

UNITAT 11. LLEIS FONAMENTALS DE LA QUÍMICA

1. LA TEORIA ATÒMICA DE DALTON

A principis s. XIX, hi havia una sèrie d'observacions empíriques que suggerien la naturalesa corpuscular de la matèria. Aquestes observacions, que veurem a partir del punt 2, van ser:

- L'estudi de les propietats físiques i químiques dels gasos (Boyle, Gay Lussac, Charles)
- L'anàlisi i síntesi de substàncies compostes que dugueren a establir les lleis ponderals de la química i les lleis de combinacions entre gasos (Lavoisier, Proust, Dalton, Gay-Lussac, Avogadro, Cannizzaro)

John Dalton (1766-1844), va publicar una teoria sobre la constitució de la matèria que donava explicació a aquestes lleis, i posava les bases de la química moderna. Les seues hipòtesis es poden resumir en:

- 1) La matèria està constituïda per partícules molt petites indivisibles, anomenades àtoms.
- 2) Els àtoms són invariables o immutables, no es poden transformar uns en altres.
- 3) Tots els àtoms d'un mateix element són exactament iguals entre si, tenen la mateixa massa i les mateixes propietats.
- 4) Els àtoms de diferents elements tenen distinta massa i distintes propietats.
- 5) Els àtoms d'elements diferents es combinen entre ells en relació constant de nombres enters senzills per formar molècules (àtoms compostos, segons Dalton), les quals tenen totes la mateixa massa i propietats.

2. LLEIS PONDERALS

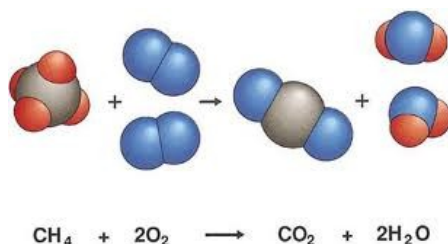
LLEI DE LA CONSERVACIÓ DE LA MASSA O LLEI DE LAVOISIER, 1789

La mesura acurada de la massa de les substàncies que intervenen en nombroses reaccions químiques va dur al químic francès Lavoisier (1743–1794) en 1789 a enunciar la llei de conservació de la massa:

"Durant un canvi químic ordinari no hi ha cap augment ni pèrdua de massa, és a dir la massa es conserva"

Aquest fet no era tan evident en aquella època. En algunes reaccions, com la combustió, les cendres i el fum semblaven pesar menys que el material que s'havia cremat. En altres, com l'oxidació del ferro, passava el contrari: el ferro oxidat tenia més massa que abans d'oxidar-se. Lavoisier va ser el primer que va mesurar aplicant meticulosament el mètode científic les masses de les reaccions de combustió i va comprovar la seva llei.

Segons la teoria atomista que posteriorment publicaria Dalton, com els àtoms són indestructibles, en un procés químic només hi pot haver una recombinació entre ells, així la massa s'ha de conservar.



LLEI DE LES PROPORCIONS DEFINIDES O CONSTANTS O LLEI DE PROUST

Fou enunciada en 1799 pel químic francès Louis Joseph Proust (1754–1826), després de nombrosos experiments realitzats a Segòvia:

"Quan dos o més elements es combinen per a formar un compost determinat, ho fan sempre amb la mateixa proporció de massa, sense que importe l'origen o la forma de preparació del compost "

Exemple: quan es combina l'oxigen i l'hidrogen per formar aigua, podem comprovar que la proporció entre oxigen i hidrogen sempre es manté constant, de 8 grams d'oxigen per cada 1 gram de hidrogen. Així:

2 g d'hidrogen es combinen amb 16 g d'oxigen per a formar 18 g d'aigua

4 g d'hidrogen es combinen amb 32 g d'oxigen per a formar 36 g d'aigua

Independentment de l'origen de l'aigua, la relació entre la massa d'oxigen i la massa de hidrogen sempre serà de 8:1.

Això també tindria sentit dins de la teoria atomista de Dalton, ja que la massa dels àtoms és una propietat característica dels àtoms de cada element.

LLEI DE LES PROPORCIONS MÚLTIPLES O LLEI DE DALTON, 1803

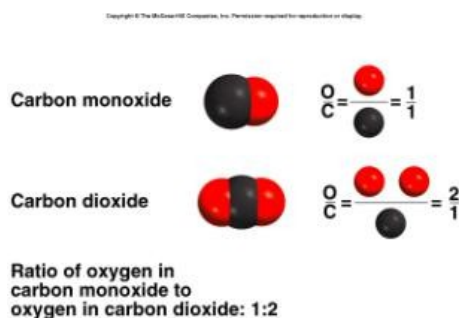
Nombroses experiències demostraven que moltes vegades dos o més elements es poden combinar en diferents proporcions per a formar diferents compostos, depenent de les condicions en les quals tinga lloc la reacció. Per exemple, l'òxid ferrós i l'òxid fèrric (FeO i Fe_2O_3 respectivament). La llei estableix que:

"Les quantitats d'un mateix element que es combinen en una quantitat fixa d'un altre element per a formar diferents compostos, estan sempre en una relació de nombres enters senzills, 1:2, 1:3, 2:3"

Així per exemple, l'oxigen i el carboni es poden combinar per formar dos òxids diferents:

- 16 g d'oxigen es combinen amb 12 g de carboni per formar 28 g de monòxid de carboni CO

- 32 g d'oxigen es combinen amb 12 g de carboni per formar 44 g de diòxid de carboni CO_2



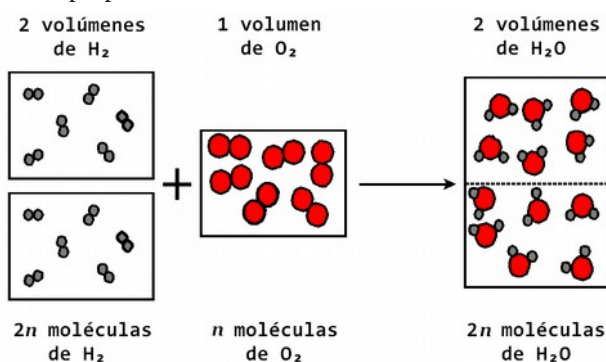
Com es pot veure, les quantitats d'oxigen que es combinen amb una mateixa quantitat de carboni, per a formar dos òxids diferents estan en relació de nombres enters senzills: $32/16 \rightarrow 2:1$

3. HIPÒTESIS D'AVOGADRO

En les reaccions químiques, les substàncies inicials o reactius poden estar en estat gasós. Quan analitzem les relacions entre els volums dels gasos reaccionats, també es compliran les lleis ponderals, però a més hi ha una nova llei, introduïda per Gay-Lussac en 1808, la qual podem enunciar així:

"Els volums dels gasos que intervenen (que es formen o es consumeixen) en una reacció química, mesurats en les mateixes condicions de pressió i temperatura, estan en relació de nombres enters senzills."

