

CÁTEDRA DE FÍSICO QUÍMICA

TEMA 1

APPELLIDOS:

NOMBRES:

CALIFICACIÓN

DNI:

COMISIÓN:

FECHA:

FIRMA DEL ALUMNO:

Respuestas correctas y completas	0	1	2	3	4	5	6	7	8	9
Calificación	0	1	2	2	3	4	5	6	7	8 o 9

La aprobación de este examen requiere un mínimo de 5 (cinco) problemas respondidos correctamente. Con 9 respuestas correctas, corresponde nota 9 o 8, dependiendo de que la pregunta 7 haya sido contestada correctamente o no.

Resolver en borrador y escribir las respuestas en los casilleros en blanco. Entregar todas las hojas.

Datos: $N_A = 6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$ $1 \text{ u} = 1,661 \times 10^{-27} \text{ kg}$

1	Los iones X^{n+} y S^{2-} son isoelectrónicos. Indicar el número de neutrones del nucleido ^{40}X .	
2	Identificar por sus símbolos los elementos X, Q y R y ordenarlos por energía de ionización creciente: X es un metal que genera un catión divalente isoelectrónico con el Ar; Q es el elemento de mayor electronegatividad del cuarto período, R^{2+} es isoelectrónico del Kr.	
3	Dados los siguientes compuestos nombrar a la oxalal: PbO $Al_2(SO_4)_3$ $LiOH$	
4	Indicar cuántas uniones covalentes simples hay en la estructura de Lewis del oxoanión que forma parte del compuesto $FeSO_4$	
5	a) ¿Cuál de las siguientes moléculas posee geometría molecular triangular?; b) indicar la polaridad de dicha molécula.	
	<div style="display: flex; justify-content: space-around; align-items: center;"> <div style="text-align: center;"> $\begin{array}{c} \text{H} \\ \vdots \\ \text{As} \\ \vdots \\ \text{H} \end{array}$ <p>A</p> </div> <div style="text-align: center;"> $\begin{array}{c} \text{Br} \\ \vdots \\ \text{O} \\ \vdots \\ \text{Br} \end{array}$ <p>B</p> </div> <div style="text-align: center;"> $\begin{array}{c} \text{H} \\ \vdots \\ \text{C} \\ \vdots \\ \text{C} \\ \vdots \\ \text{C} \end{array}$ <p>C</p> </div> <div style="text-align: center;"> $\begin{array}{c} \text{H} \\ \vdots \\ \text{C} \\ \vdots \\ \text{Br} \end{array}$ <p>D</p> </div> <div style="text-align: center;"> $\begin{array}{c} \text{O} \\ \vdots \\ \text{O} \\ \vdots \\ \text{Se} \\ \vdots \\ \text{O} \end{array}$ <p>E</p> </div> </div>	
6	Indicar la sustancia que no presenta interacciones de London: (a) Fe_2O_3 ; (b) O_2 ; (c) HCl ; (d) H_2S .	
7	En determinadas condiciones de presión y temperatura 760 mmol de ácido octanoico ($C_8H_{16}O_2$) ocupan un volumen de 123 cm^3 . Calcular la densidad del ácido octanoico a dichas presión y temperatura, expresada en mg mL^{-1} . Desarrollar al dorso.	
8	Calcular la masa de carbono, expresada en gramos, que hay en 460 g de CS_2 .	
9	A $20^\circ C$ se dispone de un sistema heterogéneo obtenido al mezclar 30,0 mL de etanol (C_2H_6O , $\rho = 0,800 \text{ g/mL}$), 15,0 mL de propanona (C_3H_6O , $\rho = 0,785 \text{ g/mL}$) y 10,0 g de aluminio en polvo. ¿Cuáles de las siguientes afirmaciones son correctas? A) En la mezcla hay más de 38,0 g de etanol; B) La mezcla tiene tres componentes; C) La fórmula empírica de la propanona coincide con su fórmula molecular; D) Las moléculas de etanol y propanona son triatómicas.	
10	Para el siguiente par de compuestos indicar cuál de ellos presenta menor punto de ebullición. Justifique su respuesta al dorso teniendo en cuenta las fuerzas presentes entre las moléculas de cada compuesto y comparando la intensidad de dichas fuerzas.	
	<div style="display: flex; justify-content: space-around; align-items: center;"> <div style="text-align: center;"> $A) \text{CH}_3\text{CH}_2\overset{\text{O}}{\parallel}\text{COCH}_2\text{CH}_3$ </div> <div style="text-align: center;"> $B) \text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\overset{\text{O}}{\parallel}\text{COH}$ </div> </div>	

