

Unitat 1. La matèria

Qüestions inicials

- *Heu pensat mai per què l'aigua del mar s'evapora sense que bulli?*
En aquesta evaporació les molècules d'aigua de la interfase passen a l'atmosfera a causa del colpiment incessant de les molècules de l'interior de la massa líquida i, també, a causa de l'arrossegament mecànic provocat pel moviment de l'aire que circula damunt la interfase.
- *Si controlem la temperatura i la pressió, podem tenir la matèria en l'estat que vulguem?*
Sí. L'estat sòlid, líquid o gasós de qualsevol substància depèn únicament de la temperatura i la pressió ambientals.
- *Us heu parat mai a pensar per què els globus aerostàtics d'aire calent poden ascendir?*
Els globus aerostàtics ascendeixen perquè l'aire calent que contenen és menys dens que l'aire fred que els envolta.
- *Per què els alpinistes necessiten oxigen en bombones a partir de 8000 metres?*
A 8000 metres la capa d'aire és força més minsa en concentració. Els gasos també pesen i són atrets també per la gravitació terrestre. Per tant, hi ha més aire arran del mar que dalt de la muntanya. Els alpinistes necessiten grans volums d'oxigen per l'extraordinari esforç físic que han de fer a tanta altura. No hi ha tant d'oxigen en les baixes concentracions d'aire d'allà dalt.

Qüestions i problemes

- Un àtom té 6 protons, 8 neutrons i 6 electrons.
a) Quin és el seu nombre atòmic?
b) Quin és el seu nombre màssic?
a) Nombre atòmic (Z) = nombre de protons. Per tant, $Z = 6$.
b) Nombre màssic (A) = nombre de protons + nombre de neutrons. Per tant, $A = 6 + 8 = 14$.
- Un àtom té un nombre de massa de 234 i té 92 electrons. Quants neutrons i protons conté?
Té 142 neutrons i 92 protons. És l'àtom d'urani.
- L'element clor té 2 isòtops amb les masses i abundància que s'indiquen:

	Massa (u)	Abundància (% en àtoms)
Cl-35	35	77,35
Cl-37	37	22,65

 Quina és la massa atòmica de l'element?
R: 35,453 u/àtom.

$$\text{Massa atòmica} = (35 \cdot 77,35 + 37 \cdot 22,65)/100 = 35,453 \text{ u/àtom.}$$
- A quina quantitat de substància (mol) equivalen 85 g de CO_2 ?
R: 1,93 mol.

$$85 \text{ g CO}_2 \cdot (1 \text{ mol CO}_2/44 \text{ g CO}_2) = 1,93 \text{ mol CO}_2.$$
- A quants grams equivalen 6,2 mol d'or?
R: 1221,21 g Au.

$$6,2 \text{ mol Au} \cdot (196,97 \text{ g Au}/1 \text{ mol Au}) = 1221,21 \text{ g Au.}$$
- A quants grams equivalen 1,35 mol de glucosa, $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$?

$$1,35 \text{ mol C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 \cdot (180 \text{ g C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6/1 \text{ mol C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) = 243 \text{ g C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6.$$
- Tenim 10,787 g d'argent i volem saber:
a) A quina quantitat de substància (mol) equival?
b) Quants àtoms hi ha?
R: a) 0,1 mol b) $6,02 \cdot 10^{22}$ àtoms.

- a) $10,787 \text{ g Ag} \cdot (1 \text{ mol Ag} / 107,87 \text{ g Ag}) = 0,1 \text{ mol Ag}$.
b) $0,1 \text{ mol Ag} \cdot (6,023 \cdot 10^{23} \text{ àtoms Ag} / 1 \text{ mol Ag}) = 6,023 \cdot 10^{22} \text{ àtoms d'Ag}$.

8. Sempre que escalfem un gas, aquest augmenta de volum?

Sí, sempre que se li permeti. Altrament, no augmentarà de volum però sí de pressió.