Experimentalment Gay-Lussac va observar que al combinar-se per exemple dos volums de hidrogen, amb un volum de oxigen, tots en les mateixes condicions de pressió i temperatura, s'obtenien 2 volums de vapor d'aigua, també en les mateixes condicions. Així s'obté una proporció de 2:1:2



Hem de tindre en compte que l'hidrogen i l'oxigen no estan formats per àtoms si no per agrupacions d'àtoms. Així aquesta llei no estava d'acord amb la teoria atòmica de Dalton, ja que Dalton no admetia que àtoms d'una mateixa classe es combinaren per a formar molècules. Si com considerava Dalton cada partícula d'un gas era un àtom indivisible, per exemple, per formar aigua tindria que ser $H + O \rightarrow HO$, i per tant, la combinació entre volums dels diferents gasos hauria de conduir a 1 volum $H + 1$ volum $O \rightarrow 1$ volum HO (aigua per a Dalton)

Per a poder introduir la Llei de Gay-Lussac dels volums de combinació en la teoria atòmica calen algunes hipòtesis que Dalton no va considerar. Aquestes noves hipòtesis les va proposar el químic italià Amedeo Avogadro:

1ª Hipòtesi:

"Volums iguals de diferents gasos en les mateixes condicions de pressió i temperatura contenen el mateix nombre de molècules"

2ª Hipòtesi:

"Les substàncies gasoses simples o gasos elementals tenen les seues partícules en forma de molècules diatòmiques, a excepció dels gasos nobles"

Exemple: O_2 , N_2 , Cl_2 , F_2 , H_2 i no O , N , Cl , F i H , com deia Dalton. Aquesta hipòtesi confirmava la llei volumètrica de Gay-Lussac de la combinació dels gasos.

Dalton encara es resistia a acceptar que els àtoms d'una mateixa classe pogueren unir-se per formar molècules. Més de cinquanta anys van tindre que passar fins que finalment un altre químic italià, Stanislao Cannizzaro cap al 1860, convencera a la comunitat química en un congrés que les idees d'Avogadro juntament amb la llei de Gay-Lussac dels volums de combinació proporcionaven un procediment vàlid per determinar fórmules correctes pels compostos. L'ús de fórmules errònies, tals com HO per a l'aigua, havia conduït a la deducció de masses atòmiques incorrectes i inconsistents, la qual cosa havia provocat una gran confusió en aquella època. Cannizzaro fou capaç de deduir fórmules correctes i una taula de masses atòmiques coherents i raonablement precisa, clarificant la confusió. El seu treball va servir de base també per un gran avanç qualitatiu de la química: la formulació de la llei periòdica de Mendeleiev (que veurem en un altre tema).

4. MASSES RELATIVES D'ÀTOMS I MOLÈCULES

Dalton va assignar per primera vegada una propietat característica dels diferents tipus d'àtoms, la seua massa. El valor real de la massa d'un àtom era impossible de mesurar en aquella època, però si que era possible mesurar la seua massa atòmica relativa (A_r), és a dir, prendre la massa d'un àtom com a referència o patró i comparar-la amb la massa de tots els àtoms restants, directa o indirectament. Això es pot fer utilitzant la llei de Proust, ja que la proporció experimental entre les masses dels elements que formen un compost està relacionada amb la relació entre les masses dels àtoms que formen la seua molècula.

Com que l'hidrogen era l'element que la seua massa sempre estava en menor proporció en totes les reaccions químiques, es va triar inicialment com a àtom de referència i se li va assignar la unitat patró, la *uma* (unitat de massa atòmica). Així per exemple, un àtom d'hidrogen pesa 1 uma i un àtom d'oxigen pesa 16 vegades l'àtom d'hidrogen, per tant 16 uma. Posteriorment, el patró per mesurar la massa atòmica ha canviat algunes vegades, (durant una època es va agafar com a patró 1/16 de la massa d'un àtom d'oxigen, ja que l'oxigen formava part d'una gran quantitat de compostos), fins que el 1961 es va establir l'escala atòmica definitiva utilitzant com a referència el isòtop del carboni-12, segons la qual tenim:

$$1\text{ uma} = \frac{\text{massa del carboni-12}}{12} = 1,66055655 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$$

Així, la **massa atòmica relativa** d'un element és defineix com el nombre de vegades que hi cap en la seua massa d'un àtom d'aquest element la dotzena part de la massa d'un àtom de carboni-12. Aquesta és la massa que podem trobar en les taules periòdiques (i coincideix com veurem més endavant amb la massa molar de l'element).

Per altra banda, quan parlem d'un compost format per la unió de varis àtoms, la **massa molecular relativa**, serà el número de vegades que hi cap en la massa de la molècula la dotzena part de la massa de l'àtom de carboni-12. Per calcular-la, haurem de sumar les masses atòmiques relatives de tots els àtoms que formen part en la molècula. Per exemple, per a calcular la massa molecular relativa per al anhídrid sulfurós (SO_2), només tenim que buscar les masses atòmiques relatives i sumar-les, tenint en compte que en cada molècula d'anhídrid sulfurós hi han dos àtoms d'oxigen i

un àtom de sofre, de manera que la seua massa molecular relativa queda com:

$$M_r(\text{SO}_2) = A_r(\text{S}) + 2 \cdot A_r(\text{O}) = 32 + 2 \cdot 16 = 64 \text{ uma}$$

5. LA QUANTITAT DE SUBSTÀNCIA. EL MOL I LA MASSA MOLAR

En les reaccions químiques, es combinen partícules (àtoms, ions o molècules), així que és convenient saber quin és el nombre d'elles que intervé en qualsevol reacció entre substàncies. En altres paraules, si les reaccions químiques tenen lloc entre àtoms, hem d'idear la manera de comptar àtoms, per tal que en fer una reacció no ens en sobren ni ens en falten.

En 1896 l'alemany W. Ostwald va introduir el mol com una unitat de la magnitud *quantitat de substància*, amb la qual poder comptar fàcilment àtoms, pesant-la o bé mesurant el volum de la substància.

Per entendre què és un mol és molt fàcil pensar per exemple en què és una «dotzena». Quan parlem d'una dotzena ho fem sempre per designar una quantitat fixa de entitats, que sempre seran 12. Doncs un mol també és una quantitat fixa de partícules. Evidentment haurà de ser un número molt gran ja que en les reaccions químiques el número de partícules que reaccionen també ho és.

Per definir el mol, el més senzill era agafar les mateixes quantitats en grams que indiquen les masses atòmiques relatives de cadascun dels àtoms (recordem que la massa és una propietat característica de cadascun dels àtoms). Així, si la massa atòmica relativa de l'oxigen és 16 (un àtom d'oxigen té un pes de 16 umes), segons la definició de mol tindrem també que 1 mol d'oxigen correspon a 16 grams. I si la massa atòmica del carboni-12 és de 12, aleshores en un mol de carboni hi han 12 g.

