

Examen de Química 2018 – Junio

OPCIÓN A

1.- Formule o nombre los siguientes compuestos: **a)** Peróxido de calcio; **b)** Sulfato de zinc; **c)** Butanamida; **d)** Ag_2S ; **e)** HBrO_4 ; **f)** $\text{CH}_3\text{CHBrCHBrCH}_3$.

a) CaO_2 ; **b)** ZnSO_4 ; **c)** $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CONH}_2$; **d)** Sulfuro de plata, o sulfuro de diplata; **e)** Ácido perbrómico; **f)** 2,3-dibromobutano.

2.- Justifique por qué:

a) El radio atómico disminuye al aumentar el número atómico en un periodo de la Tabla Periódica.

b) El radio atómico aumenta al incrementarse el número atómico en un grupo de la Tabla Periódica.

c) Cuál El volumen del ion Na^+ es menor que el del átomo de Na.

a) El radio atómico depende de la atracción nuclear y de las repulsiones interelectrónicas. La atracción nuclear se puede modelizar mediante el modelo de Slater, que propone que la carga nuclear efectiva Z_{ef} que experimentan los electrones de valencia depende de la carga nuclear real Z y de la constante de apantallamiento σ , según: $Z_{\text{ef}} = Z - \sigma$. Al pasar de un elemento al siguiente dentro del mismo periodo la carga nuclear real aumenta en una unidad, pero el apantallamiento que experimentan los electrones de la capa de valencia aumenta en menos de una unidad (porque el apantallamiento que ejercen electrones en la misma capa es menor de 1). Por esta razón, **la carga nuclear efectiva se va haciendo mayor.**

b) Entre los elementos del mismo grupo, al aumentar el número atómico Z **aumenta el número de capas de la corteza**, y es por esta razón que el radio aumenta.

c) El radio iónico depende también de las atracciones nucleares y de las repulsiones interelectrónicas. El ion Na^+ presenta el mismo número de protones en el núcleo, y por tanto atracciones nucleares similares, al átomo neutro de Na. Pero el ion Na^+ presenta un electrón menos en la corteza, por lo que **las repulsiones interelectrónicas son menores**, por lo que se produce una disminución del volumen al perderse el electrón.

3.- Los electrodos de aluminio y cobre de una pila galvánica se encuentran en contacto con una disolución de Al^{3+} y Cu^{2+} en una concentración 1M.

a) Escriba e identifique las semirreacciones que se producen en el ánodo y el cátodo.

b) Calcule la f.e.m. de la pila y escriba su notación simplificada.

c) Razone si alguno de los metales produciría $\text{H}_2(\text{g})$ al ponerlo en contacto con ácido sulfúrico (H_2SO_4).

DATOS: $E^\circ(\text{Al}^{3+}|\text{Al}) = -1,67 \text{ V}$; $E^\circ(\text{Cu}^{2+}|\text{Cu}) = +0,34 \text{ V}$; $E^\circ(\text{H}^+|\text{H}_2) = 0 \text{ V}$.

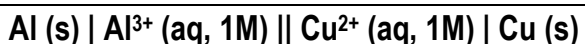
a) El potencial de reducción de un electrodo es una medida del poder oxidante, es decir, de la tendencia de un par rédox a reducirse o, dicho de otra manera, de la avidez por los electrones: cuanto mayor (más positivo) es el potencial de reducción, mayor es su carácter oxidante, y mayor su tendencia a reducirse (a actuar como cátodo). Como el par $\text{Cu}^{2+}|\text{Cu}$ tiene mayor potencial de reducción que el $\text{Al}^{3+}|\text{Al}$, el cobre será el cátodo (se reduce, es el oxidante) y el aluminio será el ánodo (se oxida, es el reductor):



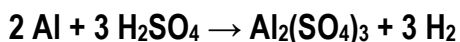
b) El potencial de pila o fuerza electromotriz (f.e.m.) es la energía impulsora del flujo de los electrones de la pila, es decir, la diferencia de energía potencial que experimenta cada unidad de carga cuando los electrones pasan del ánodo al cátodo, y se calcula como la diferencia de potencial de reducción entre los electrodos: el del cátodo menos el del ánodo (como el E^0 del cátodo es más positivo, la f.e.m. siempre es positiva):

$$E^0_{\text{pila}} = \text{f.e.m.} = E^0_{\text{cátodo}} - E^0_{\text{ánodo}} = 0,34 - (-1,67) = 2,01 \text{ V.}$$