9. Tenim 20 dm^3 de gas a 30°C . Si augmentem la temperatura fins als 60°C , és a dir, el doble, a pressió constant, tindrem el doble de volum?

No, ja que s'està parlant de temperatures Celsius. La llei de Charles Gay-Lussac fa referència i només és aplicable a temperatures absolutes o Kelvin.

10. Sabem que a la pressió atmosfèrica normal de $101,3 \text{ kPa}$, l'aigua bull a 373 K . És aquesta la temperatura que té l'aigua bullent dintre d'una olla de pressió, quan coem la verdura? Raoneu-ho.

Dins d'una olla a pressió la temperatura d'ebullició és notablement superior a 100°C . En haver-hi vapor d'aigua a pressió damunt de la interfase L-G, la temperatura d'ebullició haurà de ser més alta. Això també fa que la cocció sigui més ràpida.

11. És certa l'afirmació que una disminució de la pressió damunt d'un líquid fa que bulli a menys temperatura

Sí. Aquest principi és el que s'utilitza en l'evaporació industrial.

12. És cert que, en augmentar la pressió damunt d'un líquid, bull a més temperatura? Raoneu-ho.

Sí. A les molècules de la interfase L-G els costa molt més abandonar la fase líquida, ja que les molècules de la fase gas, en tenir molta més energia cinètica i haver-n'hi més, ho impedeixen. Això és el que succeeix a les olles a pressió i als generadors de vapor industrials (calderes), on l'aigua sovint es fa bullir a més de 250°C .

13. Un procés isotèrmic és aquell que es fa a temperatura constant. La investigació d'aquest procés fou pionera dins l'estudi de les ciències empíriques (o experimentals). Boyle la desenvolupà a Anglaterra i Mariotte a França.

Si tenim 10 m^3 d'aire a 150 kPa de pressió i 293 K de temperatura, quin volum ocuparan si els descomprim isotèrmicament (T constant) fins a 50 kPa ?

R: 30 m^3 .

50 kPa és un terç de 150 kPa ; és a dir, hem disminuït la pressió tres vegades i, a més, el procés és isotèrmic. Per tant, si apliquem la llei de Boyle: $p_1 V_1 = p_2 V_2$, el volum augmentarà tres vegades i passarà a ser de 30 m^3 .

14. Un procés isòbar vol dir que es realitza a pressió constant. La majoria de processos que realitzem al laboratori o a la cuina es fan a pressió atmosfèrica, i, com que aquesta pressió és gairebé constant, aquells experiments són fets a pressió constant.

L'hidrogen és un gas molt poc dens, molt menys que l'aire. És força inflamable. Com que és tan lleuger, en un principi s'aprofitava per omplir globus aerostàtics anomenats *dirigibles*. L'enorme risc d'incendi féu que s'abandonés la tècnica de volar amb hidrogen.

Si disposem de 5 m^3 de H_2 a 298 K i $8 \cdot 10^5 \text{ Pa}$, quin volum ocuparà si l'escalfem isobàricament (pressió constant) fins a 313 K ?

R: $5,25 \text{ m}^3$.

Apliquem la llei de Gay-Lussac: $V/T = k$ a pressió constant.

$$5 \text{ m}^3 / 298 \text{ K} = x / 313 \text{ K} \rightarrow x = (313 \cdot 5) / 298 = 5,25 \text{ m}^3.$$

15. Un procés isocor és aquell que transcorre a volum constant. A la natura no són gaire freqüents. En canvi, en el món de la tecnologia química són molt habituals.

Si disposem de 5 m^3 de H_2 a 298 K i $8 \cdot 10^5 \text{ Pa}$, quina pressió assolirà si l'escalfem a volum constant (isocòricament) fins a 313 K ?

R: $8,40 \cdot 10^5 \text{ Pa}$.