*Un **mol** de substància és la quantitat de substància que conté tantes partícules (àtoms, molècules, ions,...) com àtoms hi han en 12 grams de carboni-12.*

Per exemple, en una reacció de formació de monòxid de carboni, tenint en compte que 1 àtom de C té una massa de 12 uma i un àtom de O té una massa de 16 uma, podem plantejar-la en termes de:

En partícules: 1 àtom de C + 1 àtom de O → 1 molècula de CO

En masses atòmiques relatives: 12 uma C + 16 uma O → 28 uma CO

O també ho podem plantejar tenint en compte que 1 mol de C són 12g i 1 mol de O són 16 g:

En grams: 12 g C + 16 g O → 28 g CO

En mols: 1 mols de C + 1 mol de O → 1 mol de CO

El nombre de partícules que hi ha en una quantitat de qualsevol substància que és igual a la seua massa atòmica (o molecular), se l'anomena nombre d'Avogadro (el primer en calcular el seu valor va ser Joseph Loschmidt en 1865):

$$N_A = 6,022 \cdot 10^{23}$$

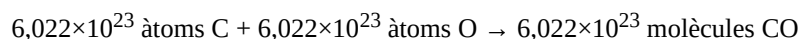
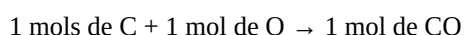
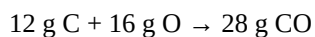
Així, podem definir ara el mol de substància de manera alternativa com la quantitat de substància que conté el nombre d'Avogadro de partícules (àtoms, molècules, ions...). Si es tracta d'un element, aquesta quantitat coincideix amb la seua massa atòmica relativa A_r , que expressada en g/mol s'anomena **massa molar** M_r . Per exemple, la massa molar del carboni-12 és de 12g/mol, la de l'oxígen 16g/mol.

En resum i com a exemple, amb el sodi Na, tant la massa atòmica relativa com la massa molar és 23, i les unitats seran segons de quina estem parlant:

Massa atòmica relativa del Na → $A_r(\text{Na})=23 \text{ uma}$ (un àtom de sodi té una massa de 23 unitats de massa atòmica)

Massa molar del Na → $M(\text{Na})= 23 \text{ g/mol}$ (23 grams de sodi corresponen a un mol, i per tant a $6,022 \cdot 10^{23}$ àtoms de sodi).

Tornat a l'exemple anterior, tindríem que:



FÒRMULES QUÍMIQUES

Una fórmula química, és un conjunt de símbols i nombres en forma de subíndexs, que representa abreujadament la composició d'una substància. La fórmula ens indica mitjançant els símbols químics els elements que formen la substància, i els subíndexs ens indiquen la proporció numèrica entre els àtoms que la formen.

Les substàncies pures es poden presentar en la natura en dues formes:

- En forma de molècules individuals, com per exemple l'aigua (H_2O), el diòxid de carboni (CO_2) o el nitrogen (N_2).
- Mitjançant estructures gegants o cristalls, formades per un conjunt ininterromput d'àtoms. Aquestes estructures poden correspondre a un sòlid metàl·lic (Fe, Ag, Ca), a un sòlid iònic (per exemple una sal binària d'un metall i un no metall com NaCl o CaF_2) o a un sòlid covalent atòmic (com per exemple el carboni, en la seua forma al·lotròpica que anomenem diamant, o bé la combinació no metall+no metall com el SiO_2).

En el cas de substàncies moleculars tenim diferents tipus de fórmules per representar-les:

- Fórmula empírica: indica la relació numèrica més simple entre els àtoms de cada classe presents en la molècula, o siga la proporció d'àtoms de cada element que hi ha en la molècula (no el nombre real).
- Fórmula molecular: expressa el nombre real d'àtoms que formen part en la molècula. Al simplificar-la, si es pot, s'obté la fórmula empírica.
- Fórmula estructural o desenvolupada: especifica tots els enllaços

En la formulació i nomenament de compostos, les fórmules que apareixen són generalment fórmules empíriques.

Exemple: L'età té les següents fórmules:

Fórmula empírica	CH_3
Fórmula molecular	C_2H_6
Fórmula estructural	<pre> H H H — C — C — H H H </pre>

Les substàncies amb estructura gegant només es representen mitjançant fórmules empíriques, que indiquen els elements que formen el compost i la seua proporció.

MASSA MOLECULAR RELATIVA

La massa molecular relativa d'un compost molecular expressada en unitats de massa atòmica (vista en el punt 4), és el nombre que indica quantes vegades és major la massa d'una molècula que la unitat de massa atòmica. Aquest mateix valor, expressat en grams/mol indica els grams que hi ha en un mol de substància.

La determinació de masses moleculars relatives (M_r) es realitza de forma immediata una vegada conegudes les corresponents masses atòmiques relatives (A_r) i la fórmula molecular. En el cas de les substàncies no moleculars com les substàncies iòniques (NaCl) o les covalents atòmiques (SiO_2), el que determinem és la seua massa fórmula relativa, la qual continuarem designant com M_r .

Per exemple la massa molecular del àcid sulfúric és $M_r(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98$, la qual cosa vol dir que:

- 1 molècula de H_2SO_4 té una massa de 98 una
- 1 mol de molècules de H_2SO_4 (que correspon a $6,022 \times 10^{23}$ molècules de H_2SO_4) té una massa de 98 g
- Massa molar: $M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98 \text{ g/mol}$

VOLUM MOLAR

Es diu que un gas està en condicions normals (C.N.) quan es troba a una temperatura de 0°C (273 K) i una pressió d'una atmosfera. Si recordem que segons la primera hipòtesi d'Avogadro, "*volums iguals de diferents gasos en les mateixes condicions de pressió i temperatura contenen el mateix nombre de molècules*", resultarà que tots els gasos que es troben en condicions normals i ocupen el mateix volum tindran el mateix nombre de molècules. Quan aquest volum és de 22,4L, el nombre de partícules que conté qualsevol gas és igual al nombre d'Avogadro, o siga $6,022 \times 10^{23}$ molècules (un mol). Així es defineix el **volum molar** com el volum que ocupa un mol de qualsevol gas (ideal) en condicions normals, i aquest volum és sempre de 22,4L.

6. CÀLCULS AMB MAGNITUDS MOLARS, ATÒMIQUES I MOLECULARS

CÀLCULS AMB MAGNITUDS MOLARS

- Càlcul de la quantitat de substància en mols a partir d'una certa quantitat de substància expressada en grams.

Per exemple, quants mols d'aigua hi ha en 50g d'aigua (dades: masses atòmiques relatives $A_r(\text{O})=16$; $A_r(\text{H})=1$)

- calculem la massa molar de l'aigua $M_r(\text{H}_2\text{O}) = 2 \cdot 1 + 16 = 18 \text{ g/mol}$
- així, en un mol d'aigua hi han 18 grams. Per tant per calcular quants mols hi han en 50 g utilitzem un factor de conversió:

$$50 \text{ g H}_2\text{O} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{18 \text{ g H}_2\text{O}} = 2,8 \text{ mols H}_2\text{O}$$

- Càlcul de la massa d'una substància en grams a partir de la quantitat de substància (mols):

Per exemple, calculem la massa de clorur de sodi en grams que hi ha en 3 mols (dades: masses atòmiques relatives $A_r(\text{Na})=23$; $A_r(\text{Cl})=35,5$)

- calculem la massa molar de la sal comú $M_r(\text{NaCl}) = 23 + 35,5 = 58,5 \text{ g/mol}$
- Com un mol té 58,5g de NaCl, utilitzem un factor de conversió per calcular la massa:

$$3 \text{ mols NaCl} \cdot \frac{58,5 \text{ g NaCl}}{1 \text{ mol de NaCl}} = 175,5 \text{ g de NaCl}$$

CÀLCULS AMB MAGNITUDS ATÒMIQUES I MOLECULARS.

- Podem calcular el nombre de partícules d'una substància tenint en compte que 1 mol de qualsevol substància conté $6,022 \cdot 10^{23}$ partícules, amb un simple factor de conversió. Per exemple, calculem quantes molècules hi ha en 5 mols de nitrogen:

$$5 \text{ mols de N}_2 \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ molècules N}_2}{1 \text{ mol N}_2} = 3,0 \cdot 10^{24} \text{ molècules N}_2$$

Si ens proporcionen la massa, primer haurem de passar-la a mols i després calcular el nombre de partícules.

