Utiliza la información de tu tabla periódica para obtener los datos atómicos que consideres necesarios. En todos los casos, puedes considerar que los gases se comportan idealmente.

Datos útiles:

Número de Avogadro = $6{,}02 \times 10^{23}\ mol^{-1}$
Densidad: $\rho = m/V$
Ecuación de gases ideales: $p\ V = n\ R\ T$
Constante de los gases: R = 0,08314 bar L /(K mol)
T(K) = T(°C) + 273,15 K
1 bar = 10^5 Pa = 750 mm Hg = 750 Torr
1 tonelada = 1000 kg
1 μL = 1 x 10^{-6} L
π = 3,1416

Nota: Los distintos ítems de este examen no están relacionados entre sí. Si por algún motivo no podés resolver alguno de ellos, **continua con el siguiente**.
Solamente es necesario que presentes tu resolución en los ítems que así te lo piden, para los cuales encontrarás un recuadro donde escribir tus cuentas.
En este examen calcularás magnitudes correspondientes al Sistema Solar, **¡así que puede que te encuentres con algunos números muy grandes!**

Ejercicio 1 (6 puntos)

Una de las principales teorías acerca del origen del Universo establece que el mismo se formó a partir de un estado de alta densidad que comenzó a expandirse luego de una primera explosión denominada "*Big Bang*". A partir de observaciones astronómicas, se ha determinado que este evento ocurrió hace aproximadamente 14000 *millones* de años.

(a) Calcula el número de segundos que pasaron desde el *Big Bang*, presentando tus cuentas en el siguiente recuadro.

$14000 . 10^6$ ~~años~~ . 365 ~~d/años~~ . 24 ~~h/d~~ . 60 ~~min/h~~ . 60 s/~~min~~ = $4{,}42.10^{17}$ s

(4 puntos / +1 por cada conversión correcta / -0,5 por olvidar la conversión de millones)

Segundos desde el *Big Bang*: _____$4{,}42.10^{17}$_____ **s**

(b) ¿A cuántos moles de segundos corresponden? Si no pudiste resolver el ítem anterior, asume que pasaron 3×10^{20} s desde el *Big Bang*. No es necesario que muestres tus cálculos, sólo escribir el resultado a continuación:

Moles de segundos desde el *Big Bang*: _____ mol s
Rta: 7,34.10^{-7} mol s // con dato 4,98.10^{-4} mol s
(2 puntos)

Ejercicio 2 (7,2 puntos)

El helio es uno de los elementos más abundantes del Universo, y deriva su nombre de la palabra *helios* que significa Sol en griego. Esto se debe a que es uno de sus componentes mayoritarios en el Sol, junto con el hidrógeno. Ambos elementos tienen más de un isótopo estable.

(a) Completa la siguiente tabla: **(3,6 puntos - 0,2 por celda)**

	Especie	Número de protones	Número de neutrones	Número de electrones	Número másico
1	H	1	0	1	1
2	H^-	1	2	2	3
3	H^+	1	1	0	2
4	He	2	1	2	3
5	He^+	2	2	1	4
6	He^{2+}	2	1	0	3

(b) De las 6 especies de la tabla anterior indica: **(3,6 puntos - 1,2 por ítem)**

i. Un par de isótopos: ___**Por ejemplo: 1 y 2; 1 y 3; 2 y 3; 4 y 5; 5 y 6; 4 y 6**___

ii. Un par de isóbaros: ____**Por ejemplo: 2 y 4; 2 y 6**_____

iii. Un par de especies isoelectrónicas: _____**Por ejemplo: 1 y 5; 2 y 4; 3 y 6**____

En todos los casos solamente debes escribir un único par de especies que cumplan con cada condición.