Apliquem la llei de Gay-Lussac: $p/T = k$ a volum constant.

$$8 \cdot 10^5 \text{ Pa} / 298 \text{ K} = x / 313 \text{ K} \rightarrow x = (8 \cdot 10^5 \cdot 313) / 298 = 8,40 \cdot 10^5 \text{ Pa}.$$

- 16. Calculeu quina és la massa de nitrogen N_2 i la quantitat de substància que ocupa un volum de 10 litres a un temperatura de 200 °C i 0,9 atm. ($R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L/mol} \cdot \text{K}$)**
R: 6,5 g; 0,23 mol.

Apliquem l'equació d'estat dels gasos ideals: $pV = nRT = (m/M)RT$

$$0,9 \text{ atm} \cdot 10 \text{ L} = \frac{m}{28,01 \text{ g/mol}} \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L/K} \cdot \text{mol} \cdot 473 \text{ K}$$

I n'obtenim que $m = 6,5 \text{ g } N_2$.

Ara podem calcular el nombre de mols de N_2 per factors de conversió:

$$6,5 \text{ g } N_2 \cdot (28,01 \text{ g } N_2 / 1 \text{ mol } N_2) = 0,23 \text{ mol } N_2.$$

- 17. L'heli és un gas noble que existeix en molt petites quantitats en l'atmosfera. El concepte de noble, en química es sinònim de poc reactiu. Per tant, l'heli difícilment reaccionarà amb altres substàncies. A més, l'heli és poc dens; s'aprofita per omplir globus dirigibles com a substitut de l'hidrògen. L'inconvenient és el preu.**

Si hem recollit 0,250 L d'heli, He, a una pressió d' $1,5 \cdot 10^5 \text{ Pa}$ i una temperatura de 295 K, calculeu el volum que tindrà l'heli si el descomprimim fins a la pressió atmosfèrica i a la temperatura de 0 °C.

R: 0,342 L.

Les molècules en estat gasós es mouen a gran velocitat i separades les unes de les altres en unitats discretes; per tant, la mateixa matèria ocupa molt més volum que en estat líquid o sòlid.

Apliquem la llei d'estat dels gasos ideals:

$$\frac{p_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{p_2 \cdot V_2}{T_2}$$
$$\frac{1,5 \cdot 10^5 \text{ Pa} \cdot 0,25 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3}{295} = \frac{1,013 \cdot 10^5 \text{ Pa} \cdot V_2}{273}$$

I n'obtenim que: $V_2 = 0,342 \text{ L}$

- 18. Expliqueu per què un gas, en augmentar de T , augmenta de pressió.**

En augmentar la temperatura, augmenta l'energia cinètica i la velocitat de les molècules, les quals, per tant, colpejaran molt més sovint les parets del recipient on es troben. Aquests cops són els responsables de la pressió, que augmenta.

- 19. Disposem de 10 m^3 de gas hidrogen i 10 m^3 de gas oxigen a la mateixa temperatura i pressió ambientals (273 K i 760 mm Hg).**

a) En quin dels dos volums diríeu que hi ha més molècules?

b) Sabríeu calcular quin és el nombre de molècules i la quantitat de substància de cada gas?

R: 446,7 mol; $2,69 \cdot 10^{26}$ molècules.

a) Segons la llei d'Avogadro, 10 m^3 d'hidrogen contenen el mateix nombre de mol i de molècules que 10 m^3 d'oxigen, ja que les condicions de p i T són iguals.

b) Apliquem l'equació d'estat dels gasos ideals: $pV = nRT$

$$1 \text{ atm} \cdot 10^4 \text{ L} = n \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L/K} \cdot \text{mol} \cdot 273 \text{ K}$$

I n'obtenim que $n = 446,7 \text{ mol}$

Apliquem el nombre d'Avogadro per factors de conversió i n'obtenim que:

$$446,7 \text{ mol} \cdot (6,023 \cdot 10^{23} \text{ molècules} / 1 \text{ mol}) = 2,69 \cdot 10^{26} \text{ molècules}$$

- 20. La relació en volum dels dos principals gasos continguts en l'aire és 21% O_2 davant un 79% N_2 . Trobeu la relació entre el nombre de les seves molècules.**

R: 0,2658 O_2 / 1 N_2 .