- Càlculs a partir del volums de gasos en condicions normals (C.N.). Per exemple, calculem la massa i el nombre de molècules d'oxigen que hi ha en un volum de 100L de gas en condicions normals. (Dades $A_r(\text{O})=16$)

- Calculem el nombre de mols, tenint en compte que un mol d'un gas en C.N. ocupa 22,4L:

$$89,6 \text{ g d' } O_2 \cdot \frac{1 \text{ mol } O_2}{22,4 \text{ L d' } O_2} = 4 \text{ mols d' } O_2$$

→ Ara calculem la massa molecular de l'oxigen: $A_r(O_2) = 2 \cdot 16 = 32 \text{ uma}$

→ La solució a la primera pregunta: com un mol d' O_2 són 32g, en 4 mols d'oxigen hi hauran 128g de oxigen.

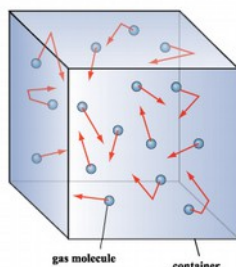
→ Per altra banda, per calcular el número de molècules totals utilitzem el número d'Avogadro

$$4 \text{ mols } O_2 \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ molècules } O_2}{1 \text{ mol } O_2} = 2,4 \cdot 10^{24} \text{ molècules d' } O_2$$

7. TEORIA CINÈTICO MOLECULAR DELS GASOS

El model cinètic-corpúscular dels gasos és una teoria que explica les propietats macroscòpiques dels gasos, com la pressió i la temperatura. Al llarg dels segles XVII i XVIII alguns científics van trobar unes lleis experimentals que més tard tingueren la seua justificació amb la teoria cinètica dels gasos. Aquesta teoria es pot resumir en els següents postulats:

1. Els gasos estan formats per partícules molt menudes, molt allunyades unes de les altres, que anomenem molècules.
2. Les molècules es mouen contínuament, amb velocitats i direccions al atzar, però sempre en línia recta.
3. Les molècules xoquen entre elles i amb les parets del recipient. La pressió d'un gas (força per unitat de superfície) és conseqüència d'aquestes col·lisions.
4. Les col·lisions entre les molècules i amb les parets del recipient són perfectament elàstiques (sense pèrdua d'energia).
5. L'energia cinètica mitjana de les partícules és directament proporcional a la temperatura absoluta del gas.
6. Les atraccions i repulsions a distància entre les molècules són menyspreables, així que les molècules només interaccionen durant les col·lisions.



Aquestes hipòtesis són vàlides per a un *gas ideal*. El concepte de gas ideal s'aplica a un gas format per partícules puntuals, sense volum i amb les forces d'atracció i repulsió entre elles menyspreables. L'única manera d'interactuar que tenen aquestes partícules és mitjançant xocs perfectament elàstics. Els gasos reals que més s'acosten a un comportament de gas ideal són els gasos monoatòmics en condicions de baixa pressió i alta temperatura. El comportament d'altres gasos reals com l', el hidrogen, el nitrogen, l'oxigen, i inclús el diòxid de carboni, es poden aproximar als dels gasos ideals, sempre i quant estiguem sota condicions de baixes pressions i altes temperatures.

A continuació anem a veure quines lleis experimentals van conduir a que científics com Ludwing Boltzman i James Clerk Maxwell pogueren desenvolupar aquesta teoria.

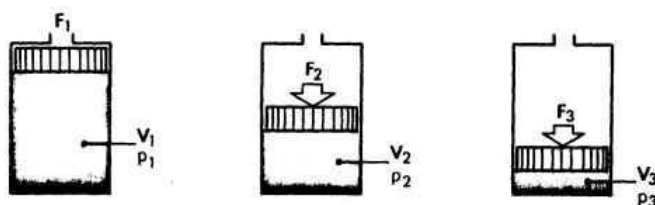
8. LES LLEIS DELS GASOS

LLEI DE BOYLE

Al llarg del segle XVII Robert Boyle en Anglaterra i Edmé Mariotte en França van estudiar per separat les variacions que experimenta la pressió d'un gas tancat dins d'un recipient quan es modifica el volum del mateix i es manté constant la temperatura. La conclusió a la que van arribar és que per a una quantitat determinada de gas i a una determinada temperatura constant, el volum és inversament proporcional a la pressió que aquest gas exerceix.

Imaginem que tenim una certa quantitat de gas en un recipient amb un èmbol mòbil i disminuïm gradualment el volum del recipient, mantenint sempre la temperatura constant. Des del punt de vista de la teoria cinètica dels gasos, si les

molècules de gas, tot i que estan en tot moment a la mateixa temperatura, cada vegada tenen menys espai, xocaran amb més freqüència entre elles i amb les parets del recipient. Així, a mesura que disminueix el volum la pressió augmenta (la pressió és la força per unitat de superfície, i naturalment a més col·lisions més força i més pressió).



Es complirà doncs que $P_1V_1=P_2V_2=P_3V_3=...= \text{constant}$.

En general, ho podem posar com $P \cdot V = k$, on k és una constant que dependrà de la quantitat de gas i de la temperatura.

També ho podem posar com $P = \frac{k}{V}$, on veiem clarament que la pressió i el volum són inversament proporcionals.

LLEI DE GAY-LUSSAC

Al principi del segle XIX, el químic francès Joseph Louis Gay-Lussac va estudiar les variacions que experimenta la pressió d'un gas quan es modifica la seua temperatura i es manté constant el volum del recipient.

Imaginem que tenim un recipient de parets totalment rígides, per tant a volum constant. Si introduïm una determinada massa d'un gas a una certa pressió P_1 i temperatura T_1 i l'escalfem fins a una temperatura T_2 , la pressió augmentarà. Gay-Lussac va observar que la pressió i la temperatura estaven relació de proporcionalitat directa. Així, a volum

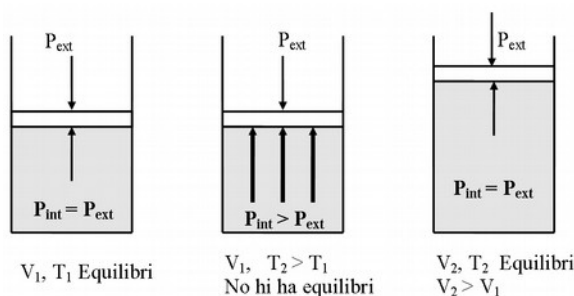
constant, es complia que $\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2} = \text{constant}$. Si a la constant l'anomenem 'k', podem posar en general que $\frac{P}{T} = k$

o bé $P = k \cdot T$, la qual cosa indica que a volum constant la pressió és directament proporcional a la temperatura.

LLEI DE CHARLES I GAY-LUSSAC

També anomenada simplement Llei de Charles, ja que va ser Jacques Charles el que va realitzar el treball experimental, però Gay-Lussac va ser el que la va publicar basant-se en els treballs de Charles. Aquest últim va analitzar les variacions que experimentava el volum d'un gas quan canviava la seua temperatura i es mantenia la pressió constant.