QUÍMICA CBC — UBA

PRIMER PARCIAL 2025 — Cátedra Di Risio

Ej. 1 Isoelectrónicos — neutrones del nucleído ^{40}X

Ilustración:

Ejercicio 1 — Isoelectrónicos y neutrones del nucleído ^{40}Cl

S^{2-}
 $Z=16, 18 e^-$

$\text{X}^- = \text{Cl}^-$
 $Z=17, 18 e^-$

↑ Misma configuración: isoelectrónicos

Cálculo de neutrones

A (másico)
40

Cl

Z (atómico)
17

$n = A - Z = 40 - 17 = 23$

Datos identificados:

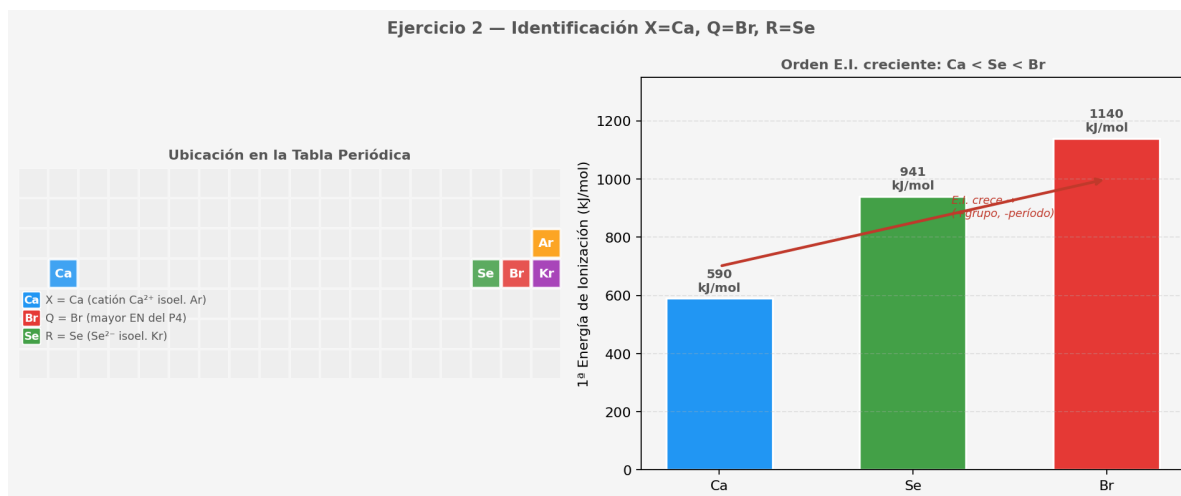
Dato	Valor
S ²⁻	Z=16, gana 2e ⁻ → tiene 18 e ⁻
X ⁻	Isoelectrónico con S ²⁻ → 18 e ⁻
Nucleído	A = 40 (número másico dado)

Resolución paso a paso (con explicación del por qué):

Paso	Desarrollo	¿Por qué?
S²⁻ → e⁻	$16+2 = 18 e^-$	S tiene Z=16 → 16 electrones neutro. Al GANAR 2e ⁻ (anión 2-) suma: 16+2=18. Usamos la definición de anión: ganó electrones, su carga negativa viene del exceso de e ⁻ .
X⁻ → Z(X)	$18-1 = 17 e^- \rightarrow Z=17 \rightarrow \text{Cl}$	Isoelectrónico = misma cantidad de electrones. X ⁻ tiene 18 e ⁻ . Como X ⁻ PERDIÓ 1e ⁻ para ionizarse, el átomo neutro X tenía 18-1=17 e ⁻ . Z=número de protones=número de e ⁻ en el neutro → Z=17 → Cloro.
Neutrones	$n = A - Z = 40 - 17 = 23$	El número másico A = protones + neutrones. Despejando: neutrones = A - Z. A=40 (dado por el superíndice izquierdo), Z=17 (Cl).
Resultado	^{40}Cl tiene 23 neutrones.	

