bombers

MAN.GRAL.004
V.1

SGO

Manual Operatiu

Manual operatiu bàsic de Química

Generalitat de Catalunya

Control de versions

Versió	
01	**Unitat redactora:** Unitat redactora
	Data de redacció de la versió: 01/02/2026
	Canvis: Redacció inicial del document

Índex

1. Introducció 5
1.1. Objectiu del manual 5
2. Estructura de la matèria 6
2.1. Àtoms i molècules 6
2.2. Polaritat de les molècules 7
2.3. Nombre atòmic i nombre màssic 7
2.4. Isòtops 7
3. Enllaços químics 8
3.1. Enllaços interatòmics 8
3.1.1. Enllaç iònic 8
3.1.2. Enllaç covalent 9
3.1.3. Enllaç metàl·lic 9
3.2. Forces intermoleculars 10
4. Reaccions químiques 11
4.1. Tipus de reaccions 11
4.1.1. Reacció de síntesi 11
4.1.2. Reacció de descomposició 12
4.1.3. Reacció de substitució simple 12
4.1.4. Reacció de substitució doble 12
4.1.5. Reacció àcid-base (neutralització) 12
4.1.6. Reacció de combustió 13
4.1.7. Reaccions oxidació-reducció (redox) 13
4.2. Llei de conservació de la massa 13
5. Esteoquimetria 14
5.1. Relacions quantitatives 14
5.2. Mols i massa molar 14
5.3. Volum molar 14
5.4. Reactiu limitant i excés 15
6. Estats de la matèria 15
6.1. Sòlid, líquid i gasós 15
6.2. Canvi d'estat i diagrama de canvis d'estat 16
6.2.1. Ebullició 17
6.2.2. Evaporació 17
6.3. Estat gasós 19
6.3.1. Teoria cinètico-molecular 19
6.3.2. La llei general dels gasos 19
6.3.3. Llei de Boyle-Mariotte 19
6.3.4. Llei de Gay-Lussac 20
6.3.5. Llei de Charles 20
7. Termoquímica 21

7.1. Energia i reaccions químiques 21
7.2. Entalpia, calor i treball 21
7.3. Calor i temperatura 22
7.3.1. Calor específica 23
7.3.2. Calor latent 24
8. Hidrocarburs (alcans, alquens, alquins) 25
8.1. Alcans 25
8.2. Alquens 25
9. Propietats físiques i químiques 26
9.1. Densitat 26
9.2. Conductivitat tèrmica 27
9.3. Conductivitat elèctrica 28
9.4. Viscositat 29
9.5. Tensió superficial 29

En aquest text, per a les referències fetes a col·lectius, s'ha utilitzat el masculí amb valor genèric.

1. Introducció

La química és la ciència que estudia la composició, l'estructura, les propietats i les transformacions de la matèria. Analitza tant els components microscòpics —àtoms, ions i molècules— com els processos que en determinen el comportament macroscòpic.

L'objectiu principal de la química és comprendre com i per què la matèria es transforma, així com les lleis que regeixen aquestes transformacions.

Els camps de la química són amplis i interrelacionats, i alguns dels més rellevants són:

- **Química general:** Estableix els fonaments sobre la naturalesa de la matèria i els seus canvis.
- **Química inorgànica:** Estudia els compostos que no es basen principalment en carboni.
- **Química orgànica:** S'ocupa dels compostos de carboni i les seves reaccions.
- **Química física:** Analitza els principis teòrics que expliquen el comportament de les substàncies.
- **Química analítica:** Desenvolupa tècniques per identificar i quantificar components de la matèria.

La química és essencial per entendre múltiples fenòmens naturals i processos industrials, i té un paper fonamental en camps com la salut, la tecnologia, la investigació científica i la seguretat.

1.1. Objectiu del manual

Algunes de les disciplines de la química es tracten en manuals més específics, mentre que d'altres queden fora de l'abast d'un document introductori. En aquest **manual de química**, centrarem l'atenció en els conceptes fonamentals necessaris per comprendre:

- l'estructura de la matèria
- els tipus d'enllaç químic
- les propietats dels materials
- els processos de transformació química més rellevants.

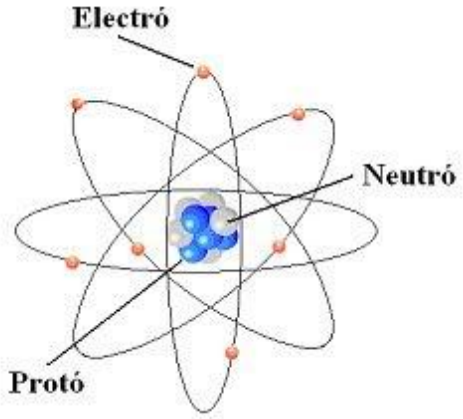
Aquests continguts proporcionen els coneixements essencials per interpretar el comportament de substàncies i materials que es troben habitualment en l'activitat operativa, tècnica i preventiva dels bombers. La comprensió d'aquests principis contribueix a una millor gestió de situacions que impliquen materials perillosos, reaccions químiques espontànies, combustions i altres fenòmens relacionats amb la matèria i la seva transformació.

2. Estructura de la matèria

2.1. Àtoms i molècules

Els àtoms són les partícules elementals que formen qualsevol substància. Les seves dimensions són molt reduïdes, de manera que qualsevol substància que observem està formada per milions d'àtoms.
Tot i que l'àtom sigui molt petit, està format per tres tipus de partícules més petites: **protons, neutrons i electrons**. Els protons i els neutrons estan situats en el centre de l'àtom, mentre que els electrons estan situats a la part més externa.

- **Protons**: són dins el nucli de l'àtom, tenen càrrega elèctrica positiva. És el que ens defineix l'element, a diferent nombre de protons parlem d'àtoms diferents (or, hidrogen...).
- **Neutrons**: són dins el nucli de l'àtom i no tenen càrrega. Els àtoms d'un mateix element poden tenir més o menys neutrons, cosa que en fa variar les propietats. Quan el nombre de neutrons no és el normal llavors parlem d'isòtops.
- **Electrons**: Donen voltes com satèl·lits al voltant del nucli i tenen càrrega negativa. Quan tenim més o menys electrons del normal parlem d'ions, i és el que ens marca la càrrega elèctrica de l'àtom.



Els àtoms són les peces de construcció amb les quals està fet l'univers. Existeixen uns cent tipus d'àtoms diferents. Cadascun d'ells se simbolitza amb una o dues lletres (el símbol químic) que solen correspondre a les inicials del seu nom. Així, per exemple, el símbol H correspon als àtoms d'hidrogen, el símbol C correspon als àtoms de carboni, etc.

Els àtoms tendeixen a agrupar-se entre ells i formar substàncies diferents. A la combinació de diversos àtoms se l'anomena **molècula**, que és una unió més o menys estable i sovint presenta propietats noves, diferents de les dels àtoms per separat.

Les molècules es representen mitjançant la fórmula química, que conté els símbols dels àtoms que la constitueixen (lletres) i la quantitat de cadascun (número). Per exemple, la fórmula de l'aigua és H_2O.