A igual p i T , volums iguals de gasos diferents contenen el mateix nombre de partícules. Per tant, si el volum d' O_2 és del 21%, aquest valor també serà el de la proporció de nombre de molècules i de mols d' O_2 . El de N_2 és, per tant, del 79%. La relació entre el nombre de les molècules és, doncs:

$$\frac{21 \text{ molècules } O_2}{79 \text{ molècules } N_2} = \frac{26 \text{ molècules } O_2}{100 \text{ molècules } N_2} = 0,2658 \text{ molècules } O_2 / 1 \text{ molècula } N_2$$

- 21. Recordeu que tots els gasos nobles són monoatòmics. Quina és la relació en volum de qualsevol gas monoatòmic respecte a un altre diatòmic, si tots dos estan a la mateixa temperatura i pressió? Per què?**

Tant és que els gasos siguin monoatòmics, diatòmics, tetraatòmics... Les lleis que els regeixen són les mateixes. Per tant, la relació en volums, a iguals condicions de p i T serà 1:1.

- 22. El concepte de massa molecular correspon a substàncies pures, com podrien ser l'oxigen i el nitrogen. Tanmateix es pot pensar en una hipotètica massa molecular (que anomenem *aparent*) per a una mescla de gasos. L'aire és un exemple de mescla de dos gasos. Sabríeu calcular la seva massa molecular aparent?**

R: 28,8 g/mol.

La M d'un gas és la massa que tenen les $N_A = 6,023 \cdot 10^{23}$ de molècules que conté. El N_A és el nombre de molècules contingudes en un mol. Recordem que un mol de qualsevol gas conté el mateix nombre de molècules. El volum de qualsevol gas és directament proporcional al nombre de molècules que té. Per tant, si en l'aire la relació en volum dels gasos és de $N_2/O_2 = 79/21$, indica que la relació en molècules també és de 79/21, i per tant, la participació, en tant per u, en la massa molecular de la mescla és de 0,79 per al N_2 i de 0,21 per a l' O_2 . Així la massa molar aparent (M) de l'aire serà:

$$\frac{21 \cdot 32,00 + 79 \cdot 28,01}{100} = 28,85 \text{ g/mol}$$

- 23. Quina massa hi haurà en 22,4 litres d'aire en condicions normals de pressió i temperatura?**

R: 28,8 g.

Qualsevol gas en condicions normals ocupa 22,4 L. Per tant, aquest volum tindrà la massa corresponent a la massa aparent de l'aire; és a dir, 28,8 g.

- 24. Els alpinistes, quan pugen a més de 8 000 m, es veuen obligats a emprar oxigen. El motiu és que allà dalt hi ha molt poc aire i, per tant, la pressió atmosfèrica és més baixa. A uns 8 000 m d'alçària, la pressió atmosfèrica és aproximadament de 300 mm Hg. En canvi a Barcelona és d'uns 760 mm Hg.**

Si la temperatura habitual a 8 000 metres és aproximadament de -40°C , sabríeu calcular la densitat de l'aire allà dalt, si sabem que la densitat a la cota zero del nivell del mar val $1,29 \text{ kg/m}^3$.

R: $0,595 \text{ kg/m}^3$.