La notación de la pila es la manera oficial dictada por la IUPAC para referir una pila. Se escriben las diferentes fases que constituyen la pila, en orden desde el terminal metálico del ánodo hasta el terminal metálico del cátodo, separadas por una barra vertical las del mismo electrodo, y con una barra vertical doble para representar el puente salino entre los electrodos diferentes:



c) La reacción se producirá si es espontánea, es decir, si el potencial resultante (análogo al que serviría teóricamente una pila construida con los mismos electrodos) es positivo. Dicho de otra manera, entre los dos electrodos implicados en la reacción ($\text{Me}^{z+}|\text{Me}$ y $\text{H}^+|\text{H}_2$), si el metal es más reductor que el par del hidrógeno (o sea, si tiene un $E^0 < 0 \text{ V}$), la reacción se producirá. En este caso, **el aluminio tiene un potencial de reducción más negativo que el hidrógeno, y por tanto lo reducirá**. El cobre, al ser más oxidante ($E^0 > 0 \text{ V}$), no reduce al H^+ sino al contrario, oxidaría al H_2 para dar 2 H^+ .



4.- Dados los siguientes compuestos: $\text{CH}_3\text{-CH=CH}_2$ y $\text{CH}_3\text{-CH=CH-CH}_3$ elija el más adecuado en cada caso para la reacción que tiene lugar:

a) El compuesto reacciona con agua en medio ácido para dar otro compuesto que presenta isomería óptica.

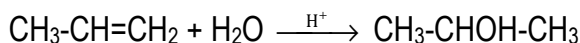
b) La combustión de 2 moles de compuesto produce 6 moles de CO_2 .

c) El compuesto reacciona con HBr para dar otro compuesto que no presenta isomería óptica.

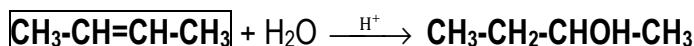
a) La reacción de un alqueno con agua en medio ácido consiste en la *adición de agua*, dando como producto un alcohol. Como se trata de la adición de un reactivo del tipo "HX", rige la *regla de Markovnikoff*, es decir, se agrega el H al C del enlace doble C=C con más H, y el grupo "X" (OH) al otro C.

La *isomería óptica* es la relación estructural que se da entre compuestos con igual fórmula molecular y diferente distribución espacial alrededor de un C *asimétrico*, es decir, un C con 4 grupos diferentes unidos a sus 4 valencias.

El propeno da isopropanol, que no presenta isomería óptica:

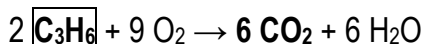


Pero el **but-2-eno** da **butan-2-ol**, que sí presenta isomería óptica:

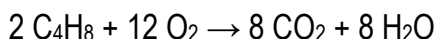


ya que el C-2 del butan-2-ol tiene 4 sustituyentes diferentes: H, OH, CH₃, CH₂CH₃.

b) La *combustión* es la oxidación completa en presencia de oxígeno. En el caso de los compuestos orgánicos, todo el C pasa a CO₂, así que si la combustión de 2 moles conduce a la formación de 6 moles de CO₂, se trata de un compuesto que contiene 3 átomos de C en la molécula, sólo puede ser el propeno:

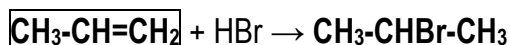


porque la combustión de 2 moles de but-2-eno da 8 moles de CO₂:

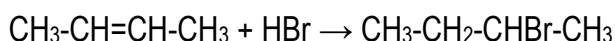


c) Los alquenos reaccionan con haluros de hidrógeno dando la adición de este reactivo, rindiendo halogenoderivados. También rige la regla de Markovnikoff.