2.2. Polaritat de les molècules

Segons el tipus d'àtoms que formen una molècula i la manera en què s'uneixen, apareixen càrregues elèctriques en parts diferents de la molècula. Les substàncies que presenten aquesta característica s'anomenen polars, mentre que les que no tenen càrrega s'anomenen no polars.

L'aigua és un exemple de substància polar i els hidrocarburs són exemples de substàncies no polars. La polaritat d'una molècula influirà en algunes propietats d'aquella substància com, per exemple, la solubilitat. Les substàncies que siguin polars, com la sal, l'alcohol, etc., es dissoldran en aigua i altres dissolvents polars; mentre que les substàncies no polars només es dissoldran en dissolvents no polars.

L'explicació d'això és que les molècules polars sempre s'atreuen les unes a les altres com imants, per tant mai no deixaran espai entre elles per a molècules que no siguin polars com elles. Encara que ens sembli el contrari, no és l'oli que no es vol barrejar amb l'aigua, sinó l'aigua que no deixa que l'oli s'hi barregi.

2.3. Nombre atòmic i nombre màssic

El nucli d'un àtom està format per protons i neutrons, coneguts conjuntament com a nucleons.

El **nombre atòmic (Z)** és el nombre de protons que té el nucli de l'àtom. En un àtom neutre aquest nombre també coincideix amb el nombre d'electrons. Cada element químic es distingeix dels altres pel seu nombre atòmic.

El **nombre neutrònic (N)** és el nombre de neutrons que hi ha al nucli de l'àtom.

El **nombre màssic (A)** és el total de partícules del nucli, és a dir, la suma de protons i neutrons (A = Z + N).

La representació d'un nucli atòmic es fa mitjançant el símbol de l'element acompanyat dels nombres (Z) i (A) al costat. Segons les recomanacions de la IUPAC (Unió Internacional de Química Pura i Aplicada), aquests nombres s'escriuen a l'esquerra del símbol de l'element: el nombre atòmic (Z) en posició inferior i el nombre màssic (A) en posició superior. ${}^{A}_{Z}X$

2.4. Isòtops

La majoria dels elements químics estan formats per una barreja d'àtoms que tenen el mateix **nombre atòmic (Z)**, però un **nombre màssic (A)** diferent. Aquests àtoms s'anomenen **isòtops**. Tots els isòtops d'un element tenen el mateix nombre de protons, però varien en el nombre de neutrons.

Per identificar-los s'utilitza habitualment una notació abreujada que indica únicament el nombre màssic o bé aquest nombre a continuació del símbol químic (per exemple: O-16, O-18, U-235, U-238, etc.)

En les mescles d'isòtops d'un mateix element, sovint n'hi ha un que és significativament més abundant que els altres. La **massa atòmica** d'un element (la que apareix a la taula periòdica) és la mitjana ponderada de les masses dels seus isòtops segons la seva abundància. Actualment aquesta massa es pot determinar amb gran precisió amb l'**espectrògraf de masses.**

En el cas de l'hidrogen, es coneixen tres isòtops:

- L'isòtop **H-1**, anomenat **proti**, és el més abundant.
- L'isòtop **H-2** anomenat **deuteri** o hidrogen pesant i es representa amb el símbol D.
- corregit · DGPEIS 10/2026 – L'isòtop **H-3**, conegut com a **triti**, es representa amb el símbol T.

3. Enllaços químics

L'**enllaç químic** és el fenomen fisicoquímic mitjançant el qual dos o més àtoms o ions s'uneixen per formar compostos químics, amb l'objectiu d'assolir una major estabilitat. Per tant, dos àtoms s'enllacen quan l'energia del sistema resultant és inferior a la que presentaven de manera separada.

La major part de les substàncies que es troben a la natura estan constituïdes per conjunts d'àtoms units entre sí. La naturalesa dels enllaços i la seva disposició espacial determinen les propietats de cada substància. Això confereix una gran rellevància a l'estudi de l'enllaç químic, que constitueix una de les àrees fonamentals de la química.

En termes generals, els enllaços químics es classifiquen en dos grups principals: enllaços interatòmics i enllaços intermoleculars.

3.1. Enllaços interatòmics

Els **enllaços interatòmics** són unions que es formen entre àtoms quan aquests intercanvien o comparteixen electrons de valència, és a dir, els electrons situats a la capa més externa. Aquest procés permet que els àtoms assoleixin configuracions electròniques més estables.
En funció de com es produeix aquesta transferència o compartició d'electrons, distingim tres tipus principals d'enllaç interatòmic:

3.1.1. Enllaç iònic

L'enllaç iònic es forma entre un **metall**, que tendeix a **cedir electrons**, i un **no metall**, que tendeix a **captar-ne**. En aquesta transferència d'electrons, cada àtom es converteix en un **ió**:

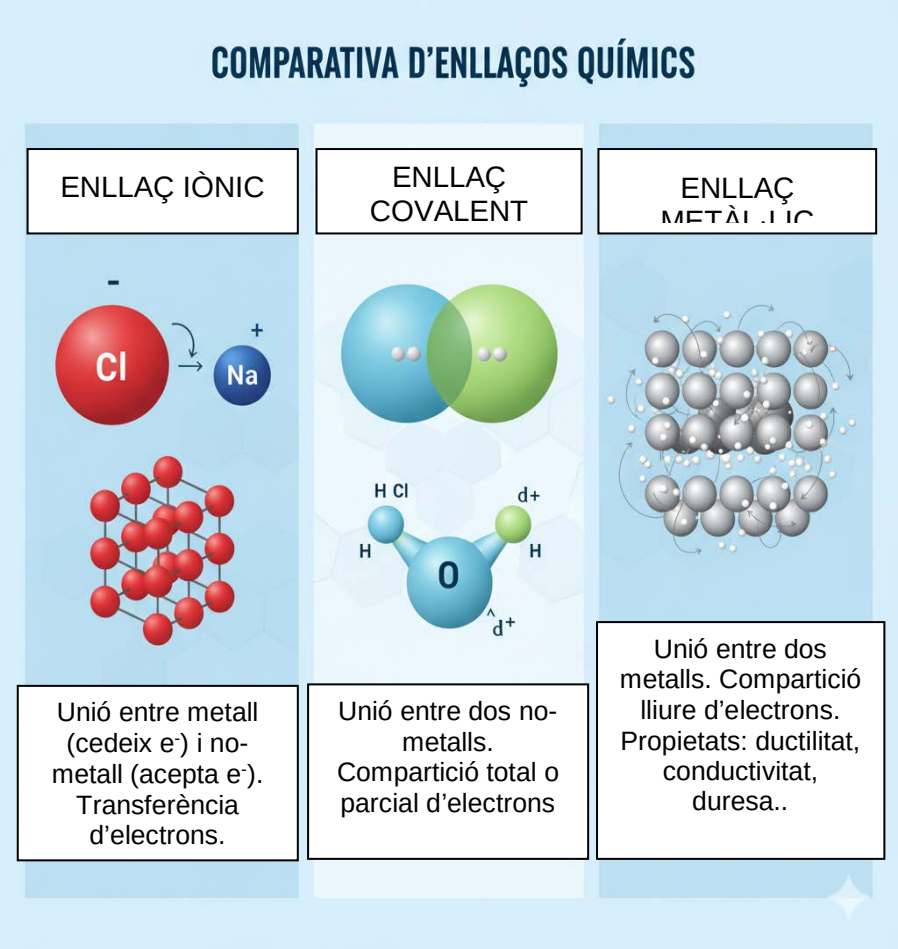
el metall es transforma en un **catió** (càrrega positiva) i el no metall en un **anió** (càrrega negativa). La forta atracció electroestàtica entre aquests ions de signe oposat els manté units, donant lloc a xarxes iòniques. Així, ambdós àtoms assoleixen una configuració electrònica més estable, similar a la d'un gas noble.