Ejercicio 3 (3 puntos)

En general, las estrellas como el Sol tienen una composición centesimal en masa de 70% H, 27% de He y el resto es variable. Sabiendo que su masa es aproximadamente 2×10^{30} kg, calcula los moles de He presentes en el Sol. Marca la opción correcta en el recuadro correspondiente:

☒ $1,35\times10^{32}$ moles He ☐ 5×10^{32} moles He ☐ $1,35\times10^{29}$ moles He ☐ $3,5\times10^{32}$ moles He

Ejercicio 4 (10 puntos)

Actualmente, se considera que el helio y el hidrógeno se formaron en los primeros minutos después del *Big Bang*, por un proceso de combinación de partículas subatómicas, y que a partir de ellos se formaron el resto de los elementos. De hecho, estos dos elementos son tan abundantes en el Universo que comprenden el 98% de la masa total del Sistema Solar.

(a) A pesar de su enorme abundancia universal, en el planeta Tierra estos dos elementos son muy escasos debido a que la atmósfera no logra retenerlos. Por lo tanto, se puede concluir que: **(2 puntos)**

☐ La densidad del hidrógeno y del helio son mayores que la densidad de la atmósfera terrestre.

☒ La densidad del hidrógeno y del helio son menores que la densidad de la atmósfera terrestre.

☐ La densidad del hidrógeno es mayor que la del helio.

☐ La densidad del helio es mayor que la del hidrógeno.

Marca la opción correcta en el recuadro correspondiente.

(b) Se estima que la concentración de He en la atmósfera terrestre es de 5,2 µL/L (revisa la conversión de unidades al inicio del examen). Expresa la misma en %v/v. Marca tu respuesta en el recuadro correspondiente: **(2 puntos)**

☐ $5{,}20\times10^{8}$ % ☐ $5{,}20\times10^{-6}$ % ☐ $5{,}20\times10^{-8}$ % ☒ $5{,}20\times10^{-4}$ %

(c) En el núcleo de las estrellas, el He y el H se concentran y, gracias a las condiciones extremas, pueden combinarse entre ellos para dar elementos más pesados. Un proceso clave de este estilo es el "proceso triple alfa" en el que tres núcleos de ^{4}He (también llamados partículas alfa) se combinan conservando el número de protones, neutrones y electrones para dar un único nucleido. Marca con una cruz el producto de dicho proceso: **(2 puntos)**

☐ $_{12}Mg$ ☒ ^{12}C

(d) La masa atómica promedio de un elemento se calcula utilizando las abundancias isotópicas en la Tierra. Sin embargo, como en el caso del helio, la abundancia de un elemento puede variar mucho en distintos lugares del Universo. Por ejemplo, para el caso del argón, se tienen las siguientes abundancias isotópicas:

	^{36}Ar	^{38}Ar	^{40}Ar
Tierra	0,31%	0,06%	99,63%
Sol	84,00%	15,99%	0,01%
Marte	31,85%	7,64%	60,51%

Ordena de menor a mayor las masas atómicas promedio que se encontrarán para el argón en los tres cuerpos celestes: **(6 puntos - 2 por cada relación de masas correcta)**

$$map^{Sol} < map^{Marte} < map^{Tierra}$$

Ejercicio 5 (5 puntos)

Mediante la espectroscopía astronómica es posible detectar la presencia de moléculas orgánicas en el espacio: se han detectado más de 230 moléculas, cada una conteniendo entre 2 y 10 átomos. Una de ellas es la vinilamina, cuya composición en % m/m es: 55,8% C, 11,6% H y 32,6% N. ¿Cuál es la fórmula mínima de la vinilamina? Marca la opción correcta en el recuadro correspondiente:

☐ CH_5N_2 ☒ C_2H_5N ☐ $C_2H_5N_2$ ☐ CH_9N_2 ☐ CH_4N

Ejercicio 6 (6 puntos - 0,6 por celda)

Además de compuestos orgánicos (formados principalmente por C, H, N y O), también se han detectado moléculas inorgánicas. Completa la siguiente tabla, nombrando a cada uno de los compuestos detectados en el espacio interestelar que se encuentran en la siguiente tabla, e indicando de qué tipo de compuesto se trata (óxido, oxoácido, hidróxido, hidruro, sal binaria, oxosal, hidrácido).