Hi ha dues maneres de resoldre el problema:

a) A 273 K la densitat és de $1,29 \text{ kg/m}^3$, per tant:

$$\left. \begin{aligned} p_1 &= d_1 \cdot (RT_1/M) \\ p_2 &= d_2 \cdot (RT_2/M) \end{aligned} \right\} \frac{p_1}{p_2} = \frac{d_1}{d_2} \cdot \frac{T_1}{T_2}$$

$$p_1 = \left(\frac{300}{760} \right) \cdot 1,013 \cdot 10^5 \text{ Pa}$$

$$p_2 = \left(\frac{760}{760} \right) \cdot 1,013 \cdot 10^5 \text{ Pa}$$

Per tant:

$$\frac{(300/760) \cdot 1,013 \cdot 10^5 \text{ Pa}}{(760/760) \cdot 1,013 \cdot 10^5 \text{ Pa}} = \frac{x \cdot 273 \text{ K}}{1,29 \text{ kg/m}^3 \cdot 273}$$

I n'obtenim que:

$$x = 0,595 \text{ kg/m}^3$$

b) El problema també es pot resoldre d'aquesta altra manera:

I n'obtenim que:

$$d = \frac{p \cdot M}{R \cdot T} = \frac{(300/760) \cdot 1,013 \cdot 10^5 \text{ Pa} \cdot 0,02885 \text{ kg/mol}}{8,314 \text{ J/(K} \cdot \text{mol)} \cdot 233 \text{ K}}$$

$$x = 0,595 \text{ kg/m}^3$$

- 25. El metà és un gas que s'utilitza com a combustible i que s'extreu dels pous de petroli mesclat amb altres gasos com l'età i l'etè, els quals sovint s'aprofiten per fer plàstics.**

Un dipòsit d'emmagatzematge de gas, de 400 m^3 de volum, conté metà a $5 \cdot 10^5 \text{ kPa}$ de pressió i 29°C . Calculeu el nombre de molècules i la quantitat de metà contingut en el dipòsit.

R: $7,96 \cdot 10^7$ mols ; $4,797 \cdot 10^{31}$ molècules.

Apliquem l'equació d'estat dels gasos ideals: $pV = nRT$

$5 \cdot 10^8 \text{ Pa} \cdot 400 \text{ m}^3 = n \cdot (8,314 \text{ J/mol} \cdot \text{K}) (273+29) \text{ K}$
 I n'obtenim que $n = 7,96 \cdot 10^7 \text{ mol CH}_4$.
 Per factors de conversió:
 $7,96 \cdot 10^7 \text{ mol} \cdot (6,023 \cdot 10^{23} \text{ molècules/1 mol}) = 4,797 \cdot 10^{31} \text{ molècules de CH}_4$

- 26. Amb les mateixes condicions de pressió i temperatura, quin gas és més dens, el metà o el butà?**

El butà té més massa molecular. Per exemple, en condicions normals:
 $1 \text{ mol de metà} = 16 \text{ g} = 22,4 \text{ L} \rightarrow \text{densitat} = m/v = 16/22,4 = 0,71 \text{ g/L}$
 $1 \text{ mol de butà} = 58 \text{ g} = 22,4 \text{ L} \rightarrow \text{densitat} = m/v = 58/22,4 = 2,59 \text{ g/L}$

- 27. Disposem de 2,54 g d'acetona pura a 18 °C. L'escalfem a 177 °C i es vaporitza i ocupa un volum d'1 L. Coneixem la fórmula de l'acetona i sabem que la seva massa molar és de 58,04 g. Volem comprovar si el manòmetre instal·lat al baló indica correctament la pressió. Quin valor mesurat en pascals hauria d'indicar?**

R: $1,63 \cdot 10^5 \text{ Pa}$.

Tenim 2,54 g de $\text{CH}_3\text{-CO-CH}_3(\text{l})$ a 18 °C i sabem que la massa molar de l'acetona és 58,08 g/mol.

Per tant, apliquem l'equació següent i n'obtenim:

$$p = \frac{mRT}{MV} = \frac{2,54 \text{ g} \cdot 8,31 \text{ J/(K} \cdot \text{mol)} \cdot (177 + 273)}{58,04 \text{ g} \cdot 10^{-3} \text{ m}^3} = 1,63 \cdot 10^5 \text{ Pa}$$

Per tant, el manòmetre hauria d'indicar $1,63 \cdot 10^5 \text{ Pa}$.