3.1.2. Enllaç covalent

L'enllaç covalent es produeix quan **dos àtoms no metàl·lics** comparteixen un o més **electrons de valència** per assolir l'estabilitat. Aquesta compartició pot ser equilibrada o desigual. Quan un dels àtoms atrau més fortament els electrons compartits, es generen **dipols**, és a dir, zones de la molècula amb lleugeres càrregues positives i negatives.

3.1.3. Enllaç metàl·lic

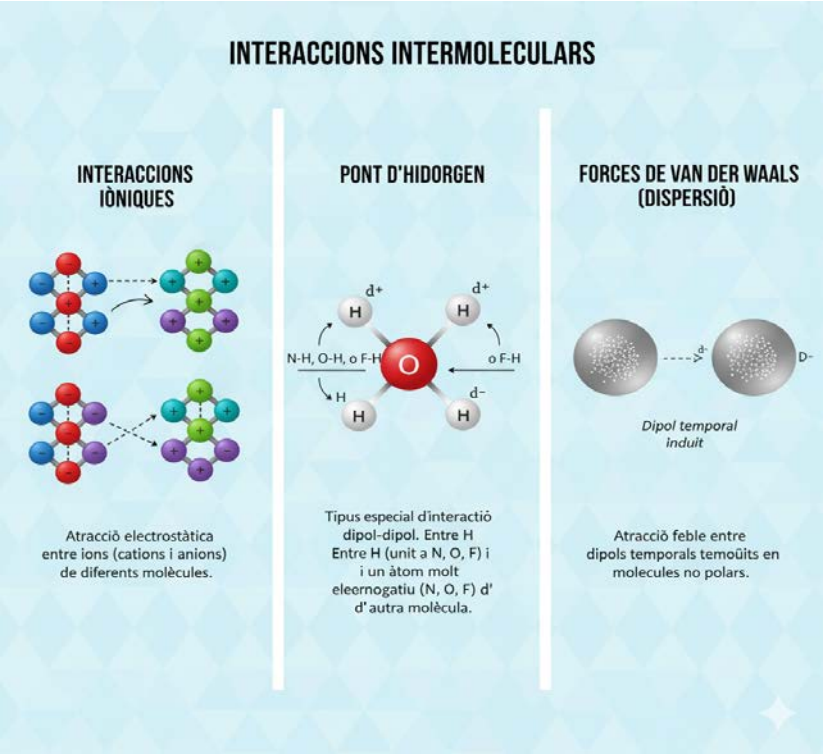
L'enllaç metàl·lic és la unió característica dels **metalls**, en què els àtoms comparteixen els seus electrons més externs. Aquests electrons es mouen lliurement formant un **núvol electrònic** que envolta els nuclis metàl·lics. Aquesta estructura confereix als metalls les seves propietats típiques: **conductivitat elèctrica i tèrmica**, **ductilitat**, **mal·leabilitat** i, sovint, **duresa**.



3.2. Forces intermoleculars

Les **forces intermoleculars** són atraccions que es produeixen entre molècules (no a dins la molècula), quan diversos àtoms comparteixen electrons per constituir una unitat estable. Aquestes forces d'atracció entre molècules reben el nom d'**enllaços intermoleculars** i són considerablement més febles que els enllaços interatòmics (iònics, covalents i metàl·lics). Aquestes forces expliquen per què una substància és sòlida, líquida o gasosa i per què algunes s'evaporen més ràpid que d'altres. Les principals forces intermoleculars són:

- **Interaccions iòniques**: Són atraccions entre ions amb càrregues oposades de molècules diferents. Un **catió** (càrrega positiva) i un **anió** (càrrega negativa) s'atreuen amb força, igual que un imant que uneix els pols "+" i "–". Aquest tipus d'interacció fa que moltes substàncies iòniques siguin sòlides i tinguin punts de fusió alts.
- **Pont d'hidrogen**: És un tipus especial d'atracció que passa quan un **hidrogen** està unit a un àtom molt **electronegatiu** (com O, N o F) i es troba a prop d'un altre àtom electronegatiu d'una altra molècula. Això crea una atracció molt forta, més intensa que altres forces intermoleculars. Un exemple clàssic és l'aigua: els ponts d'hidrogen expliquen per què té un punt d'ebullició tan alt, per què el gel flota i per què l'aigua pot dissoldre moltes substàncies.
- **Forces de Van der Waals** (també conegudes com a forces de dispersió o forces de London): Es presenten en totes les substàncies moleculars i impliquen l'atracció entre dipols temporalment induïts en molècules no polars. Aquestes forces són més dèbils que les interaccions dipol-dipol permanents, però resulten importants per a la cohesió de substàncies com els gasos nobles o les molècules orgàniques no polars.



4. Reaccions químiques

Una reacció química és un procés mitjançant el qual una o més substàncies (anomenades reactius) es transformen en una o més substàncies diferents (anomenades productes). Durant aquest procés, es produeix una reorganització dels àtoms, que implica la ruptura i formació d'enllaços químics.

Reactius → Productes

Segons la teoria atòmica, una reacció química és un reagrupament d'àtoms, els quals es trobaven inicialment enllaçats formant molècules i que se separen per enllaçar-se de nou, de manera diferent, per formar altres molècules. Per tant, una reacció química és un trencament dels enllaços que uneixen uns àtoms determinats, que formen unes molècules determinades, i un reagrupament d'aquests mateixos àtoms amb uns nous enllaços per formar unes molècules diferents.

En les reaccions químiques la massa es conserva (Llei de Lavoisier) i hi ha una relació constant entre les masses de les substàncies que intervenen en una determinada reacció (Llei de Proust). Les reaccions químiques es representen simbòlicament mitjançant una equació química.

La conservació de la massa en una reacció química suposa la conservació dels àtoms. És a dir, tant a la primera part de l'equació com a la segona, hi ha d'haver els mateixos àtoms de cada element. A les fórmules s'indica, amb els coeficients, la quantitat relativa de molècules de cada tipus necessària per tal que la conservació dels àtoms es compleixi. La col·locació de coeficients és l'ajustament de l'equació.

4.1. Tipus de reaccions

4.1.1. Reacció de síntesi

Unió de dues o més substàncies simples per formar un compost més complex.

$$A+B \rightarrow AB$$

Exemple aplicat: Formació de compostos extintors. Per exemple, l'hidròxid de calci (calç viva apagada) es forma quan la calç viva reacciona amb aigua:

$$CaO + nH_2O \rightarrow Ca(OH)_2$$

Aquest hidròxid de calci s'empra en pastes extinguidores per neutralitzar gasos àcids i calor.