El propeno da lugar a 2-bromopropano (que no presenta isomería óptica)



Y el but-2-eno da lugar a 2-bromobutano, con isomería óptica (al presentar el C-2 4 grupos diferentes: H, Br, CH₃, CH₂CH₃):



5.- En un reactor de 5 L se introducen inicialmente 0,8 moles de CS₂ y 0,8 moles de H₂. A 300°C se establece el equilibrio: CS₂ (g) + 4 H₂ (g) ⇌ CH₄ (g) + 2 H₂S (g), siendo la concentración de CH₄ de 0,025 mol/L. Calcule:

a) La concentración molar de todas las especies en el equilibrio.

b) K_C y K_P a dicha temperatura.

DATOS: Masas atómicas: Zn = 65,4; S = 32; O = 16; H = 1. R = 0,082 atm · L · mol⁻¹ · K⁻¹.

a) Éste es un problema de equilibrio homogéneo en fase gas.

	CS ₂ (g)	+ 4 H ₂ (g)	⇌	CH ₄ (g)	+ 2 H ₂ S (g)
n ₀ (moles)	0,8	0,8		–	–
C ₀ (mol/L)	0,16	0,16		–	–
ΔC (mol/L)	–x	–4x		+x	+2x
C _{eq} (mol/L)	0,16–x	0,16–4x		x=0,025M	2x
C calculada:	0,135 M	0,06 M			0,05 M

El dato de la [CH₄] que nos dan (es x) y sirve para calcular el resto de C en el equilibrio.

b) La K_C se puede calcular sustituyendo directamente las C calculadas:

$$K_c = \frac{[\text{CH}_4][\text{H}_2\text{S}]^2}{[\text{CS}_2][\text{H}_2]^4} = \frac{0,025 \cdot 0,05^2}{0,135 \cdot 0,06^4} = 35,7$$

Y la K_P aplicando la fórmula:

$$K_p = K_c \cdot (RT)^{\Delta n} = 35,7 \cdot (0,082 \cdot 573)^{-2} = 0,016$$

6.- Se preparan 187 mL de una disolución de ácido clorhídrico (HCl) a partir de 3 mL de un ácido clorhídrico comercial de 37% de riqueza en masa y densidad 1,184 g/mL. Basándose en las reacciones químicas correspondientes, calcule:

a) La concentración de la disolución preparada y su pH.

b) El volumen (mL) de disolución de Ca(OH)₂ 0,1 M necesario para neutralizar 10 mL de la disolución final preparada de HCl.

DATOS: Masas atómicas relativas H=1; Cl=35,5.

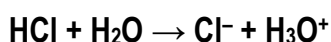
a) La disolución comercial de HCl tiene una concentración molar de:

$$d = \frac{1,184 \text{ g}_{\text{totales}}}{1 \text{ mL}} \cdot \frac{37 \text{ g}_{\text{HCl}}}{100 \text{ g}_{\text{totales}}} \cdot \frac{1 \text{ mol}_{\text{HCl}}}{36,5 \text{ g}_{\text{HCl}}} \cdot \frac{1000 \text{ mL}}{1 \text{ L}} = 12 \text{ M}$$

En una operación de dilución como esta, se conserva el número de moles del soluto, y se puede calcular la concentración final C₂ como: C₁ · V₁ = C₂ · V₂, así:

$$12 \cdot 0,003 = C_2 \cdot 0,187; \quad \boxed{C_2 = 0,193 \text{ M}}$$

Como se trata de un ácido monovalente fuerte, que está totalmente disociado en disolución, la concentración de los protones será la misma que la de la disolución:



por lo que: $[\text{H}_3\text{O}^+] = 0,193 \text{ M}; \quad \boxed{\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = 0,714 \text{ (ácido, pH} < 7)}$

b) La reacción de neutralización es la reacción entre un ácido y una base para dar una sal, en este caso: $2 \text{HCl} + \text{Ca(OH)}_2 \rightarrow \text{CaCl}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$.

$$0,010\text{L} \cdot \frac{0,193\text{mol}_{\text{HCl}}}{1\text{L}} \cdot \frac{1\text{mol}_{\text{Ca(OH)}_2}}{2\text{mol}_{\text{HCl}}} \cdot \frac{1\text{L}}{0,1\text{mol}_{\text{Ca(OH)}_2}} = 0,0097\text{ L} = \boxed{9,7\text{ mL}}$$

OPCIÓN B

1.- Formule o nombre los siguientes compuestos: **a)** Óxido de aluminio; **b)** Ácido nitroso; **c)** Dietil éter; **d)** MgF_2 ; **e)** $Cu(NO_3)_2$; **f)** $CH_3CH_2CH(CH_3)CH_2COOH$.

a) Al_2O_3 ; **b)** HNO_2 ; **c)** $CH_3CH_2OCH_2CH_3$; **d)** Fluoruro de magnesio, o difluoruro de magnesio; **e)** Nitrato de cobre (II); **f)** Ácido 3-metilpentanoico.