Sustancia	Nombre	Tipo de compuesto
FeO	**Óxido ferroso, óxido de hierro (II)**	**Óxido metálico**
HNO_2	**Ácido nitroso**	**Oxoácido**
NH_3	**Amoníaco**	**Hidruro no metálico**
SO_2	**Dióxido de azufre, óxido de azufre (IV)**	**Óxido no metálico**
KCl	**Cloruro de potasio**	**Sal binaria**

Ejercicio 7 (10 puntos)

El núcleo interno del planeta Tierra consiste en una esfera de aproximadamente 1200 km de diámetro de hierro sólido, el cual es responsable del poderoso campo magnético terrestre.

(a) Calcula el volumen del núcleo interno terrestre, en km^3. Recuerda que el volumen de una esfera puede calcularse como $(4/3).\pi.R^3$, donde R es el radio de la esfera. Marca la opción correcta en el recuadro correspondiente: **(2 puntos)**

☐ $2{,}51\times10^3$ km^3 ☐ $2{,}16\times10^8$ km^3 ☒ $9{,}05\times10^8$ km^3 ☐ $7{,}24\times10^9$ km^3

(b) Considerando que la densidad del hierro en estas condiciones (¡de alta presión y alta temperatura!) es de $1{,}3\times10^{13}$ kg/km^3:

i. Calcula la masa del núcleo interno, en toneladas (revisa la conversión de unidades al inicio del examen). Si no pudiste calcular el ítem anterior, utiliza como dato un volumen de 7×10^7 km^3. No es necesario que escribas tu resolución, sólo escribir el resultado a continuación:

Masa del núcleo interno de la Tierra: _____$1{,}18.10^{19}$_____ toneladas

Con dato: $9{,}17.10^{20}$ kg = $9{,}1.10^{17}$ Ton
(3 puntos)

ii. Calcula el número de átomos de hierro que componen el núcleo interno terrestre, mostrando tu razonamiento en el siguiente recuadro.
Si no pudiste calcular el ítem anterior usa el dato de masa del núcleo de 5×10^{17} Ton. **(5 puntos)**

M_{Fe} = 55,85 g/mol

$N_{Fe} = m_{Fe} \cdot 1000$ ~~kg/ton~~ $\cdot 1000$ ~~g/kg~~ $\cdot 55{,}85^{-1}$ ~~mol/g~~ $\cdot 6{,}02.10^{23}$ ~~mol~~$^{-1}$

+2 ptos por conversión ton→g / +2 ptos conversión masa→mol / +1 pto conversión mol→número / -1 pto errores de cálculos

Número de Átomos de Fe en el núcleo interno: _____$1{,}27.10^{4}$_____ **átomos**
Con dato: $5{,}39.10^{45}$ át Fe

Ejercicio 8 (13 puntos)

El núcleo externo, que rodea al núcleo interno, se encuentra a menor presión, y es una aleación metálica fluida (solución metálica) cuya densidad media es de 10,05 g/cm^3. Su masa se estima en 2×10^{20} toneladas. Aunque está compuesto principalmente por hierro, también presenta otros elementos. Se estima que la composición de este sistema es 4% m/m de Si, 5% m/m de Ni y el resto de Fe.

(a) Calcula la masa de Si presente en el núcleo externo expresada en kg. Marca con una cruz la opción correcta: **(3 puntos)**

☐ 1×10^{22} kg Si ☒ 8×10^{21} kg Si ☐ 8×10^{15} kg Si ☐ 1×10^{18} kg Si

(b) Calcula los moles de Ni presentes en el núcleo externo, mostrando tus cuentas en el siguiente recuadro. **(4 puntos)**

M_{Ni} = 58,69 g/mol

$n_{Ni} = 2.10^{20}$ ~~ton~~ . 0,05 . 10^{6} ~~g/ton~~ . $58,69^{-1}$ mol/~~g~~

Rta: 1,70 . 10^{23} mol Ni

+1 pto aplicar %Ni / +1 pto conversión ton→g / +2 ptos conv masa→mol / -1 pto errores de cuentas