4.1.2. Reacció de descomposició

Un compost es divideix en dues o més substàncies més simples, sovint per acció de calor (piròlisi).

$$AB \rightarrow A+B$$

Exemple en incendis: Degradació tèrmica de materials orgànics:

$$C_6H_{10}O_5(\text{cel·lulosa}) \xrightarrow{T\uparrow} C_xH_y+CO+CO_2+\ldots$$

Aquest procés genera gasos inflamables i fum tòxic, clau per a l'anàlisi de la cinètica de l'incendi i la ventilació de fum.

4.1.3. Reacció de substitució simple

Un element reemplaça un altre en un compost.

$$A+BC \rightarrow AC+B$$

Exemple aplicat: Reacció de desplaçament de sals metàl·liques en ambients d'incendi:

$$Zn+CuSO_4 \rightarrow ZnSO_4+Cu$$

Indica la capacitat d'alguns metalls de reduir ions metàl·lics, rellevant en anàlisi forense de residus metàl·lics després d'un incendi.

4.1.4. Reacció de substitució doble

Intercanvi d'ions entre dos compostos formant dos compostos nous.

$$AB+CD \rightarrow AD+CB$$

Exemple aplicat: Quan es barregen aigua i additius escumògens, els ions presents a l'aigua (sobretot si és dura, amb molta concentració de calci i magnesi) poden reaccionar amb alguns components del concentrat d'escuma. Aquest intercanvi d'ions pot donar lloc a precipitacions sòlides, com ara sals insolubles, que redueixen la capacitat de generar escuma, fan que l'escuma sigui menys estable i poden arribar a obstruir canonades o injectors.

4.1.5. Reacció àcid-base (neutralització)

Un àcid (HA) i una base (BOH) reaccionen per formar una sal (BA) i aigua.

$$HA+BOH \rightarrow BA+H_2O$$

Exemple aplicat: En intervencions amb vessaments de substàncies químiques fortament àcides (àcid clorhídric - HCL) o bàsiques (sosa càustica - NaOH), s'aplica neutralització amb substàncies contràries abans del transvasament o descontaminació per reduir corrosivitat, toxicitat o fins i tot vapors perillosos.

$$HCl+NaOH \rightarrow NaCl+H_2O$$

4.1.6. Reacció de combustió

Una substància, sovint un hidrocarbur, reacciona amb l'oxigen alliberant calor, CO_2 i H_2O.

$$CxHy+O2 \rightarrow CO2+H2O+energia$$

4.1.7. Reaccions oxidació-reducció (redox)

Transferència d'electrons entre substàncies; una s'oxida (perd electrons) i l'altra es redueix (guanya electrons).
Exemple aplicat: L'oxidació de ferro en estructures metàl·liques febles durant un incendi intens:

$$4Fe+3O_2 \rightarrow 2Fe_2O_3$$

Clau per planificar accions tècniques d'estabilització d'estructures calentes.

4.2. Llei de conservació de la massa

La **llei de conservació de la massa**, formulada per Antoine Lavoisier el 1789, estableix que en una reacció química realitzada dins d'un sistema tancat, **la massa total dels reactius és igual a la massa total dels productes**. Això vol dir que la matèria **no es crea ni es destrueix**, sinó que simplement **canvia de forma o de combinació**. Per tant, abans i després d'un procés químic, la suma de les masses es manté constant sempre que no hi hagi pèrdues ni aportacions externes. En l'àmbit de bombers, aquesta idea és especialment útil. Per exemple:

- **Càlcul de la quantitat d'agent extintor**: per aplicar escuma, pols o CO_2 de manera eficient, cal saber quina massa cal aplicar perquè cobreixi el combustible sense excedir-se.
- **Neutralització de productes perillosos**: quan s'utilitza aigua o additius per neutralitzar àcids o bases, conèixer la massa dels reactius i dels productes permet evitar una reacció descontrolada o la generació de grans quantitats de residus.
- **Simulació i formació en combustions**: en la combustió completa del metà, 16 g de CH_4 reaccionen amb 64 g d'O_2 per produir 44 g de CO_2 i 36 g d'H_2O. Aquest tipus de càlcul permet estimar quins **volums de gasos** s'alliberaran i quanta **calor** es generarà, informació essencial per planificar la ventilació d'espais tancats i protegir els equips d'intervenció.

Així, comprendre i aplicar el balanç de masses no és només un concepte teòric: és una eina pràctica i fonamental en moltes situacions d'emergència, tant en extinció d'incendis com en actuacions amb substàncies perilloses.

5. Esteoquimetria

La paraula estequiometria prové de les paraules gregues "stoicheion" (element) i "metron" (mesura).
L'objecte de l'estequiometria és l'estudi de les relacions entre les quantitats de reactius i de productes que intervenen en una reacció. L'equació química d'una reacció, un cop igualada, ens permet realitzar càlculs sobre la quantitat d'un reactiu necessari per a obtenir una determinada quantitat de producte, o sobre la quantitat d'un producte obtingut a partir d'una determinada quantitat d'un reactiu. Aquests càlculs s'anomenen càlculs estequiomètrics.

5.1. Relacions quantitatives

L'estequiometria s'ocupa de les proporcions numèriques amb què es combinen i es formen les substàncies en una reacció química. A partir de l'equació química ajustada, podem determinar quants mols o grams d'un producte s'obtindran a partir d'una certa quantitat de reactiu, i viceversa. Aquest càlcul es basa en la relació molar de cada substància, que ve donada pels coeficients estequiomètrics de l'equació.

5.2. Mols i massa molar

La quantitat de matèria s'expressa en mols (mol), on 1 mol correspon al nombre d'Avogadro ($6{,}022 \cdot 10^{23}$ entitats). La massa molar (M) indica els grams que té 1 mol d'una substància i es calcula sumant les masses atòmiques dels elements segons la seva fórmula. Per exemple, per a l'aigua (H_2O), $M(H_2O) = 2 \cdot 1{,}008$ g/mol + 16,00 g/mol = 18,016 g/mol. Així, per convertir grams en mols emprarem la relació:

$$n=\frac{m}{M}$$

on ***M*** és la massa molar, ***n*** és el nombre de mols i ***m*** la massa en grams.

5.3. Volum molar

En condicions normals de temperatura i pressió (0 °C i 1 atm), 1 mol de gas ocupa un volum aproximat de 22,4 L, anomenat volum molar (V_m). Per a càlculs amb altres condicions, s'aplica la llei dels gasos ideals:

$$PV=nRT$$

on ***P*** és la pressió, ***V*** el volum, ***n*** el nombre de mols, ***R*** la constant de gasos (0,0821 L·atm/mol·K) i ***T*** la temperatura en graus Kelvin.

Aquest concepte és clau quan es calcula l'oxigen necessari per a la combustió o quan es valora la quantitat de gasos generats durant un incendi.

5.4. Reactiu limitant i excés

Quan dos (o més) reactius reaccionen, el reactiu limitant és aquell que s'esgota primer i, per tant, determina la quantitat màxima de producte que es pot formar. El reactiu en excés resta després de la reacció.