- 28. El clorur d'hidrogen és gasós, però és molt soluble en aigua. Se'n fan dissolucions aquoses, que anomenem àcid clorhídric o *sulfumant*.**

Si disposem de HCl gasós a $0,983 \cdot 10^5 \text{ Pa}$ i a 296 K, i mesurant la massa i el volum del baló que el conté hem calculat que té una densitat d' $1,460 \text{ kg/m}^3$, calculeu la massa molecular aproximada del clorur d'hidrogen gasós.

R: 36,5 g/mol.

Apliquem l'equació d'estat dels gasos ideals: $pV = nRT = (m/M)RT$ d'on $M = dRT/p$.

$$M = \frac{1,460 \text{ kg/m}^3 \cdot 8,31 \text{ J/(K} \cdot \text{mol)} \cdot 296 \text{ K}}{0,983 \cdot 10^5 \text{ Pa}} = 0,0365 \text{ kg/mol}$$

Per tant la massa molecular aproximada del clorur d'hidrogen gasós és 36,5 g/mol

- 29. Teniu dos recipients amb 2 líquids purs incoloros. Com ho faríeu per saber quin és el recipient que conté aigua? (Dada: a 1 atm $T_{\text{e aigua}} = 100 \text{ °C}$.)**

Observariem quina és la temperatura d'ebullició a la pressió atmosfèrica

- 30. Introduïm un bombona de 25 dm^3 , 35 g de N_2 i 14 g de O_2 , i l'esclafem a 543 K. Calculeu les pressions parcials i la pressió total de la mescla.**

R: $p_{\text{N}_2} = 2,25 \cdot 10^5 \text{ Pa}$; $p_{\text{O}_2} = 7,89 \cdot 10^4 \text{ Pa}$; $p_{\text{total}} = 3,04 \cdot 10^5 \text{ Pa}$.

$$35 \text{ g N}_2 = 1,25 \text{ mol} \rightarrow p_{(\text{N}_2)} \cdot 0,025 = 1,25 \cdot 8,31 \cdot 543 \rightarrow p_{(\text{N}_2)} = 2,25 \cdot 10^5 \text{ Pa}$$

$$35 \text{ g O}_2 = 0,4375 \text{ mol} \rightarrow p_{(\text{O}_2)} \cdot 0,025 = 0,4375 \cdot 8,31 \cdot 543 \rightarrow p_{(\text{O}_2)} = 7,89 \cdot 10^4 \text{ Pa}$$

$$p_{(\text{N}_2)} + p_{(\text{O}_2)} = 3,04 \cdot 10^5 \text{ Pa}$$

- 31. Calculeu les pressions parcials, que exerceixen una mescla de 18 g de O_2 , 13 g de SO_2 , a 295 K, que entre els tres ocupen un volum d'1 L.**

R: $p_{\text{O}_2} = 1,37 \cdot 10^3 \text{ kPa}$; $p_{\text{SO}_2} = 0,49 \cdot 10^3 \text{ kPa}$;

R: $p_{\text{SO}_3} = 0,71 \cdot 10^3 \text{ kPa}$; $p_{\text{total}} = 2,58 \cdot 10^6 \text{ Pa}$.

$$M(\text{O}_2) = 31,99 \text{ g/mol}$$

$$M(\text{SO}_2) = 64,04 \text{ g/mol}$$

$$M(\text{SO}_3) = 80,06 \text{ g/mol}$$

Calculem els mol de O_2 , SO_2 i SO_3 :

$$18 \text{ g O}_2 \cdot (1 \text{ mol O}_2/31,99 \text{ g O}_2) = 0,56 \text{ mol O}_2$$

$$13 \text{ g SO}_2 \cdot (1 \text{ mol SO}_2/64,04 \text{ g SO}_2) = 0,20 \text{ mol SO}_2$$

$$23 \text{ g SO}_3 \cdot (1 \text{ mol SO}_3/80,06 \text{ g SO}_3) = 0,29 \text{ mol SO}_3$$