Moles de Ni en el núcleo externo: _____1,70 . 10^{23}_____ mol Ni

(c) Calcula la concentración molar del Fe en la solución metálica, mostrando tus cuentas en el siguiente recuadro. **(6 puntos)**

$C_{Fe} = n_{Fe} / V_{(L)}$

M_{Fe} = 55,85 g/mol

$n_{Fe} = 2.10^{20}$ ~~ton~~ . 0,91 . 10^{6} ~~g/ton~~ . $55,85^{-1}$ mol/~~g~~ = $3,26.10^{24}$ mol Fe

$V_{(L)} = 2.10^{20}$ ~~ton~~ . 10^{6} ~~g/ton~~ . $10,05^{-1}$ ~~mL/g~~ . 10^{-3} L/~~mL~~ = 2.10^{22} L

$C_{Fe} = 3,26.10^{24}$ mol / 2.10^{22} L = 163 mol/L

+1 pto conversión ton→g / +1 ptos conversión masa→mol / +2 ptos conversión masa→vol / +2 ptos relación de concentración / -1 pto errores de cuentas

Concentración molar de Fe en el núcleo externo: _____163_____ M

Ejercicio 9 (3,6 puntos - 0,2 por celda)

En general, la temperatura media de los planetas del sistema solar disminuye a medida que aumenta su distancia al Sol, como puede verse en la **Tabla 1** (Página 7 - izquierda).
En la **Tabla 2** (Página 7 - derecha), se presentan los puntos de fusión y de ebullición normales de distintas sustancias.

Suponiendo como válidos los puntos de fusión y de ebullición normales de la **Tabla 2**, indica en qué estado de la materia se encontrarán las sustancias en los planetas indicados, completando el siguiente recuadro con "**S**" (para sólido), "**L**" (para líquido) o "**G**" (para gaseoso), respectivamente.

Planeta	Temperatura media (°C)
Venus	464
Tierra	15
Neptuno	-200

Tabla 1

Sustancia	Punto de fusión (°C)	Punto de ebullición (°C)
He	-272	-269
Fe	1535	2750
N_2	-210	-196
H_2O	0	100
Dimetilamina	-92	7
Hg	-39	397

Tabla 2

Compuesto	Venus	Tierra	Neptuno
He	**G**	**G**	**G**
Fe	**S**	**S**	**S**
N_2	**G**	**G**	**L**
H_2O	**G**	**L**	**S**
Dimetilamina	**G**	**G**	**S**
Hg	**G**	**L**	**S**

Ejercicio 10 (3 puntos)

La alta temperatura media registrada para Venus (Ver **Tabla 1** del ejercicio 9) está relacionada con su atmósfera densa, llegando a experimentar una presión de 92,2 bar. Calcula el volumen molar (volumen *por mol*) de un gas ideal en las condiciones de Venus, mostrando tu razonamiento en el siguiente recuadro.

pV=nRT

$V/n = RT/p = V_m$ p = 92,2 bar T = 737 K

V_m = 0,08314 ~~bar~~.L.mol^{-1}.~~K~~$^{-1}$. 737 ~~K~~ . 92,2^{-1} ~~bar~~$^{-1}$ = 6,65 L/mol

+2 ptos planteo volumen molar / +1 pto aplicar bien datos p y T / -1 pto errores de cálculo

Volumen molar de un gas ideal en Venus:_____6,65_____L/mol

Ejercicio 11 (5 puntos)

Para analizar las propiedades del aire a la altura a la que vuelan los aviones, se toma una muestra en la superficie terrestre en un recipiente rígido y cerrado de 2,00 L de volumen, inicialmente a 1 bar y 25ºC. Luego, para simular las condiciones a la altura de vuelo, se reduce cinco veces la presión de la muestra a volumen constante hasta una presión final de 0,2 bar. ¿Qué variación de temperatura (T_{final} -$T_{inicial}$) experimentará el gas? Marcar con una cruz la respuesta correcta:

☒ –238,4ºC ☐ –213,4ºC ☐ 5ºC ☐ –20ºC ☐ 59,6ºC

Ejercicio 12 (7,2 puntos)

Los aviones comerciales, que vuelan dentro de la atmósfera terrestre, llevan combustible, pero utilizan oxígeno atmosférico para quemarlo ya que el mismo está siempre en exceso. Generalmente, se utilizan combustibles que consisten en una mezcla de hidrocarburos, con distintas proporciones de agentes estabilizantes y antidetonantes, entre otros. Uno de los compuestos que puede encontrarse en el combustible de avión es el dimetiléter, cuya fórmula molecular es C_2H_6O.