Per identificar-los:
1. Calcular els mols de cada reactiu disponibles a partir de les masses i les masses molars.
2. Dividir aquests mols pels coeficients estequiomètrics corresponents de l'equació ajustada.
3. El valor més petit indica el reactiu limitant.

Per exemple, en la combustió del propà: $C_3H_8 + 5\,O_2 \rightarrow 3\,CO_2 + 4\,H_2O$

Si disposem de 2 mol de C_3H_8 i 8 mol d'O_2, calculem les proporcions:
Propà: 2 mol / 1 = 2
Oxigen: 8 mol / 5 = 1,6

Com que 1,6 < 2, l'O_2 és el reactiu limitant i el propà restarà en excés. Això permet planificar millor la dosi de comburent i d'agent extintor en operacions d'extinció, evitant rendiments incomplets o malbarataments de materials.

6. Estats de la matèria

6.1. Sòlid, líquid i gasós

Tota la matèria que ens envolta presenta tres possibles estats: sòlid, líquid o gasós. Cada substància adopta un d'aquests estats en funció de com siguin les forces que uneixen els àtoms o les molècules de què consta.

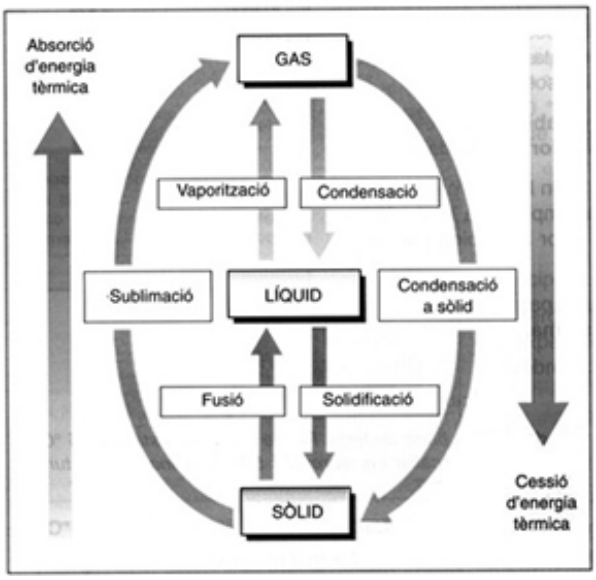
- **Sòlids**: les forces de cohesió entre àtoms són prou intenses per evitar que es moguin lliurement. Com a conseqüència, un sòlid té forma i volum propi.
- **Líquids**: les forces de cohesió entre àtoms no són tan grans. Les molècules poden moure's però no separar-se. Per això, els líquids tenen volum propi però no tenen forma, agafa la forma del recipient que el conté.
- **Gasós:** les forces de cohesió entre àtoms són molt febles i permeten que les molècules se separin. Un gas no té ni forma ni volum, de fet un gas ocupa sempre tot el volum possible.

6.2. Canvi d'estat i diagrama de canvis d'estat

L'estat d'agregació que presenta una matèria es pot modificar variant-ne la temperatura o la pressió. Cadascun dels canvis d'estat rep un nom:

- **Fusió**: sòlid → líquid
- **Solidificació**: líquid → sòlid
- **Vaporització**: líquid → gas
  - Evaporació: progressiva, a qualsevol temperatura
  - Ebullició: ràpida, a temperatura d'ebullició
- **Condensació**: gas → líquid
- **Sublimació**: sòlid → gas sense passar per líquid
- **Condensació a sòlid** o sublimació inversa: gas → sòlid sense passar per líquid

Si aquests canvis es realitzen a pressió atmosfèrica, cada canvi es produirà només a una temperatura concreta que dependrà del material. Així, el gel es fondrà només a 0 ºC, que és la seva temperatura de fusió i l'aigua bullirà a la seva temperatura d'ebullició, 100 ºC. Les temperatures de canvi d'estat varien en funció de la **pressió** o de la presència d'altres **substàncies dissoltes** o barrejades.



Tal com s'ha explicat anteriorment, perquè una substància pugui experimentar un canvi d'estat ha de **absorbir** o **cedir** energia. Al diagrama anterior, les fletxes laterals indiquen en quin sentit es produeix aquest intercanvi energètic en cada transició. La quantitat d'energia que la substància ha de guanyar o alliberar per completar el canvi d'estat és la **calor latent**.

Anem a veure amb més detall un d'aquests canvis d'estat, que és el canvi de líquid a gas, ja que es pot produir de dues maneres, per evaporació o per ebullició.

6.2.1. Ebullició

L'**ebullició** és un canvi d'estat en què un **líquid es transforma en gas** de manera **generalitzada a tota la seva massa**, i no només a la superfície. Aquest procés té lloc quan la **pressió de vapor del líquid** s'iguala a la **pressió externa** (habitualment, la pressió atmosfèrica).
En condicions de pressió constants, l'ebullició es produeix a una **temperatura fixa**, anomenada **punt d'ebullició**. Per exemple, l'aigua bull a 100 °C a pressió atmosfèrica (1 atm), però aquesta temperatura varia si ho fa la pressió.
En un diagrama de fases, la corba que separa l'estat líquid del gasós representa com canvia el punt d'ebullició en funció de la pressió. Així, a pressions més baixes, l'ebullició té lloc a temperatures inferiors, mentre que a pressions més altes, la temperatura necessària per assolir l'ebullició augmenta.

6.2.2. Evaporació

En qualsevol líquid, algunes molècules que es troben a la seva superfície passen a l'estat gasós. Aquest fenomen, conegut com evaporació, es produeix a qualsevol temperatura, i la velocitat d'evaporació depèn d'una propietat de cada substància que s'anomena la pressió de vapor i hi ha diversos factors que l'afavoreixen com són una gran superfície de líquid, temperatures altes, ventilació, baixa humitat ambiental, etc.
L'evaporació pot acabar amb la conversió total de líquid en vapor. Un exemple clar és un bassal d'aigua, que s'acaba evaporant encara que sigui hivern.

Pressió vapor:

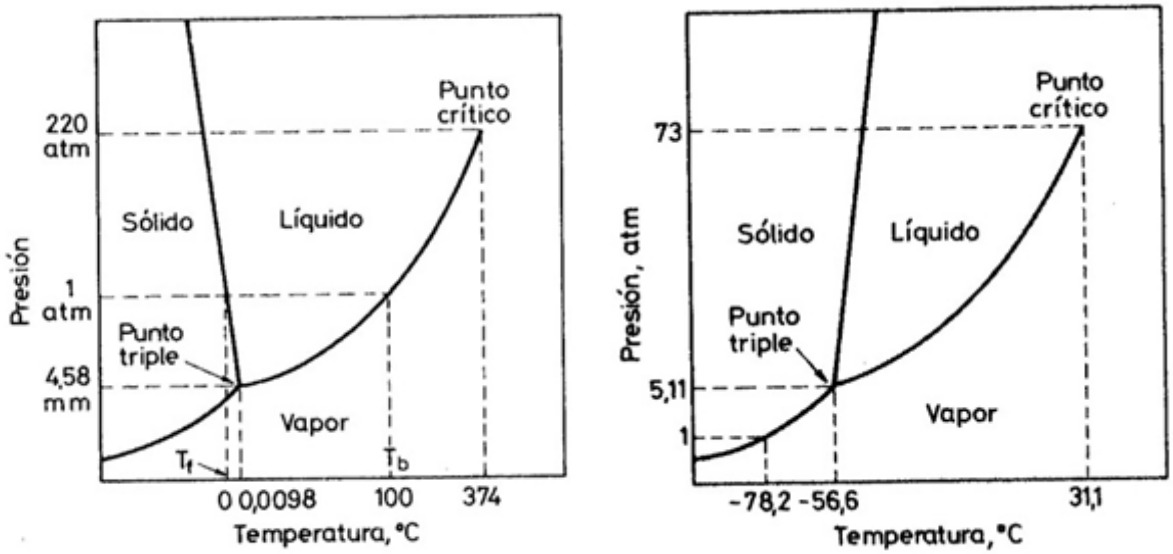
Quan l'evaporació té lloc dins d'un recipient tancat, les molècules que passen a l'estat de vapor s'acumulen sobre el líquid. Amb el temps, a mesura que augmenta la quantitat de vapor format, algunes d'aquestes molècules de gas retornen al líquid (condensació). S'estableix llavors un equilibri dinàmic on l'atmosfera està saturada.
La pressió exercida pel vapor en aquestes condicions rep el nom de **pressió de vapor** o tensió de vapor, i és una magnitud indicativa de la facilitat amb què s'evapora un líquid.
Cada substància té la seva pròpia pressió de vapor, que augmenta amb la temperatura.

Per nosaltres com a bombers ens és extremadament útil conèixer el seu valor, ja que ens indica per exemple si un líquid inflamable emetrà prou vapors com per cremar, o si un líquid tòxic pot formar un núvol de gas tòxic.

Diagrama de fases:

Tal com ja s'ha explicat, els canvis d'estat o canvis de fase depenen de la temperatura i també de la pressió del material. Aquesta doble variació es representa amb el diagrama de fases.

A continuació es representen els diagrames corresponents a l'aigua i al diòxid de carboni.



Aquests diagrames tenen una importància especial quan es manipulen substàncies que no són en la seva fase habitual, com és el cas dels gasos liquats. Si s'observa la línia que separa el líquid del gas, es fa evident que a mesura que augmenta la temperatura la pressió necessària per evitar la vaporització es fa cada vegada més gran. Qualsevol augment de la temperatura, o pèrdua de pressió, podria provocar la vaporització del líquid i augmentar la possibilitat que es produeixi una explosió.

Punt crític:

En el diagrama també s'observa un punt particular, anomenat **punt crític**.
El punt crític d'una substància és la temperatura per sobre de la qual trobarem aquesta substància en un estat gasós i no el podrem liquar encara que se n'augmenti molt la pressió.
A la taula següent s'indiquen les pressions i temperatures crítiques d'algunes substàncies:

Pressions i temperatures crítiques d'algunes substàncies

Compost	TC (ºC)	PC (atm)
Hidrogen	-239.9	12.8
Heli	-267.9	3.3
Oxigen	-118.4	49.8
Nitrogen	-146.8	33.5
Metà	-82.1	45.8
Butà	152.0	37.5
Diòxid de carboni	30.1	72.9
Aigua	374.4	218.3
Acetilè	35.2	61.6

El coneixement del punt crític és especialment important en els gasos que es transporten liquats. Per exemple, per tenir el nitrogen en estat líquid la seva temperatura ha de ser inferior a -146.8 ºC. El punt crític s'utilitza per classificar els gasos des del punt de vista físic en:

corregit · DGPEIS 10/2026

– gasos comprimits (Tc inferior a -10 ºC)
– gasos liquats (Tc entre -10 i 70 ºC)

6.3. Estat gasós

6.3.1. Teoria cinètico-molecular

La teoria cinètico-molecular descriu el comportament dels gasos ideals a partir de les propietats microscòpiques de les molècules. Parteix de diversos postulats bàsics que expliquen les magnituds macroscòpiques (pressió, temperatura, volum) com a resultat de moviments i col·lisions moleculars.

Postulats fonamentals:

1. Les partícules d'un gas (molècules o àtoms) són molt petites respecte al volum que ocupen; la seva grandària es pot considerar negligible.
2. Les partícules es mouen constantment en línia recta i en totes direccions de manera aleatòria.
3. Les col·lisions entre partícules (i entre partícules i les parets del recipient) són perfectament elàstiques; no hi ha pèrdua neta d'energia cinètica en cada impacte.
4. No existeixen forces d'atracció ni repulsió significatives entre les partícules excepte durant la col·lisió instantània.
5. La temperatura d'un gas és proporcional a l'energia cinètica mitjana de les seves partícules.

6.3.2. La llei general dels gasos

La pressió pot afectar sòlids i líquids, però aquests no varien de volum. En el cas dels gasos, en canvi, la pressió, el volum i la temperatura són tres factors que es relacionen entre si: quan n'alterem un, alterem els altres. La llei general del gasos és el resultat de la combinació de les tres lleis dels gasos que es descriuen a continuació, i es resumeix en:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

6.3.3. Llei de Boyle-Mariotte

Per una mateixa massa de gas, si no varia la temperatura, la pressió i el volum són inversament proporcionals. És a dir, quan augmenta la pressió, disminueix el volum i viceversa.

Aquesta llei, a més, permet comprovar que el producte de la pressió del gas pel volum que ocupa es manté constant:

$$P \cdot V = \text{constant } (T = ct)$$

Això significa que si un gas es comprimeix, augmentarà la seva pressió. I si s'expandeix, disminuirà la pressió del gas.

6.3.4. Llei de Gay-Lussac

Per una mateixa massa de gas, si no varia el volum que ocupa, la pressió és directament proporcional a la temperatura. És a dir, quan n'augmenti la temperatura, també n'augmentarà la pressió. Aquesta llei es simbolitza amb la relació següent, en la qual la temperatura s'ha d'expressar en graus Kelvin:

$$P/T = \text{constant } (V = ct)$$

6.3.5. Llei de Charles

Relaciona el volum i la temperatura, de manera que si volem mantenir constant la pressió d'una massa de gas i l'hi augmentem la temperatura, per tal que aquesta pressió es mantingui constant, també haurem de deixar que s'expandeixi, en cas contrari la pressió augmentarà:

$$V/T = \text{constant } (P = ct)$$

Si es combinen les lleis anteriors, s'obté la llei general dels gasos:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

n és el nombre de mols i ***R*** la constant universal (0,0821 L·atm/mol·K).

Aquesta llei modelitza el comportament dels gasos en condicions no extremadament altes de pressió o temperatura.

Exemples aplicats:

- Una ampolla d'un gas de 70 litres està a una pressió de 200 bars i a una temperatura de 25º C, quan el gas passi a l'atmosfera, si no varia la temperatura, ocuparà un volum de:

$$P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2 \; ; \; 200 \cdot 70 = 1 \cdot V_2 \; ; \; V_2 = 14000 \text{ litres} = 14 m^3$$

- Si l'ampolla anterior es veu sotmesa a una temperatura de 300°C, la pressió del gas a aquesta temperatura serà:

$$P_1 / T_1 = P_2 / T2 \; ; \; 200/298 = P_2 / 573 \; ; \; P_2 = 384.6 \text{ bars}$$

7. Termoquímica

7.1. Energia i reaccions químiques

En qualsevol reacció química hi ha un intercanvi d'energia amb l'entorn, habitualment en forma de **calor**. Durant el procés, els enllaços químics dels reactius s'han de trencar i, posteriorment, se'n formen de nous en els productes.