Podem imaginar l'experiment següent. Tenim una determinada massa de gas a una certa temperatura en un recipient amb un èmbol mòbil que està en equilibri amb la pressió exterior que és la pressió atmosfèrica. Si augmentem la temperatura, augmentaran les col·lisions entre les partícules i per tant augmentarà la pressió dins del recipient. Així, la part mòbil pujarà augmentant el volum fins a tornar a establir-se l'equilibri amb la pressió atmosfèrica. Com que la pressió inicial i la final és la mateixa, tenim un procés a pressió constant on s'ha augmentat la temperatura i com a conseqüència ha augmentat el volum.



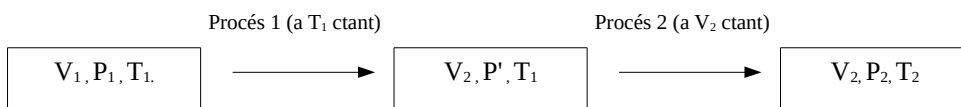
Expressant la temperatura en Kelvins, es complia que $\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} = \text{constant}$, o siga, la relació entre el volum d'un gas i

la temperatura en un procés a pressió constant és una llei de proporcionalitat directa $\rightarrow \frac{V}{T} = k$ o bé $V = k \cdot T$

EQUACIÓ DELS GASOS IDEALS

Les lleis donades per Boyle, Gay-Lussac i Charles es poden combinar per obtenir una equació que ens relacione les tres variables P , V i T per a una determinada quantitat de gas.

Suposem que tenim una certa quantitat de gas en un volum V_1 , a una pressió P_1 i a una temperatura T_1 . El sotmetem a dos processos consecutius, el primer (procés 1) a temperatura constant T_1 , on fem variar el volum (de V_1 a V_2) i per tant farà que varie la pressió (de P_1 a P'). A partir d'aquest estat realitzem el segon procés (procés 2) a volum constant V_2 , on en aquest cas farem variar la temperatura (de T_1 a T_2) i per tant variarà la pressió (de P' a P_2). La seqüència és la següent:



En el procés 1, com és a temperatura constant, es complirà la llei de Boyle: $P_1 V_1 = P' V_2$

En el procés 2, al ser a volum constant es complirà la llei de Gay-Lussac: $\frac{P'}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$

Aïllant P' del procés 2: $P' = \frac{P_2 \cdot T_1}{T_2}$; i substituint ara en el procés 1: $P_1 \cdot V_1 = \frac{P_2 \cdot T_1}{T_2} \cdot V_2$

Reorganitzant un poc ens queda que $\frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{P_2 \cdot V_2}{T_2}$

Per tant, hem obtingut que per a una determinada quantitat de qualsevol gas ideal, el valor del quocient entre el producte $P \cdot V$ i la temperatura T roman constant: $\frac{PV}{T} = k$. Aquesta constant, a la què hem anomenat k , dependrà de la quantitat de gas que tingam.

Si recordem que segons la primera hipòtesis d'Avogadro el volum d'un gas a pressió i temperatura constant és directament proporcional al nombre de molècules que conté, tindrem que també ho serà al número de mols de gas $V \propto n$, de manera que podem ficar la relació anterior en funció del número de mols com $\frac{PV}{T} = R \cdot n$, on n és el número de mols i R és la constant de proporcionalitat anomenada *constant dels gasos ideals*. Així, podem ficar finalment l'equació dels gasos ideals com:

$$PV = n R T \quad \text{on la constant } R \text{ val } R = 8,31 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1} = 0,0821 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$$

9. DISSOLUCIONS

Una solució és un sistema homogeni format per dues (dissolució) o més substàncies pures, les partícules de les quals tenen una grandària de 10^{-9} m aproximadament (àtoms, ions, molècules). És molt important el seu estudi, ja que a part de trobar-se en moltes substàncies com la sang, l'aigua que bevem, l'aire, etc., la majoria dels reactius al laboratori s'empren en forma de dissolució, per tal de fer-los reaccionar més ràpidament o per manipular-los amb més facilitat.

Els components de la dissolució són:

- Solut: és la fase dispersada que habitualment es troba en menor proporció. El representarem per una "s".
- Dissolvent: és la fase dispersant enmig de la qual es troba dispers el solut i que habitualment sol ser la que es troba en major proporció. En els medis aquosos el dissolvent és l'aigua. El representarem per una "d".

El conjunt de solut + dissolvent = dissolució, el representarem per "D".

La massa de la dissolució serà la suma de les masses de solut i dissolvent, $m_D = m_s + m_d$, però en general no es compleix pels volums: $V_D \neq V_s + V_d$

La *concentració* d'una dissolució és una magnitud que expressa la relació entre la quantitat de solut i la quantitat de dissolució, encara que de vegades expressa la relació entre la quantitat de solut i la quantitat de dissolvent. Segons la concentració podem classificar les dissolucions en *diluides* (baixa concentració), *concentrades* (alta concentració), *saturades* (aquelles que ja no admeten més solut, i si se l'afegeix precipitarà) i *sobresaturades* (que són aquelles que tenen més solut del que poden admetre, per exemple, un refresc amb gas dissolt).

Un altre concepte important en relació a les dissolucions és la *solubilitat*, que mesura la capacitat de dissoldre's un determinat solut en un determinat dissolvent. En altres termes, la solubilitat és la màxima quantitat de solut que es pot

dissoldre en una determinada quantitat de dissolvent. Aquesta depèn de la temperatura, i generalment en dissolucions aquoses es mesura en grams de solut per cada 100 grams de dissolvent.

Per expressar la concentració tenim diverses maneres. Les més comuns són la molaritat **M**, la molalitat **m**, la fracció molar de solut χ_s , el percentatge en massa **% en massa**, el percentatge en volum **% en volum** i els grams de solut per litre de dissolució **g/L**:

- Concentració molar. Molaritat M

S'indica amb la lletra M és el nombre de mols de solut per cada litre de dissolució: $M = \frac{n_{solut}}{V_{dissolució}}$, mesurada en mols/L. Per expressar una concentració molar d'una dissolució es posa primer el valor numèric i després la lletra M.

Exemple: Una dissolució 0,5 M (es llegeix 0,5 molar) de HCl significa que hi hauran 0,5 mols de HCl per cada litre de dissolució

- Concentració molal. Molalitat m

m és el nombre de mols de solut per cada kg de dissolvent: $m = \frac{n_{solut}}{m(Kg)_{dissolvent}}$, es mesura per tant en mols/kg

Exemple: Una dissolució 1,2 m (es llegeix 1,2 molal) de NaCl significa que hi hauran 1,2 mol NaCl per cada kg de dissolvent

- Fracció molar χ_s

Per a una dissolució composta per un solut i un dissolvent, la fracció molar de solut és el quocient entre el nombre de mols de solut i el nombre de mols totals: $\chi_s = \frac{n_s}{n_s + n_d}$. També es pot definir la fracció molar de dissolvent, com el

quocient $\chi_d = \frac{n_d}{n_s + n_d}$, de manera que s'ha de complir que $\chi_s + \chi_d = 1$. La fracció molar és una magnitud adimensional, per tant no tenen unitats.

La fracció molar sol utilitzar-se per exemple en dissolucions gasoses, on hi ha més de dos components en la dissolució.