2.- Teniendo en cuenta que el elemento Ne precede al Na en la Tabla Periódica, justifique razonadamente si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones:

a) El número atómico del ion Na^+ es igual al del átomo de Ne.

b) El número de electrones del ion Na^+ es igual al del átomo de Ne.

c) El radio del ion Na^+ es menor que el del átomo de Ne.

a) FALSO: El número atómico Z es el número de protones del núcleo, independientemente del número de electrones de la corteza, y es el que define al elemento químico. **Para elementos diferentes, el número atómico es diferente:** el Ne tiene $Z=10$, y el Na tiene $Z=11$.

b) VERDADERO: El Ne es el elemento de $Z=10$, por tanto el átomo Ne tiene 10 protones en el núcleo, y en estado neutro el átomo tiene 10 electrones en la corteza. El Na es el elemento de $Z=11$, así que su núcleo tiene 11 protones y su corteza, en estado neutro, tiene 11 electrones; pero el ion Na^+ ha perdido uno y **tiene sólo 10 electrones, como el átomo Ne.**

c) VERDADERO: El radio iónico es el resultado de las atracciones nucleares (proporcional a Z) y las repulsiones interelectrónicas (proporcionales al número de electrones). El ion Na^+ y el átomo neutro Ne son especies *isoelectrónicas* (con igual número de electrones), por tanto con repulsiones interelectrónicas similares. Pero como el Na^+ **presenta un protón más, su núcleo ejerce mayor atracción que el de Ne**, y por tanto el radio será menor.

3.- Las configuraciones electrónicas de dos átomos A y B son: $1s^2 2s^2 2p^3$ y $1s^2 2s^2 2p^5$, respectivamente. Explique razonadamente:

a) El tipo de enlace que se establece entre ambos elementos para obtener el compuesto AB_3 .


b) La geometría según la TRPECV del compuesto AB_3 .

c) La polaridad del compuesto AB_3 y su solubilidad en agua.

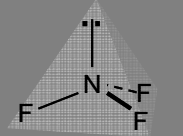
a) El número de capas de la configuración electrónica de un átomo neutro se corresponde con el periodo que ocupa en la Tabla Periódica. Y el número de electrones de valencia, +10 si la configuración termina en orbitales "p", nos da el número del Grupo. Por tanto, a partir de la configuración de cada elemento sabemos que el elemento A es el N (grupo 15, periodo II), y el B es el F (grupo 17, periodo II). Como ambos son no-

metales, el enlace que formarán será covalente, y en particular, como presentan diferente electronegatividad, **covalente polar**.

b) La geometría molecular se deduce fácilmente a partir de la estructura de Lewis:

Configuraciones:	Disponibles (v)	Necesarios (n)	Compartidos (c) y Solitarios (s):	
N: $1s^2 2s^2 2p^3$ 3F: $2s^2 2p^5$	N: 5e ⁻ de valencia 3H: 3e ⁻ de valencia	N: 8 e ⁻ 3H*: $3 \times 2 = 6e^-$	$c = n - v = 14 - 8 = 6e^-$ (3 enlaces) $s = v - c = 8 - 6 = 2e^-$ (1 par)	
	Total: 8 e ⁻	Total: 14 e ⁻		

Como en el entorno de valencia del N (rodeado) hay tres enlaces simples y un par no-compartido:

Configuraciones:	e ⁻ que aporta:	pares e ⁻ :	distrib.electrónica:	geom.molecular:	
N: $2s^2 2p^3$ 3F: $2s^2 2p^5$	5 $3 \times 1 = 3$ 8 e ⁻	3σ, 0π, 1E	TETRAÉDRICA	AB ₃ E PIRÁMIDE TRIGONAL	