La diferència entre l'energia **absorbida** per trencar els enllaços inicials i l'energia **alliberada** en formar els nous enllaços determina la naturalesa energètica de la reacció:

- **Reacció exotèrmica:** allibera energia (generalment calor) cap a l'entorn.
- **Reacció endotèrmica:** absorbeix energia (generalment calor)de l'entorn per poder dur-se a terme.

7.2. Entalpia, calor i treball

En termodinàmica, quan un sistema químic o tèrmic intercanvia energia amb l'entorn ho fa principalment en forma de **calor** (q) i **treball** (w).

- **Entalpia** (**H**) és una magnitud termodinàmica que descriu el contingut energètic total d'un sistema quan aquest es troba a pressió constant. Inclou tant l'energia interna del sistema com el treball necessari per desplaçar el seu volum davant la pressió externa.
- **Calor (q)** és l'energia que es transfereix entre un sistema i el seu entorn com a conseqüència d'una diferència de temperatura. Es mesura en Joules (J) i segueix una convenció de signes:
  q > 0: el sistema **absorbeix calor** (procés endotèrmic).
  q < 0: el sistema **cedeix calor** a l'entorn (procés exotèrmic).
- **Treball (w)** és l'energia que es transfereix entre el sistema i l'entorn quan té lloc una acció mecànica, ja sigui perquè el sistema fa treball sobre l'entorn o perquè l'entorn el fa sobre el sistema.
  En processos químics i en transformacions de gasos, el treball més habitual és el d'expansió-compressió a pressió constant, calculat com:

$$W = -P_{ext}\,\Delta V$$

(ΔV és el canvi de volum i P_{ext} la pressió externa). El signe negatiu indica que, si el sistema s'expandeix ($\Delta V > 0$), realitza treball sobre l'entorn i $w < 0$, i si es comprimeix rep treball ($w > 0$).

Segons la **Primera Llei de la Termodinàmica**, l'energia interna (U) d'un sistema varia amb la calor i el treball intercanviats:

$$\Delta U = q + w$$

L'**entalpia** es defineix com:

$$\Delta H=\Delta U+P\,\Delta V$$

Combinant amb la primera llei i substituint w = –P ΔV, s'obté que, a pressió constant,

$$\Delta H=qp$$

és a dir, la variació d'entalpia coincideix amb la calor absorbida o cedida pel sistema.

7.3. Calor i temperatura

La calor és l'intercanvi d'energia entre dos cossos. Aquesta transferència d'energia es produeix sempre entre dos cossos que estan a temperatura diferent, i sempre va del cos calent al fred.

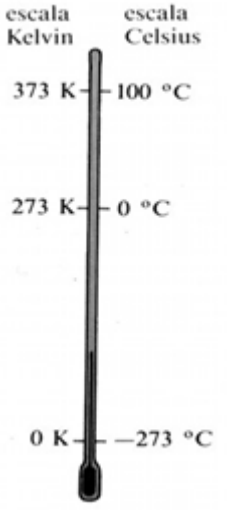
La calor és transmissió d'energia, i per tant es mesura en Joules (J), calories (cal), i unitats derivades com kJ, kcal, etc. La relació entre les dues unitats és 1 cal = 4.18 J.

La temperatura és una propietat dels cossos que indica el seu nivell calorífic. Aquesta dada determinarà si es produirà transferència de calor des d'aquest material a d'altres.

Al zero absolut (-273ºC), la temperatura més baixa a què es pot arribar, un cos no té temperatura, està completament quiet i per tant no té energia cinètica. Quan li aportem calor, el que fem és que les molècules comencen a vibrar, a moure's. La temperatura és un indicador d'aquest moviment. Les unitats de temperatura són:

- Graus Centígrads o Celsius (°C).
- Graus Fahrenheit (ºF), utilitzat en països anglosaxons.
- Graus Kelvin (K), que corresponen a l'escala científica o absoluta.

La relació entre l'escala centígrada i la Kelvin s'indica en el següent dibuix.



Exemple aplicat de la relació entre calor i temperatura: Considerem les tres mescles tèrmiques següents:

a) Barregem 1kg de ferro a 100°C amb 5 litres d'aigua a 20°C
b) Barregem 1kg d'aigua a 100º C amb 5 litres d'aigua a 20°C
c) Barregem 1g de ferro a 100º C amb 5 grams d'aigua a 20°C

En tots aquests casos, en barrejar dos cossos que estan a diferent temperatura es produirà una transferència de calor del cos calent al fred fins que les temperatures dels dos cossos s'igualin. El resultat de les tres mescles seria:

Calor Transferida (cal)	Temperatura final (ºC)
a) 8836.6	a) 21.8
b) 66700	b) 33.3
c) 8.8	c) 21.8

Comparant els tres casos, es pot veure que la quantitat de calor que es transfereix depèn de la diferència de temperatures entre els dos cossos, del tipus de material i de la quantitat que hi intervingui.

Cal tenir clar que la temperatura ens marca si hi haurà transmissió d'energia d'un cos a un altre, però no la quantitat d'energia que emmagatzema un cos. Un cos amb més temperatura pot tenir menys energia que un de més fred. Això depèn de la calor específica del material.

7.3.1. Calor específica

La calor específica és una propietat característica de cada material. Correspon a la quantitat de calor necessària per augmentar 1º C la temperatura d'un kg d'aquell material. És un indicador de quanta energia tèrmica acumula el material. Aquesta calor específica pot canviar segons l'estat d'agregació, en una mateixa substància pot variar depenent de si es troba en estat líquid, sòlid o gasós.

Les unitats en què s'expressa poden ser Joules per quilogram per grau centígrad (J/kg°C) en el sistema internacional, però també es fa servir la caloria per gram per grau, cal/g°C.
Per exemple, la calor específica de l'aigua en estat líquid és de 4180 J/kg°C. Això significa que 1 kg d'aigua necessita 4180 J per augmentar la seva temperatura 1º C. En cal/g°C la calor específica de l'aigua líquida és de 1 cal/g°C

La calor específica de l'aigua en estat líquid és de 1 cal/g°C, mentre que en estat sòlid (gel) i gasós (vapor d'aigua) la seva calor específica és de 0'5 cal/g°C.

A continuació s'indiquen les calors específiques d'alguns materials:

Substància	Aigua	Ferro	Coure	Sorra	Gel
Calor Específica (J/KgºC)	4180	460	400	840	2100

Si es comparen les calors específiques de molts materials s'observa que l'aigua té una calor específica molt gran. Això fa que l'aigua sigui un material que absorbeix una gran quantitat de calor. De fet, una de les raons de l'eficàcia de l'aigua com agent extintor és la seva elevada calor específica, tot i que el motiu principal és la seva calor latent de vaporització, com veurem en el punt següent.