- % en massa

És un valor percentual. Es tracta de la massa en grams de solut que hi ha per cada 100 grams de dissolució:

$\% \text{ en massa} = \frac{m_s(g)}{m_D(g)} \cdot 100$. Per exemple, en una dissolució al 20% en massa de H₂SO₄ hi han 20 grams de àcid sulfúric per cada 100 grams de dissolució.

- % en volum

És el volum en ml de solut que hi ha per cada 100 ml de dissolució: $\% \text{ en volum} = \frac{V_s(ml)}{V_D(ml)} \cdot 100$. Per exemple, una cervesa que té un 5% en volum d'alcohol indica que hi han 5 ml d'alcohol per cada 100 ml de cervesa.

- Concentració en massa g/L

Indica la massa de solut dissolta per cada litre de dissolució: $C \cdot \text{en massa} = \frac{m_s(g)}{V_D(L)}$, s'expressa en grams per litre g/L.

Notem que té les mateixes unitats que la densitat ($\rho = \frac{m}{V}$). No obstant són completament diferents. La densitat expressa la quantitat de massa que té un sistema material per unitat de volum, mentre que la concentració en massa fa referència a la massa de solut en grams que hi ha per litre de dissolució.

DISSOLUCIONS GASOSES

Qualsevol mescla de diferents gasos és una solució gasosa. Com a exemple tenim l'aire, compost aproximadament del 79% de N_2 , 21% d' O_2 , a més d'altres gasos com CO_2 , i en menor proporció vapor d'aigua i alguns altres.

En una dissolució gasosa en la que tots els gasos són ideals, cadascun del gas actuarà exactament igual que si foren el mateix gas pel que fa a les variables d'estat (pressió, temperatura, volum), ja que aquesta consideració de gas ideal suposava que tots els gasos estan formats per partícules puntuals de volum menyspreable, independentment del tipus de gas. Per tant, si tenim una mescla de gasos en un recipient, es complirà l'equació dels gasos ideals: $PV = n_T R T$, on n_T és el número de mols totals de tots els gasos ($n_T = n_a + n_b + n_c + \dots$), P la pressió total del recipient, T la temperatura i R la constant dels gasos ideals.

Per representar les concentracions dels diferents gasos s'utilitza sovint la fracció molar. Aquesta està relacionada amb un altra magnitud que anomenem *pressió parcial* i que definim a continuació:

«En una mescla de gasos, la pressió parcial de d'un d'ells és la pressió que aquest exerciria si ocupara ell sol tot el recipient»

Aleshores, si tenim una mescla de diferents gasos (gas A, gas B, ..), en un recipient de volum V i a una temperatura T , les pressions parcials de cadascun d'ells serien $P_A = \frac{n_A R T}{V}$, $P_B = \frac{n_B R T}{V}$, etc., on n_A , n_B , ... serien el número de mols de cadascun dels gasos.

Imaginem que la mescla conté dos gasos, gas A i gas B. Notem que si sumem les pressions parcials de cada obtenim el següent resultat:

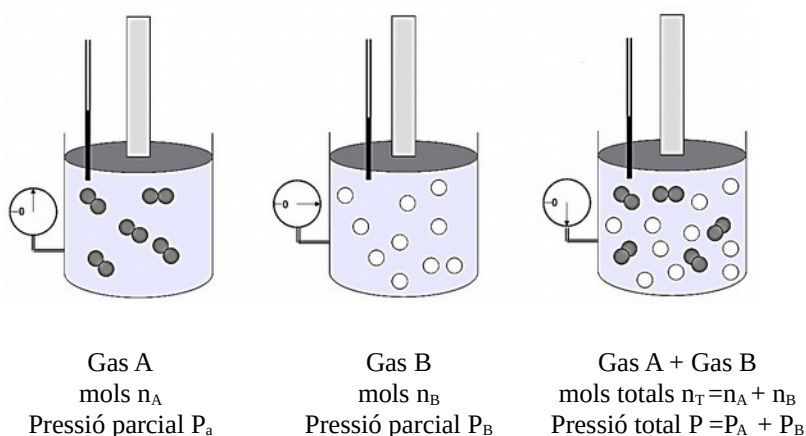
$$P_A + P_B = \frac{n_A R T}{V} + \frac{n_B R T}{V} = \frac{(n_A + n_B) R T}{V} = \frac{n_T R T}{V}, \text{ on } n_T \text{ és el número de mols totals de gas.}$$

Observem que el resultat obtingut és la pressió total P del recipient, ja que el resultat conté el número de mols totals, el volum i la temperatura del recipient. Per tant la relació obtinguda és que la suma de les pressions parcials dona la pressió total, o la *Llei de Dalton de les pressions parcials*, que s'enuncia de la següent manera:

"La pressió total d'una mescla gasosa és igual a la suma de les pressions parcials de tots els components de la mescla "

Per veure tot això gràficament suposem que en un recipient d'un cert volum V i a una temperatura T hi ha una mescla de dos gasos, la pressió parcial de cadascun d'ells seria la pressió que exercirien si ocuparen tots sols tot el volum. Podem veure-ho en el següent dibuix.

Mateix volum V i mateixa temperatura T



Un altra manera de definir les pressions parcials és utilitzant les fraccions molars. Recordem la definició de fracció molar però ara aplicada a qualsevol gas de la mescla, que anomenarem "i": $\chi_i = \frac{n_i}{n_T}$ on n_T és el número total de mols de la mescla de gasos.

Si dividim cadascuna de les pressions parcials entre la pressió total obtenim una relació entre aquestes i la fracció molar.

Per exemple, ho fem per al gas A, i simplifiquem directament:
$$\frac{P_A}{P} = \frac{\frac{n_A RT}{V}}{\frac{n_T RT}{V}} = \frac{n_A}{n_T}$$

Per tant obtenim que $\frac{P_A}{P} = \frac{n_A}{n_T}$, o bé $P_A = \frac{n_A}{n_T} P$. I així ocorreria per a cadascun dels gasos de la mescla. Com que el quocient $\frac{n_A}{n_T}$ és defineix com la fracció molar del gas A ($\chi_A = \text{n}^\circ \text{ mols del gas A} / \text{n}^\circ \text{ mols totals}$), tenim que la pressió parcial d'aquest la podem posar com $P_A = \chi_A \cdot P$. En general, podem enunciar aquest resultat com:

"La pressió parcial d'un gas en una mescla de gasos és igual a la fracció molar del gas multiplicada per la pressió total de la mescla"

Per a qualsevol gas "i" aquesta expressió quedaria com:

$$P_i = \chi_i P$$

on P_i és la pressió parcial del gas "i" de la mescla, χ_i és la fracció molar del gas "i" i P és la pressió total de la mescla de gasos que hi ha en el recipient.

Naturalment, es compleix que $\sum_i P_i = P$, és a dir, la suma de les pressions parcials de tots els gasos és igual a la pressió total del recipient.

EXERCICIS RESOLTS

1. Llei de Proust de les proporcions definides : 3,068 g de magnesi es cremen completament amb presència d'oxigen per formar 5,086 g d'òxid de magnesi. Calcula les masses necessàries de magnesi i oxigen per formar 423,5 g d'òxid de magnesi.