La molécula presentará una distribución tetraédrica y una **geometría piramidal trigonal AB₃E**, que consiste en que el N ocupa la posición central de un tetraedro regular hacia cuyos vértices dirige 4 pares de electrones: 3 de ellos son los enlaces σ con los tres átomos F en tres vértices del tetraedro, y el cuarto es un par no compartido dirigido hacia el cuarto vértice.

c) La polaridad viene determinada por la electronegatividad y la geometría molecular. Los enlaces N–F son polares porque el F es más electronegativo e induce un cierto desplazamiento de la densidad electrónica del enlace hacia sí. Como la molécula no es totalmente simétrica al tener el N un par no compartido, el momento bipolar molecular total resultante de los momentos bipolares parciales de los enlaces no es nulo, así que la molécula es **polar**, y por tanto **soluble en disolventes polares como el agua**.

4.- a) Según la teoría de Brønsted-Lowry justifique mediante las correspondientes reacciones químicas el carácter ácido, básico o neutro de las disoluciones acuosas de HCl y NH₃.

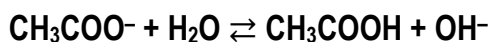
b) Según la teoría de Brønsted-Lowry escriba la reacción que se produciría al disolver etanoato de sodio (CH₃COONa) en agua, así como el carácter ácido, básico o neutro de dicha disolución.

c) Se tienen tres disoluciones acuosas de las que se conocen: de la primera la [OH⁻] = 10⁻⁴ M, de la segunda la [H₃O⁺] = 10⁻⁴ M y de la tercera la [OH⁻] = 10⁻⁷ M. Ordénelas justificadamente en función de su acidez.

a) El ácido clorhídrico es un ácido fuerte, lo que significa que en disolución acuosa cede irreversiblemente un H⁺: **HCl + H₂O → Cl⁻ + H₃O⁺**. Por tanto, las disoluciones acuosas que forma son **ácidas** ([H₃O⁺] > 10⁻⁷M, pH < 7).

El amoníaco es una base débil, o sea: en disolución acuosa roba reversiblemente un H⁺ del agua: $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$. Las disoluciones acuosas de amoníaco son básicas ($[\text{H}_3\text{O}^+] < 10^{-7}\text{M}$, $\text{pH} > 7$).

b) El etanoato de sodio es una sal de ácido débil y base fuerte que se disocia en agua liberando los iones Na⁺ (ácido conjugado de la base fuerte NaOH; es un ácido superdébil, no se hidroliza) y CH₃COO⁻ (base conjugada del ácido débil CH₃COOH; es una base débil y sí se hidroliza). La reacción de hidrólisis que da en disolución es:



Las disoluciones acuosas de esta sal son básicas ($[\text{OH}^-] > 10^{-7}\text{M}$; $[\text{H}_3\text{O}^+] < 10^{-7}\text{M}$; $\text{pH} > 7$).

c) Primera: $[\text{OH}^-] = 10^{-4}\text{M}$; $\text{pOH} = 4$; $\text{pH} = 14 - 4 = 10$. Básica.

Segunda: $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-4}\text{M}$; $\text{pH} = 4$. Ácida.

Tercera: $[\text{OH}^-] = 10^{-7}\text{M}$; $\text{pOH} = 7$; $\text{pH} = 14 - 7 = 7$. Neutra.

Orden de acidez creciente: **Primera (pH=10) < Tercera (pH=7) < Segunda (pH=4)**.

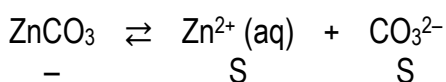
5.- Basándose en las reacciones químicas correspondientes:

a) Calcule la solubilidad en agua del ZnCO₃ en mg/mL.

b) Justifique si precipitará ZnCO₃ al mezclar 50 mL de Na₂CO₃ 0,01 M con 200 mL de Zn(NO₃)₂ 0,05 M.