Ej. 2 Identificación X=Ca, Q=Br, R=Se — E.I. creciente

Ilustración:



Datos identificados:

Dato	Valor
X	Catión divalente isoelectrónico con Ar
Q	Mayor electronegatividad del 4º período
R	R ²⁻ isoelectrónico con Kr

Resolución paso a paso (con explicación del por qué):

Paso	Desarrollo	¿Por qué?
X = Ca	X ²⁺ → 18 e ⁻ → Z=20 → Ca	Ar tiene Z=18 → 18 e ⁻ . X ²⁺ isoelectrónico con Ar → también 18 e ⁻ . X ²⁺ perdió 2e ⁻ , entonces el neutro tenía 18+2=20 e ⁻ → Z=20 → Calcio.
Q = Br	4ºP, extremo derecho sin gases nobles → Br	La electronegatividad AUMENTA hacia la derecha y hacia arriba en la tabla. En el 4º período, el elemento de mayor EN es el más a la derecha excluyendo gases nobles (que no forman enlaces). El último antes del grupo 18 en P4 es Br (Z=35).
R = Se	R ²⁻ → 36 e ⁻ → Z=34 → Se	Kr tiene Z=36 → 36 e ⁻ . R ²⁻ isoelectrónico → 36 e ⁻ . R ²⁻ GANÓ 2e ⁻ , neutro tenía 36-2=34 e ⁻ → Z=34 → Selenio.
E.I. crec.	Ca < Se < Br	La energía de ionización AUMENTA hacia la derecha y hacia arriba. Ca (grupo 2) < Se (grupo 16) < Br (grupo 17), todos en el período 4. Cuanto más a la derecha, el núcleo atrae más fuertemente sus electrones → más difícil arrancarlos.
Resultado	X=Ca, Q=Br, R=Se. E.I. creciente: Ca < Se < Br	

Ej. 3 Nomenclatura: $\text{Al}(\text{SO}_4)_3 = \text{Sulfato de aluminio}$

Ilustración:

Ejercicio 3 — Nomenclatura: $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 = \text{Sulfato de aluminio}$

Identificación de la oxosal

PbO
Metal + O
→ Óxido básico
X No es oxosal

$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$
Metal + oxoanión
→ OXOSAL
✓ Esta es

LiOH
Metal + OH⁻
→ Hidróxido
X No es oxosal

Ion sulfato SO_4^{2-}
(oxoanión de $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$)

Determinación del nombre

Al tiene siempre +3
→ **único estado** → 'de aluminio'

SO_4^{2-} : $5 + 6 \cdot 4 - 8 = -2$
→ $x = +6$ (mayor) → sufijo '-ato'

Nombre del anión:
SULFATO

Nombre del compuesto:
SULFATO DE ALUMINIO

Datos identificados:

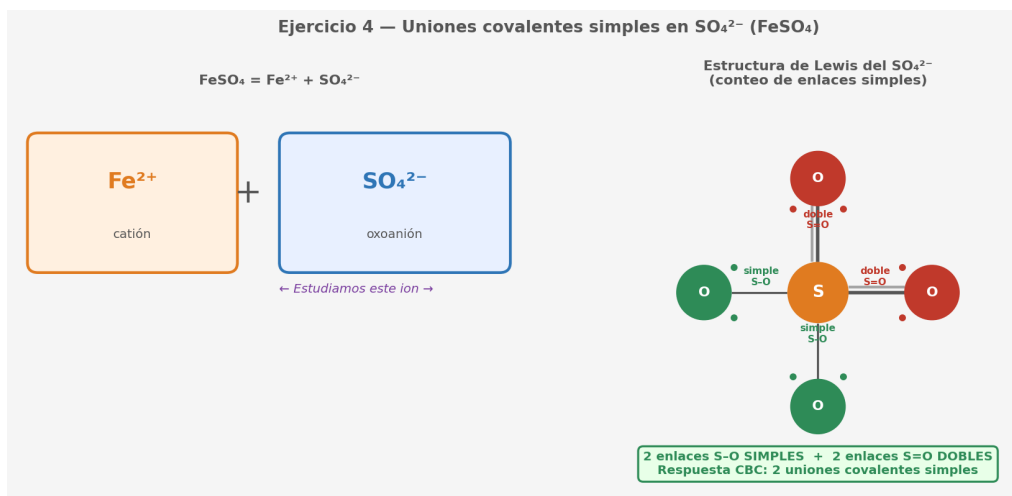
Dato	Valor
PbO	Óxido básico (NO es oxosal)
$\text{Al}(\text{SO}_4)_3$	Metal + oxoanión → oxosal ✓
LiOH	Hidróxido (NO es oxosal)