Solució:

Si es formen 5,086 g d'òxid de magnesi i d'aquests 3,068 g són de magnesi, aleshores tindrem que els grams d'oxigen són $5,086 - 3,068 = 2,018$ g d'oxigen. Per saber els grams que necessitem per formar 423,5 g d'òxid de magnesi podem utilitzar factors de conversió, ja que ara coneixem la proporció d'oxigen i magnesi en el compost:

Per saber els grams de magnesi que necessitem per formar 423,5 g d'òxid de magnesi:

$$423,5 \text{ g òxid de magnesi} \cdot \frac{3,068 \text{ g magnesi}}{5,086 \text{ g òxid de magnesi}} = 255,5 \text{ g de magnesi}$$

Per saber els grams d'oxigen que necessitem per formar 423,5 g d'òxid de magnesi:

$$423,5 \text{ g òxid de magnesi} \cdot \frac{2,018 \text{ g oxigen}}{5,086 \text{ g òxid de magnesi}} = 168,0 \text{ g d' oxigen}$$

2. Llei de Dalton de les proporcions múltiples : Els elements A i B poden formar compostos diferents. En el primer hi ha 8 g d'A per formar 26 g de compost. El segon compost té una composició centesimal del 25% d'A i del 75% de B. Es compleix la llei de les proporcions múltiples?

Solució:

La llei de les proporcions múltiples diu que les quantitats d'un mateix element que es combinen en una quantitat fixa d'un altre element per a formar diferents compostos, estan sempre en una relació de nombres enters senzills.

- En el primer compost tenim 8 g de l'element A i $26 \text{ g} - 8 \text{ g} = 18 \text{ g}$ de l'element B

- Per al segon compost la seua composició centesimal indica que per cada 100 g de compost, 25 g són de l'element A, i 75 son de l'element B

Per comprovar si es compleix la llei hem podem fer-ho triant una quantitat fixa d'un element. Per exemple, triem els 8 g d'A:

→ Del primer compost 8 g d'A es combinen amb 18 de B

→ Del segon compost hem de comprovar quants grams de B es combinen amb 8 g d'A.

Per saber quants grams de B es combinen amb 8 d'A en el segon compost ho fem amb un factor de conversió:

$$8 \text{ g A} \cdot \frac{75 \text{ g B}}{25 \text{ g A}} = 24 \text{ g de B}$$

Aleshores, ara ja tenim:

- En el primer compost tenim 8 g d'A i 18 g de B

- En el segon compost tenim 8 g d'A i 24 g de B

Ara ja podem comprovar si es compleix la llei de les proporcions múltiples, ja que dividint les masses de B que es combinen en una mateixa massa d'A obtenim $18/24 = 3/4$, una relació de nombres enters senzills.

NOTA: Un altra forma de plantejar el problema seria dividint les relacions que hi ha entre l'element A i l'element B que hi ha en els dos compostos. Si el resultat d'aquesta divisió és una relació de nombres enters senzills, també es verificarà la llei de les proporcions múltiples de Dalton. En aquest cas:

$$\frac{\text{relació entre A i B en el primer compost}}{\text{relació entre A i B en el segon compost}} \rightarrow \frac{\frac{8g A}{18g B}}{\frac{25g A}{75g B}} = \frac{4}{3}$$

Com el resultat és una relació entre nombres enters senzills, 4:3, es verifica la llei.

3. Calcul de magnituds molars, atòmiques i moleculars: Tenim 200 g d'àcid sulfúric H_2SO_4 . Calcula:

- La massa molecular de l'àcid sulfúric
- La quantitat de substància en mols que hi ha.
- Les molècules d'àcid sulfúric
- Els àtoms de H, O i S que hi han en total.

Dades: $A_r(H)=1$; $A_r(O)=16$; $A_r(S)=32$; $N_A = 6,022 \cdot 10^{23}$

Solució:

a) $M(H_2SO_4) = 2 \cdot 1 + 32 + 4 \cdot 16 = 98 \text{ u}$

b) Com la massa molar de l'àcid sulfúric és de 98 g/mol: $200 \text{ g } H_2SO_4 \cdot \frac{1 \text{ mol } H_2SO_4}{98 \text{ g } H_2SO_4} = 2 \text{ mols } H_2SO_4$

c) Com en 1 mol de qualsevol substància hi ha un número d'Avogadro de partícules, tindrem que:

$$2 \text{ mols } H_2SO_4 \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ molècules } H_2SO_4}{1 \text{ mol } H_2SO_4} = 1,2 \cdot 10^{24} \text{ molècules de } H_2SO_4$$

d) Per cada molècula de àcid sulfúric hi han 2 àtoms de H, 1 àtom de S i 4 àtoms de O, per tant tindrem:

- Àtoms de H: $2 \cdot 1,2 \cdot 10^{23} = 2,4 \cdot 10^{23}$ àtoms de H.

- Àtoms de S: $2 \cdot 1,2 \cdot 10^{23}$ àtoms de S.

- Àtoms de O: $4 \cdot 1,2 \cdot 10^{23} = 4,8 \cdot 10^{23}$ àtoms de O.

4. Equació dels gasos ideals: Calcula la massa molar d'un gas si 0,791 g d'aquest gas ocupen un volum de 1,22 L a una temperatura de 27°C i 1 atm de pressió.

Dades: $R=0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$

Solució:

De l'equació dels gasos ideals¹ $P \cdot V = n \cdot R \cdot T$, tenint en compte que el número de mols és igual al quocient entre la massa de gas en grams (m) i la seua massa molecular (M), tindrem que: $P \cdot V = \frac{m}{M} \cdot R \cdot T$, aleshores la massa molar serà:

$$M = \frac{m \cdot R \cdot T}{P \cdot V} = \frac{0,791 \cdot 0,082 \cdot (27 + 273)}{1 \cdot 1,22} = 15,95 \text{ g/mol}$$

¹ T és la temperatura absoluta, per tant si ens la donen en graus Celsius l'haurém de passar a Kelvins, sumant-li 273.

5. Equació dels gasos ideals: La massa molar del SO_3 és de 80 g/mol. Si es troba a 20°C i 4 atm de pressió, quina és la seua densitat?

Dades: $R=0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\text{K}^{-1}$

Solució:

De l'equació dels gasos ideals $P\cdot V=n\cdot R\cdot T$, tenint en compte que el número de mols és igual al quocient entre la massa de gas en grams (m) i la seua massa molecular (M), tindrem que: $P\cdot V=\frac{m}{M}\cdot R\cdot T$, i reorganitzant obtenim que:

$$\frac{P\cdot M}{R\cdot T}=\frac{m}{V} \quad . \text{ Aleshores com que la densitat és el quocient entre la massa i el volum } \rho=\frac{m}{V}, \text{ obtenim directament la}$$

$$\text{densitat: } \rho=\frac{P\cdot M}{R\cdot T}=\frac{4\cdot 80}{0,082\cdot (20+273)}=13,3 \text{ g/L}$$

6. Dissolucions: Calculeu la molaritat d'una dissolució comercial d'àcid clorhídric HCl de riquesa 20% i densitat $\rho = 1,095 \text{ g/mL}$

Dades: $A_r(\text{H})=1$; $A_r(\text{Cl})=35,5$

Solució:

Primer calculem la massa molar de l'àcid clorhídric, ja que la necessitem: $M_r(\text{HCl})=36,5$

La densitat indica que hi han 1,18 grams de dissolució per cada mil·lilitre d'aquesta. L'expressem en grams per litre: $\rho = 1095 \text{ g/L}$

Si el 20% és la riquesa de la dissolució, vol dir que per cada 100 g de dissolució, hi han 20 g de solut que és l'àcid clorhídric.