DATOS: $K_S(\text{ZnCO}_3) = 2,2 \cdot 10^{-11}$. Masas atómicas relativas: C=12; O=16; Zn=65,4.

a) La solubilidad es la máxima concentración que un soluto puede alcanzar en un determinado disolvente y a una determinada temperatura. Se trata de un equilibrio heterogéneo cuya constante es K_S , el producto de solubilidad.



$$K_S = [\text{Zn}^{2+}][\text{CO}_3^{2-}] = S \cdot S = S^2 ;$$

$$S = \sqrt{K_S} = \sqrt{2,2 \cdot 10^{-11}} = 4,69 \cdot 10^{-6}\text{M}$$

b) Al mezclar las disoluciones precipitará el ZnCO₃ si la disolución mezcla resultante está sobresaturada de carbonato de zinc, es decir, si $Q_S = ([\text{Zn}^{2+}][\text{CO}_3^{2-}])_{\text{actual}} > K_S$.

Las concentraciones actuales en la mezcla resultante contienen los mismos moles de cada ion que las disoluciones de partida, en el volumen total de la mezcla:

$$V_{\text{total}} = 0,050 + 0,200 = 0,250\text{L}$$

$$n_{\text{Zn}^{2+}} = 0,2\text{L} \cdot 0,05\text{M} = 0,01\text{ mol}_{\text{Zn}^{2+}} \quad [\text{Zn}^{2+}] = 0,04\text{M}$$

$$n_{\text{CO}_3^{2-}} = 0,05\text{L} \cdot 0,01\text{M} = 5 \cdot 10^{-4}\text{ mol}_{\text{CO}_3^{2-}} \quad [\text{CO}_3^{2-}] = 0,002\text{M}$$

$$Q_S = ([\text{Zn}^{2+}][\text{CO}_3^{2-}])_{\text{actual}} = 0,04 \cdot 0,002 = 8 \cdot 10^{-5} > 2,2 \cdot 10^{-11} = K_S$$

Como la disolución mezcla *sí* está sobresaturada: precipitará ZnCO₃.

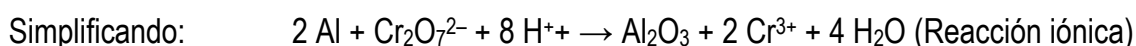
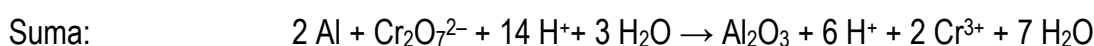
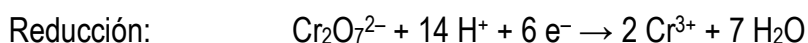
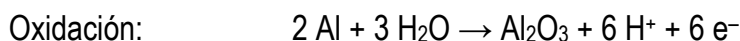
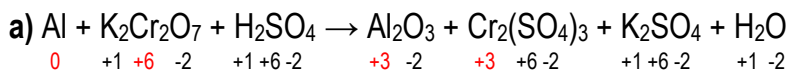
6.- Para obtener óxido de aluminio a partir de aluminio metálico se utiliza una disolución de dicromato de potasio en medio ácido:



a) Ajuste las reacciones iónica y molecular por el método del ion-electrón.

b) Calcule el volumen de disolución de $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ de una riqueza del 20% en masa y densidad 1,124 g/mL que sería necesario para obtener 25 g de Al_2O_3 .

DATOS: Masas atómicas relativas Cr=52; K=39; Al=27; O=16.



b) La concentración molar del dicromato es:

$$d = \frac{1,124 \text{g}_{\text{total}}}{1 \text{mL}} \cdot \frac{1000 \text{mL}}{1 \text{L}} \cdot \frac{20 \text{g}_{\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7}}{100 \text{g}_{\text{total}}} \cdot \frac{1 \text{mol}_{\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7}}{294 \text{g}_{\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7}} = 0,765 \text{ M}$$

Para obtener 25 g del producto:

$$25 \text{g}_{\text{Al}_2\text{O}_3} \cdot \frac{1 \text{mol}_{\text{Al}_2\text{O}_3}}{102 \text{g}} \cdot \frac{1 \text{mol}_{\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7}}{1 \text{mol}_{\text{Al}_2\text{O}_3}} \cdot \frac{1 \text{L}}{0,765 \text{mol}_{\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7}} = 0,320 \text{ L} = \boxed{320 \text{ mL}}$$