Resolución paso a paso (con explicación del por qué):

Paso	Desarrollo	¿Por qué?
Identificar	La oxosal es $\text{Al}(\text{SO}_4)_3$	Una OXOSAL contiene un catión metálico + un oxoanión (anión que tiene oxígeno). PbO es metal+oxígeno directo (óxido). LiOH tiene OH ⁻ (hidróxido). $\text{Al}(\text{SO}_4)_3$ tiene SO_4^{2-} que es un oxoanión → es la oxosal.
N°ox. Al	Al → siempre +3 → 'de aluminio'	El aluminio tiene un único estado de oxidación (+3) en todos sus compuestos. Cuando un metal tiene un solo estado de oxidación, se nombra simplemente 'de [nombre del metal]' sin indicar el estado.
N°ox. S	$x + (-2) \cdot 4 = -2 \rightarrow x = +6 \rightarrow$ '-ato'	El oxoanión SO_4^{2-} tiene carga global -2. Planteamos: $\text{N}^\circ\text{ox}(\text{S}) + 4 \cdot (\text{N}^\circ\text{ox O}) = \text{carga total}$. Como O siempre es -2: $x + 4 \cdot (-2) = -2 \rightarrow x = +6$. El S en +6 es el estado más alto → sufijo '-ato' (regla de nomenclatura IUPAC).
Nombre	SULFATO DE ALUMINIO	Anión SO_4^{2-} con S(+6) se llama SULFATO. El compuesto: [nombre del anión] + DE + [nombre del catión] = Sulfato de aluminio.
Resultado	$\text{Al}(\text{SO}_4)_3 = \text{Sulfato de aluminio}$	

Ej. 4 Lewis de SO_4^{2-} — uniones covalentes simples

Ilustración:



Datos identificados:

Dato	Valor
FeSO_4	$\text{Fe}^{2+} + \text{SO}_4^{2-}$ (sulfato ferroso)
Estudiar	El oxoanión SO_4^{2-}

Resolución paso a paso (con explicación del por qué):

Paso	Desarrollo	¿Por qué?
e⁻ de valencia	S: $6 + 4 \times \text{O}: 4 \times 6 + 2(\text{carga}) = 32 \text{ e}^-$ totales	Para construir la estructura de Lewis sumamos los electrones de valencia de cada átomo más los electrones de la carga (2e^- extra por ser -2). S (grupo 16) aporta 6, cada O (grupo 16) aporta 6 $\rightarrow 6+24+2=32 \text{ e}^-$ totales.
Distribuir	S central, 2 enlaces S–O simples + 2 enlaces S=O dobles	Se coloca S en el centro (mayor número de oxidación). Se distribuyen los 32 e^- completando octetos. Para satisfacer el octeto de S (+6) y dar carga -2 al ion, la estructura más estable tiene 2 enlaces simples S–O y 2 enlaces dobles S=O. En el CBC se acepta también la representación resonante con 4 enlaces simples.
Respuesta	2 uniones covalentes simples	Contamos solo los enlaces SIMPLES (un par de electrones compartido). Los 2 enlaces S=O son dobles (no simples). Los 2 enlaces S–O son simples \rightarrow respuesta = 2.
Resultado	SO_4^{2-} tiene 2 uniones covalentes simples (S–O).	

