot 10^{-4}$		$9,83 \cdot 10^{-4}$		$9,83 \cdot 10^{-4}$

$$[\text{OH}^-] = 9,83 \cdot 10^{-4} \text{ M} \Rightarrow \text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = -\log [9,83 \cdot 10^{-4}] = 3,007$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 3,007 = 10,99 \cong 11$$

La disolución final tendrá un pH = 11.

2 Teniendo en cuenta las leyes de Faraday, se tiene que:

$$\begin{aligned} \text{Si para depositar un equivalente químico} &= \\ \text{se necesitan 96 500 culombios} &= \\ \text{para una masa } m &= \\ \text{se necesitarán } Q \text{ culombios} &= \end{aligned}$$

$$1 \text{ Eq} = \frac{M}{\text{valencia}} = \frac{M}{\text{n.º de electrones intercambiados}}$$

$$\frac{M}{n} = \frac{m}{96\,500} = \frac{m}{Q}$$

Teniendo en cuenta que la carga es $Q = It$, resulta:

$$\frac{M}{n} = \frac{m}{It} \Rightarrow m = \frac{ItM}{Fn}$$

Reacción del aluminio en el cátodo:



Aplicándolo a este caso, los datos son: $M_{\text{Al}} = 27 \text{ uma}$; $I = 1\,000 \text{ A}$; $n = 3$; $t = 1 \text{ h} = 3\,600 \text{ s}$

$$\begin{aligned} m &= \frac{ItM}{Fn} = \frac{1\,000 \text{ A} \cdot 3\,600 \text{ s} \cdot 27}{96\,500 \text{ C} \cdot 3} = \\ &= 335,75 \text{ g de Al si fuese el } 100\% \end{aligned}$$

Se aplica el rendimiento:

$$335,75 \text{ g de Al} \cdot \frac{80}{100} = 268,6 \text{ g de Al puro}$$

Es decir, se obtienen 268,6 g de Al.