Ara ja podem calcular les pressions parcials de cada gas:

$$p(\text{O}_2) \cdot 10^{-3} \text{ m}^3 = 0,56 \text{ mol O}_2 \cdot 8,31 \text{ J}/(\text{mol} \cdot \text{K}) \cdot 295 \text{ K} \rightarrow p(\text{O}_2) = 1,37 \cdot 10^3 \text{ kPa}$$

$$p(\text{SO}_2) \cdot 10^{-3} \text{ m}^3 = 0,20 \text{ mol SO}_2 \cdot 8,31 \text{ J}/(\text{mol} \cdot \text{K}) \cdot 295 \text{ K} \rightarrow p(\text{SO}_2) = 0,49 \cdot 10^3 \text{ kPa}$$

$$p(\text{SO}_3) \cdot 10^{-3} \text{ m}^3 = 0,29 \text{ mol SO}_3 \cdot 8,31 \text{ J}/(\text{mol} \cdot \text{K}) \cdot 295 \text{ K} \rightarrow p(\text{SO}_3) = 0,71 \cdot 10^3 \text{ kPa}$$

Per tant, la pressió total és:

$$p = 1,37 + 0,49 + 0,71 = 2,57 \text{ kPa}$$

o també, com que el nombre de mols totals és $0,56 + 0,20 + 0,29 = 1,05 \text{ mol}$

$$p \cdot 10^{-3} \text{ m}^3 = 1,05 \text{ mol} \cdot 8,31 \text{ J}/(\text{mol} \cdot \text{K}) \cdot 295 \text{ K}$$

N'obtenim que la pressió total és $2,57 \cdot 10^3 \text{ kPa}$.

32. Quan un líquid bull, la seva temperatura es manté constant. És cert? Raoneu-ho.

Quan un líquid bull, la seva temperatura roman sempre constant, sempre que sigui un líquid pur. Si es tracta d'una solució o mescla de líquids, la temperatura no roman constant. Quan no és pur, s'evapora més ràpidament el líquid més volàtil i la composició del líquid varia progressivament i, per tant, també el punt d'ebullició.

33. Sabríeu dir què són les bombolles que es formen quan l'aigua comença a bullir?

Les bombolles que pugen en bullir l'aigua són principalment d'aigua en estat gasós. També n'hi ha unes quantes que són de l'aire que hi havia dissolt en l'aigua quan estava més freda. La solubilitat de l'aire en l'aigua és major a menor temperatura.

34. L'èter dietílic té un punt d'ebullició de 35 °C. L'etanol de 78 °C. El mercuri de 357 °C. Quin dels tres és més volàtil? Quin s'evapora més de pressa a temperatura ambient?

L'èter és el més volàtil. A temperatura ambient s'evapora ràpidament.

35. Per què una substància quan sublima, és a dir, quan passa de sòlid a gas directament sense que variï el nombre de partícules, augmenta tant de volum?

Perquè en augmentar la temperatura a pressió constant, augmenta el volum.

36. Escalfen dues mostres de substàncies diferents i obtenim les corbes d'escalfament següents (fig 1.26):

a) Quina de les dues és una substància pura?

b) Assenyala la temperatura de fusió i ebullició de la substància pura?

La figura **B** és una substància pura. La **A** no ho és.

37. En el laboratori determinem la T_e de l'acetona i s'observa que comença a bullir a 62 °C. Es pot afirmar que l'acetona que tenim al laboratori és pura? (Dada: a 1 atm T_e acetona = 56,5 °C)

No. I no es pot saber què l'impurifica

38. Observant les següents corbes d'escalfament d'uns sòlids (fig. 1.27), determineu quines de les substàncies **A, **B** i **C** són pures.**

L'única substància pura és la **A**, ja que presenta una zona horitzontal que correspon a la calor latent de fusió. Les substàncies **B** i **C** no són pures, sinó mescles.