Ej. 5 Geometría triangular plana — polaridad de $O=Se=O$

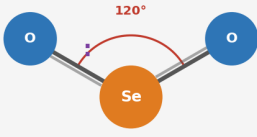
Ilustración:

Ejercicio 5 — Geometría triangular plana y polaridad de $O=Se=O$

Opciones y geometría

A)	H₃As Piramidal (3 enl + 1 LP)	X
B)	Br₂O Angular (2 enl + 1 LP)	X
C)	CCl₃⁻ Piramidal (3 enl + 1 LP)	X
D)	H₂CBr Trigonal plana (incompleta)	X
E)	O=Se=O Trigonal plana ✓ (3 enl, 0 LP)	✓

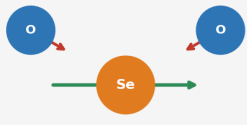
Geometría triangular plana
O=Se=O (ángulos 120°)



Geometría electrónica: trigonal plana
Geometría molecular: trigonal plana

Análisis de polaridad
 $\mu = 0 \text{ D} \rightarrow \text{NO POLAR}$

Los vectores dipolo se CANCELAN



$\mu = 0 \text{ D} \rightarrow \text{MOLÉCULA NO POLAR}$

Datos identificados:

Dato	Valor
Triang. plana	3 zonas electrónicas, 0 pares libres $\rightarrow 120^\circ$
Ejemplos	BF_3 , SO_3 , NO_3^- , CO_3^{2-}

Resolución paso a paso (con explicación del por qué):

Paso	Desarrollo	¿Por qué?
Contar zonas O=Se=O	2 dobles enlaces + 1 par libre = 3 zonas	La GEOMETRÍA se determina por las ZONAS ELECTRÓNICAS alrededor del átomo central (VSEPR). Una zona = un enlace simple, doble o triple, o un par libre. Se central: enlace doble con O izquierdo (1 zona), enlace doble con O derecho (1 zona), 1 par libre (1 zona) \rightarrow 3 zonas \rightarrow disposición triangular plana.
Geometría	Triangular plana (120°)	Con 3 zonas electrónicas y sin pares libres entre los ligandos, la geometría MOLECULAR coincide con la electrónica: triangular plana. Los 3 grupos se separan 120° para minimizar la repulsión.
Polaridad	$\mu = 0 \text{ D} \rightarrow \text{NO POLAR}$	Los vectores dipolares de los 2 enlaces Se=O son iguales en módulo pero apuntan en sentidos opuestos (simetría lineal del fragmento O=Se=O). La suma vectorial es CERO \rightarrow molécula no polar aunque los enlaces sean polares.
Resultado	Molécula E (O=Se=O): trigonal plana. NO POLAR ($\mu = 0 \text{ D}$).	

Ej. 6 London: Fe_2O_3 no las presenta

Ilustración:

Ejercicio 6 — Fe₂O₃ (iónico) no tiene fuerzas de London

¿Cuál NO tiene fuerzas de London?

(a) Fe₂O₃ Iónico → NO tiene London ✓	✓
(b) O₂ Covalente apolar → London	✗
(c) HCl Covalente polar → London+dipolo	✗
(d) H₂S Covalente polar → London+dipolo	✗

Tipos de fuerzas intermoleculares

→ Fuerzas más fuertes

Iónicas	Fe ²⁺ ...O ²⁻ Fuerzas, NO London
London (disp.)	O ₂ , O ₂ ...O ₂ Todas las moléculas covalentes
Dipolo-dipolo	HCl...HCl Polares permanentes
Puente H	H ₂ O...H ₂ O Más fuertes que dipolo

→ Fuerzas más débiles

Datos identificados:

Dato	Valor
London	Fuerzas de dispersión de moléculas COVALENTES
No London	Compuestos IÓNICOS (iones, no moléculas)

Resolución paso a paso (con explicación del por qué):

Paso	Desarrollo	¿Por qué?
Fe O_{2 3}	Iónico → NO tiene London ✓	Fe O _{2 3} es un compuesto iónico: Fe ³⁺ y O ²⁻ . Las fuerzas de London (dispersión de London) son interacciones entre DIPOLOS INSTANTÁNEOS e INDUCIDOS, propias de moléculas con nube electrónica. Los iones no tienen nube electrónica polarizable de la misma forma → no presentan fuerzas de London. Sus fuerzas son las electrostáticas iónicas.
O₂, HCl, H₂S	Covalentes → Sí tienen London	Todas las moléculas covalentes, polares o apolares, presentan fuerzas de London (son universales en moléculas). Su magnitud aumenta con la masa molar y la polarizabilidad de la nube electrónica.
Resultado	(a) Fe O_{2 3} : compuesto iónico, NO presenta fuerzas de London.	