(a) Escribe la reacción de combustión completa balanceada para el dimetiléter. **(2,2 puntos)**

C_2H_6O (g) + 3 O_2 (g) → 2 CO_2 (g) + 3 H_2O (g)

+0,3 pto por cada reactivo/producto bien planteado
+1 pto ecuación balanceada

(b) Otro de los componentes del combustible de avión es el tolueno, C_7H_8, (M = 92,13 g/mol) que combustiona según la reacción:

$$C_7H_8\ (g) + 9\ O_2\ (g) \rightarrow 7\ CO_2\ (g) + 4\ H_2O\ (g)$$

Calcula los litros de CO_2 medidos a -55°C y 0,228 bar (condiciones a 11000 m de altura) que se producen por cada 1 g de tolueno combustionado, mostrando tus cálculos en el siguiente recuadro. **(5 puntos)**

$V_{CO2} = n_{CO2}\ RT/p$

$T = -55^oC = 218\ K$ $\quad p = 0{,}228\ bar$

$n_{CO2} = 7\ n_{tol} = 7 \cdot 1\ \cancel{g} \cdot 92{,}13^{-1}\ mol.\cancel{g}^{-1} = 0{,}076\ mol$

$V_{CO2} = 0{,}076\ \cancel{mol} \cdot 0{,}08314\ \cancel{bar}.L.\cancel{mol}^{-1}.\cancel{K}^{-1} \cdot 218\ \cancel{K} \cdot 0{,}228^{-1}\ \cancel{bar}^{-1} = 6{,}04\ L$

+1 pto ecuación gases / +2 ptos estequiometría / -1 pto errores de cuentas extra (pasaje a K o a moles incluido)

Volumen de CO_2 producidos por g de tolueno: _____6,04_____ L

Ejercicio 13 (3 puntos)

Los cohetes, en cambio, están diseñados para volar entre planetas y, por lo tanto, necesitan llevar un oxidante además de la sustancia combustible, ya que la concentración de oxígeno a semejante altura ya no es suficiente. Uno de los compuestos que se utiliza como propelente es la hidracina, de fórmula N_2H_4, líquida a temperatura ambiente (densidad 1,03 g/mL). Una vez en el cohete, a altas temperaturas, este compuesto se descompone para dar N_2 y H_2, según la siguiente reacción:

$$N_2H_4\ (g) \rightarrow N_2\ (g) + 2\ H_2\ (g)$$

Calcula el volumen de hidracina necesario para generar 1 mol de H_2 gaseoso. Marca con una cruz la opción correcta.

☐ 31,12 mL N_2H_4 ☐ 16,03 mL N_2H_4 ☐ 16,51 mL N_2H_4 ☒ 15,56 mL N_2H_4

Ejercicio 14 (11 puntos)

En presencia de un oxidante, el hidrógeno generado por la hidracina también puede combustionar para dar agua como único producto, según la **Reacción 1**:

Reacción 1: $\quad 2\ H_2\ (g) + O_2\ (g) \rightarrow 2\ H_2O\ (g)$

Como no hay suficiente oxígeno gaseoso disponible en la alta atmósfera, el mismo puede ser generado a partir de distintos reactivos. Uno de ellos es el agua oxigenada (H_2O_2, peróxido de hidrógeno) que en presencia de un catalizador reacciona según la **Reacción 2**:

Reacción 2: $\quad 2\ H_2O_2\ (l) \rightarrow 2\ H_2O\ (l) + O_2\ (g)$

(a) Identifica para cada una de las reacciones de qué tipo se trata: **(2 puntos - 1 por ítem)**

i. **Reacción 1**: ☒ Síntesis ☐ Descomposición ☐ Precipitación

ii. **Reacción 2**: ☐ Síntesis ☒ Descomposición ☐ Precipitación

Cuando ambos procesos suceden encadenados, se tiene como resultado la **Reacción 3**, que es la suma de la **Reacción 1** y la **Reacción 2**:

Reacción 3: $H_2O_2\ (g) + H_2\ (g) \rightarrow 2\ H_2O\ (g)$

(b) Calcula el volumen de solución de H_2O_2 35% m/V que se requiere para consumir completamente 1 mol de H_2 gaseoso, según la **Reacción 3**. Muestra tu razonamiento en el siguiente recuadro. **(4 puntos)**

Por estequiometría, $n_{H2} = n_{H2O2} = 1$ mol

$M_{H2O2} = 34$ g/mol ⇒ $m_{H2O2} = 34$ g

V_{SC} = 34 ~~g~~ / (35 ~~g~~ / 100 mL) = 97,1 mL

+2 ptos por estequiometría / +1 pto conversión a g / +1 pto relación conc→vol / -1 pto errores de cuentas

Volumen de solución de H_2O_2 necesario: _____97,1_____ mL

Otra forma comúnmente utilizada para expresar la concentración de soluciones de agua oxigenada son los "volúmenes", que indican el volumen de oxígeno gaseoso en mL medido en CNPT (condiciones normales de presión y temperatura) que se desprende tras la reacción completa de 1 mL de solución (**Reacción 2**). Por ejemplo, una solución de H_2O_2 10 volúmenes es aquella que, tras reaccionar 1 mL de la misma, genera 10 mL de oxígeno gaseoso.

(c) Expresa la concentración de la solución de H_2O_2 35% m/V en volúmenes, mostrando tus cálculos en el siguiente recuadro: **(5 puntos)**

Por estequiometría, $n_{O2} = n_{H2O2}$ /2

En 100 mL Sc , $n_{H2O2} = 35$ ~~g~~ . 34^{-1} mol.~~g~~$^{-1} = 1{,}029$ mol ⇒ $n_{O2} = 0{,}515$ mol

$V_{O2} = n_{O2}\ RT/p = 0{,}515$ ~~mol~~ . $0{,}08314$ ~~bar~~.L.~~mol~~$^{-1}$.~~K~~$^{-1}$. 273 ~~K~~ . 1 ~~bar~~$^{-1} = 11{,}69$ L

11690 mL O_2 / 100 mL SC ⇒ 116,90 mL O_2 / 1 mL SC

Rta: 117 volúmenes

+2 ptos estequiometría / +2 ptos cálculo de volumen O_2 / +1 pto relación de volúmenes

Concentración de la solución de H_2O_2 35%m/V: _____117_____ volúmenes

Ejercicio 15 (5 puntos - 2,5 por ítem)

Cuando se encuentran en el espacio, la falta de gravedad puede afectar severamente la salud de los astronautas. Entre otras cosas, se sabe que los astronautas pierden una cantidad significativa de agua mientras realizan sus misiones espaciales y al volver a la tierra, es frecuente que se encuentren deshidratados. Para abordar este problema, la NASA ha desarrollado un producto con una proporción específica de sales para que los astronautas consuman durante su estadía en el espacio y se mantengan correctamente hidratados.

Por cada porción de 24 ml del producto, la etiqueta del mismo indica que hay 1,780 mg de sodio y 2,953 mg de citrato, entre otros componentes.

(a) Calcula la concentración de citrato en % m/V. Marca con una cruz la opción correcta.

☐ 12,30 % m/V ☐ $1{,}23\times10^{4}$ % m/V ☐ $1{,}23\times10^{-4}$ % m/V ☒ 0,0123 % m/V

(b) Calcula la concentración molar de iones Na^{+}. Marca con una cruz la opción correcta.

☐ 0,0774 M ☐ 0,0742 M ☒ $3{,}23\times10^{-3}$ M ☐ 3,23 M