Per calcular la molaritat, necessitem saber els mols de solut per litre de dissolució: $M=\frac{n_{\text{solut}}}{V_{\text{dissolució}}}$. Com que la densitat

és de 1095 g/L, tindrem que en un litre de dissolució hi han 1095 grams de dissolució. Si agafem aquesta quantitat de dissolució, només hem de calcular els mols de solut que conté tenint en compte la seua riquesa. Ho podem fer tot amb successius factors de conversió:

$$\frac{1095 \text{ g dissolució}}{1 \text{ L de dissolució}} \cdot \frac{20 \text{ g HCl}}{100 \text{ g dissolució}} \cdot \frac{1 \text{ mol HCl}}{36,5 \text{ g HCl}} = 6 \text{ mols/L}$$

7. Dissolucions: Indica com prepararies 100 mL d'una dissolució 0,5M de hidròxid de calci $\text{Ca}(\text{OH})_2$ a partir d'un altra que té una concentració 2,5 M.

Solució:

Volem preparar 100 mL de dissolució 0,5 M de $\text{Ca}(\text{OH})_2$. Primer calculem els mols de hidròxid de calci que contindrà. Ho fem amb un factor de conversió utilitzant la molaritat, que indica que hi han 0,5 mols de solut per cada litre de dissolució:

$$0,1 \text{ L dissolució} \cdot \frac{0,5 \text{ mols Ca}(\text{OH})_2}{1 \text{ L dissolució}} = 0,05 \text{ mols Ca}(\text{OH})_2$$

Aquests 0,05 mols de hidròxid de calci els haurem d'obtenir a partir de l'altra dissolució, així que anem a calcular el volum necessari de dissolució 2,5M que contindran 0,05 mols, utilitzant la molaritat mitjançant un factor de conversió:

$$0,05 \text{ mols Ca}(\text{OH})_2 \cdot \frac{1 \text{ L dissolució}}{2,5 \text{ mols Ca}(\text{OH})_2} = 0,02 \text{ L de dissolució}$$

Així, la dissolució de $\text{Ca}(\text{OH})_2$ i de concentració 0,5M que ens demanen s'haurà de preparar amb 20 mL de dissolució 2,5M i posteriorment afegint aigua fins a completar el volum de 100 mL.

8. Dissolucions: Es vol preparar 500 mL d'una dissolució d'àcid clorhídric 2M. Calcula els grams de solut que necessitem i explica com ho faries si disposes d'un àcid comercial del 37% de riquesa en pes i densitat 1,18 g/mL

Dades: $A_r(\text{H})=1$; $A_r(\text{Cl})=35,5$

Solució:

La massa molar de l'àcid clorhídric és $M(\text{HCl})=36,5 \text{ g/mol}$

Contestant a la primera pregunta, calculem primer els mols de àcid clorhídric que contindran els 500 mL de dissolució 2M que volem preparar, i després directament ho passem a grams, utilitzant factors de conversió:

$$0,5 \text{ L dissolució} \cdot \frac{2 \text{ mols HCl}}{1 \text{ L dissolució}} \cdot \frac{36,5 \text{ g HCl}}{1 \text{ mol HCl}} = 36,5 \text{ g de HCl} \quad , \text{ que corresponen a 1 mol de HCl.}$$

Ara tenim que calcular el volum de la dissolució comercial que necessitem per preparar la dissolució problema. Aquest volum tindrà que contindre 1 mol de HCl. Utilitzant factors de conversió, primer passem aquest mol a grams, després utilitzem la riquesa per saber els grams de dissolució que necessitem:

$$1 \text{ mol HCl} \cdot \frac{36,5 \text{ g HCl}}{1 \text{ mol HCl}} \cdot \frac{100 \text{ g dissolució}}{37 \text{ g HCl}} = 98,6 \text{ g de dissolució}$$

Per tant, necessitem 98,6 g de dissolució al 37%.. Per últim tenint en compte que la densitat és 1,18 g/mL, la qual cosa indica que en 1 L de dissolució hi han 1180 g de dissolució, calculem el volum que ocuparia aquesta massa:

$$98,6 \text{ g de dissolució} \cdot \frac{1 \text{ L de dissolució}}{1180 \text{ g de dissolució}} = 0,0836 \text{ L de dissolució}$$

Per tant, tenim que agafar 83,6 mL de dissolució al 37% de riquesa i completar-los amb aigua fins a 500 mL de manera que aquesta dissolució tindrà una concentració 2M.

9. Mescles de gasos: En un recipient inicialment buit de 21,75 L es fiquen 4 g de metà (CH_4) i 6 g d'età (C_2H_6) a una temperatura de 22°C. Calcula la pressió total de la mescla i la pressió parcial de cada gas.

Dades: $A_r(\text{C}) = 12$; $A_r(\text{H}) = 1$

Solució:

Primer calculem les masses molars:

$$M(\text{CH}_4) = 12 + 4 \cdot 1 = 16 \text{ g/mol}$$

$$M(\text{C}_2\text{H}_6) = 2 \cdot 12 + 6 \cdot 1 = 30 \text{ g/mol}$$

Amb els grams i les masses molars, calculem els mols de cada gas que hi haurà en la mescla:

$$\text{Per al metà: } 4 \text{ g CH}_4 \cdot \frac{1 \text{ mol CH}_4}{16 \text{ g CH}_4} = 0,25 \text{ mols de CH}_4$$

$$\text{Per a l'età: } 6 \text{ g C}_2\text{H}_6 \cdot \frac{1 \text{ mol C}_2\text{H}_6}{30 \text{ g C}_2\text{H}_6} = 0,2 \text{ mols de C}_2\text{H}_6$$

Per tant, el número de mols totals de gasos que hi haurà en la mescla, que anomenen n_T , serà $n_T = 0,2 + 0,25 = 0,45$ mols de gas. Per calcular la pressió total utilitzem la llei dels gasos ideals tenint en compte que hi han 0,45 mols de gasos en total:

$$P \cdot V = n_T \cdot R \cdot T \rightarrow P = n_T \cdot R \cdot T / V = 0,5 \text{ atm.}$$

Per calcular les pressions parcials de cada gas, utilitzem la fórmula $P_i = \chi_i P$, on P_i és la pressió parcial d'un gas en

concret, χ_i és la fracció molar d'aquest gas i P és la pressió total que hi ha en el recipient on està la mescla. Així:

Per al metà, la pressió parcial serà:
$$P_{\text{metà}} = \chi_{\text{metà}} \cdot P = \frac{n_{\text{metà}}}{n_T} \cdot P = \frac{0,25}{0,45} \cdot 0,5 = 0,28 \text{ atm}$$

Per a l'età, la pressió parcial serà:
$$P_{\text{età}} = \chi_{\text{età}} \cdot P = \frac{n_{\text{età}}}{n_T} \cdot P = \frac{0,2}{0,45} \cdot 0,5 = 0,22 \text{ atm}$$

Podem comprovar que efectivament la pressió total del recipient que conté els dos gasos és la suma de les pressions parcials de cadascun dels gasos de la mescla $P = P_{\text{metà}} + P_{\text{età}} \rightarrow 0,28 + 0,22 = 0,5 \text{ atm}$