Ej. 7 Densidad $C_8H_{16}O_2$: $\rho \approx 890 \text{ mg}\cdot\text{mL}^{-1}$

Ilustración:

Ejercicio 7 – Densidad del ácido octanoico: $\rho \approx 890 \text{ mg}\cdot\text{mL}^{-1}$

Masa molar de $C_8H_{16}O_2$	Pasos de resolución	Concepto de densidad
<p>C: $8 \times 12 =$ 96</p>	<p>760 mmol \rightarrow mol $\div 1000 = 0,760 \text{ mol}$</p>	<p>$\rho \approx 890 \text{ mg}\cdot\text{mL}^{-1}$</p>
<p>H: $16 \times 1 =$ 16</p>	<p>$n \times \text{MM} \rightarrow \text{masa}$ $0,760 \times 144 = 109,44 \text{ g}$ $= 109.440 \text{ mg}$</p>	
<p>O: $2 \times 16 =$ 32</p>	<p>$\rho = m / V$ $109,440 \text{ mg} \div 123 \text{ mL}$ $= 889,8 \text{ mg}\cdot\text{mL}^{-1}$</p>	
<p>MM total = 144 g/mol</p>		

Datos identificados:

Dato	Valor
n	760 mmol = 0,760 mol
V	123 cm ³ = 123 mL
MM($C_8H_{16}O_2$)	$12 \times 8 + 1 \times 16 + 16 \times 2 = 144 \text{ g/mol}$

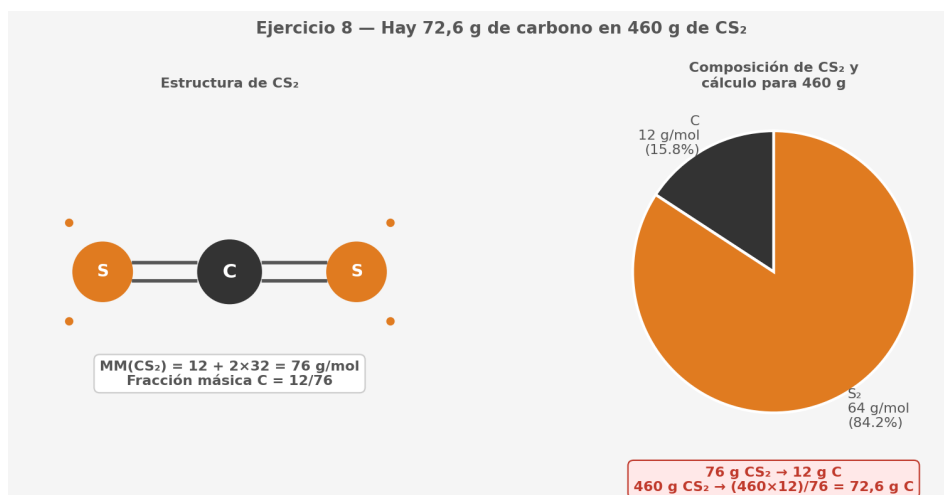
Resolución paso a paso (con explicación del por qué):

Paso	Desarrollo	¿Por qué?
Calcular MM	MM = 144 g/mol	La masa molar se calcula sumando las masas atómicas de TODOS los átomos de la fórmula molecular. C : $8 \times 12 = 96$; H : $16 \times 1 = 16$; O : $2 \times 16 = 32$. Total = 144 g/mol . Esto es el 'peso' de un mol de moléculas.
Masa total	$m = n \times \text{MM} = 0,760 \times 144 = 109,44 \text{ g}$ $= 109.440 \text{ mg}$	Convertimos mmol a mol ($\div 1000$) porque la fórmula $n = m / \text{MM}$ usa mol. Luego: $m = n \times \text{MM}$. Convertimos a mg ($\times 1000$) porque el resultado final se pide en $\text{mg}\cdot\text{mL}^{-1}$.
Densidad	$\rho = m / V = 109.440 \div 123 = 889,8 \text{ mg}\cdot\text{mL}^{-1}$	La densidad $\rho = \text{masa} / \text{volumen}$. V en mL (=cm ³). El resultado queda en mg/mL que es la unidad pedida. Notar: $1 \text{ mg}\cdot\text{mL}^{-1} = 1 \text{ g}\cdot\text{L}^{-1} = 1 \text{ g/L}$.
Resultado	$\rho = 889,8 \text{ mg}\cdot\text{mL}^{-1} \approx 890 \text{ mg}\cdot\text{mL}^{-1}$	

Ej. 8 Masa de carbono en CS_2

Ilustración:

Ejercicio 8 — Hay 72,6 g de carbono en 460 g de CS₂



Datos identificados:

Dato	Valor
m(CS ₂)	460 g
MM(CS ₂)	12 + 2×32 = 76 g/mol
Fracción C	12/76

Resolución paso a paso (con explicación del por qué):

Paso	Desarrollo	¿Por qué?
MM(CS ₂)	76 g/mol	CS : 1 C (12 g/mol) + 2 S (32 g/mol cada uno) = 12+64 = 76 g/mol. Se calcula como siempre: suma de masas atómicas ponderadas por cantidad.
Regla de 3	(460×12)/76 = 72,6 g C	En 1 mol de CS ₂ (76 g) hay exactamente 1 átomo de C → 12 g de C. Ésto es la fracción másica del carbono = 12/76. Aplicamos regla de tres: si 76 g de CS ₂ contienen 12 g de C, entonces 460 g contienen (460×12)/76 = 72,6 g. Equivalente a multiplicar por la fracción másica: 460 × (12/76) = 72,6 g.
Resultado	Hay 72,6 g de C en 460 g de CS ₂ .	

Ej. 9 Sistema heterogéneo — afirmaciones correctas: B y C

Ilustración:

Ejercicio 9 — Afirmaciones correctas: B y C

Sistema heterogéneo (3 componentes)	Análisis de afirmaciones	Fórmula empírica propanona (verificación afirmación C)
Etanol C₂H₆O 30,0 mL ρ=0,800 g/mL m=24,0 g Líquido	A) ¿>38 g etanol? 24,0 g → FALSA F	Fórmula molecular: C₃H₆O
Propanona C₃H₆O 15,0 mL ρ=0,785 g/mL m=11,8 g Líquido	B) ¿3 componentes? Etanol+propanona+Al → VERDADERA V	Subíndices: 3, 6, 1
Aluminio Al 10,0 g Sólido	C) ¿Emp.=Mol. propanona? C ₃ H ₆ O: MCM=1 → VERDADERA V	MCD(3,6,1) = 1
	D) ¿Triatómica? 9 y 10 átomos → FALSA F	Fórmula empírica: C₃H₆O (= molecular ✓)

Datos identificados:

Dato	Valor
m etanol	$\rho \times V = 0,800 \times 30,0 = 24,0 \text{ g}$
m propanona	$\rho \times V = 0,785 \times 15,0 = 11,8 \text{ g}$
Al	10,0 g (sólido)

Resolución paso a paso (con explicación del por qué):

Paso	Desarrollo	¿Por qué?
A — FALSA	m etanol = 24,0 g < 38 g	Para calcular la masa de un líquido usamos $m = \rho \times V$. $\rho = 0,800 \text{ g/mL}$, $V = 30,0 \text{ mL} \rightarrow m = 24,0 \text{ g}$. $24,0 < 38,0 \rightarrow$ la afirmación A es FALSA.
B — VERDADERA	Etanol + propanona + Al = 3	Un COMPONENTE de un sistema es cada sustancia pura diferente presente. Hay 3 sustancias distintas: etanol (C ₂ H ₆ O), propanona (C ₃ H ₆ O) y aluminio (Al). El hecho de que etanol y propanona sean miscibles no los convierte en uno solo; siguen siendo compuestos distintos \rightarrow B es VERDADERA.
C — VERDADERA	C H O: MCD(3,6,1)=1 \rightarrow _{3 6} emp.=mol.	La fórmula EMPÍRICA es la de menor razón entera entre subíndices. Para C H O: MCD(3,6,1)=1 \rightarrow no se puede simplificar. Entonces la fórmula empírica = C ₃ H ₆ O = fórmula molecular \rightarrow C es VERDADERA.
D — FALSA	Etanol: 9 átomos. Propanona: 10	Triatómica = molécula con exactamente 3 átomos (ej: H ₂ O, CO ₂). Etanol C ₂ H ₆ O: 2+6+1=9 átomos por molécula. Propanona _{3 6} C ₃ H ₆ O: 3+6+1=10 átomos. Ninguna es triatómica \rightarrow D FALSA.
Resultado	Afirmaciones correctas: B y C.	