7.3.2. Calor latent

En tots els canvis d'estat esmentats en l'apartat 6.1 es produeix un intercanvi de calor. Els canvis SÒLID → LÍQUID → GAS són processos endotèrmics, ja que necessiten calor per produir-se. Els canvis contraris, GAS → LÍQUID → SÒLID són processos exotèrmics, que alliberen calor quan es produeixen.

S'anomena **calor latent** a la quantitat de calor bescanviada per una unitat de massa quan canvia d'estat de la matèria.

- La **calor latent de fusió** de l'aigua és de 79.7 cal/g (o 333.1 kJ/kg), i indica que un gram de gel, a 0°C, necessita 79.7 calories per convertir-se en aigua líquida a 0°C. A la vegada, si un gram d'aigua, a 0°C, se solidifica, s'alliberaran 79.7 calories.
- La **calor latent de vaporització** de l'aigua és 539 cal/g (2253 kJ/kg). Indica que 1 gram d'aigua, a 100°C, necessita 539 calories per convertir-se en vapor d'aigua a 100°C.

Aquesta calor latent de vaporització de l'aigua és un valor altíssim, que no es troba en altres substàncies. Això és el que fa que l'aigua extingeixi focs, perquè en evaporar-se roba una gran quantitat de calor.

Exemple: Calcularem la quantitat de calor que es necessita perquè 1 kg d'aigua, a 20°C, es converteixi en vapor.
Per poder-se vaporitzar totalment, l'aigua ha d'arribar al seu punt d'ebullició (100°C, a 1 atm) i després canviar d'estat. Cadascun d'aquests passos requereix d'una determinada quantitat de calor.

LÍQUID (20°C)	⇨ Q_1	LÍQUID (100°C)	⇨ Q_2	VAPOR (100°C)

$Q_1 = m \cdot Ce \cdot (T_{ebullició} - T_{inicial})$
$Q_1 = 1000g \cdot 1cal/g^oC \cdot (100-20)^oC = 80000cal = 80kcal$

La primera quantitat de calor (Q1) depèn de la quantitat d'aigua que es vulgui escalfar, de la seva calor específica i de la variació de temperatura.

La segona quantitat de calor correspon a la necessària per vaporitzar 1kg d'aigua.

$Q_2 = m \cdot L_{vaporització}$
$Q_2 = 1000\ g \cdot 539\ cal/g = 539000\ cal = 539\ kcal$

En total, es necessitarien 80 + 539 = 619 kcal.

En un incendi, una de les funcions de l'aigua és el refredament dels cossos calents. Si s'observa aquest exemple, es veu que l'aigua absorbeix molta més quantitat de calor quan es vaporitza que no quan s'escalfa. Per tant, serà més útil l'aigua polvoritzada, que en estar formada per gotes petites podrà vaporitzar-se, que no l'aigua a raig.

8. Hidrocarburs (alcans, alquens, alquins)

Els hidrocarburs són compostos formats exclusivament per carboni i hidrogen. Són la base de molts combustibles i materials sintètics, i la seva comprensió és clau en l'extinció d'incendis i la gestió de fuites de gasos tòxics o vapors.

8.1. Alcans

Els alcans són hidrocarburs saturats, amb enllaços senzills C–C. Tenen la fórmula general següent: **CnH2n+2**

Nomenclatura: Acaben en –à (metà, età, propà, butà…).

Propietats físiques*:*
- No polars, insolubles en aigua.
- Punts d'ebullició i fusió creixents amb la massa molecular.
- Gasos (C_1–C_4), líquids (C_5–C_{17}) i sòlids (≥C_{18}) a temperatura ambient.
- Reactivitat: Molt poc reactius a temperatura moderada; però reaccionen ràpidament amb l'oxigen (combustió).
- Capacitat de substitució d'un hidrogen per un halogen (halogenació) a alta temperatura o amb llum UV. Rellevància per a bombers: risc d'explosió en espais tancats amb presència de gas butà i/o propà.
- Benzina i gasoil (mescla d'alcans i alquens): comportament de combustió ràpida i elevat poder calorífic.

8.2. Alquens

Els alquens són hidrocarburs insaturats amb un doble enllaç C=C. Tenen la fórmula general següent: $\mathbf{C_nH_{2n}}$

corregit · DGPEIS 10/2026

Nomenclatura: Acaben en –è (etè, propè, butè…). Es numera la cadena per ubicar el doble enllaç.

Propietats físiques:
- Lleugerament més polars que els alcans.
- Lleugerament més densos.
- Baix punt d'ebullició respecte els alcans de similar nombre de carbonis.
- Reactivitat: Altament reactius al doble enllaç: addició d'hidrogen (hidrogenació), halògens, vapor d'aigua (hidròlisi).
- Combustió més ràpida i més calòrica que els alcans per major densitat d'enllaços.
- Etilè i propilè usats com a matèries primeres en la indústria petroquímica: risc de fuita i explosions de nuclis gasosos.

9. Propietats físiques i químiques

Propietats físiques:
Són les característiques d'un material que es poden **observar o mesurar sense alterar-ne la composició**. Inclouen, entre d'altres, el punt de fusió, densitat, color, estat físic, conductivitat o solubilitat.

Propietats químiques:
Descriuen la **capacitat d'un material de modificar la seva composició química** quan interactua amb altres substàncies. Aquestes propietats es manifesten mitjançant **reaccions químiques**, com ara combustió, oxidació, corrosió o reactivitat amb àcids i bases.

9.1. Densitat

La densitat es defineix com la massa que hi ha continguda en una unitat de volum. L'aigua té una densitat d'1 g/cm^3, això significa que 1 cm^3 d'aigua conté 1 gram d'aigua.
La densitat no té res a veure amb la viscositat, tot i que a vegades es parla per exemple d'un oli molt dens, quan realment ens referim a un oli molt viscós.

Les unitats en què es dóna la densitat normalment són g/cm^3 per a líquids i sòlids, i kg/m^3 per a gasos. Com que el volum que ocupa una substància varia amb la temperatura, la densitat també variarà.

La definició anterior es pot aplicar a sòlids, a líquids o a gasos. Però quan es vol comparar líquids entre sí, sovint s'utilitza la **densitat relativa**.

La densitat relativa respecte l'aigua (líquids):
La densitat relativa respecte l'aigua és el quocient entre la densitat del líquid i la densitat de l'aigua, a la mateixa temperatura, és una propietat que cal tenir present en l'extinció de líquids inflamables.

SUBSTÀNCIA	Densitat (g/cm3)	Densitat relativa
Aigua	1	1
Oli	0.92	0.92
Alcohol	0.79	0.79
Gasolina	0.72	0.72

Els líquids amb densitat relativa superior a 1 són més densos que l'aigua, aquests líquids barrejats amb aigua, s'enfonsen. Els líquids amb densitat relativa inferior a 1 són menys densos que l'aigua, si es barregen amb aigua suraran. Si el líquid és insoluble, mantindrà la seva posició respecte l'aigua, i si és soluble, s'acabarà dissolent.

La densitat relativa respecte l'aire (gasos):
En els gasos les densitats són molt petites i sovint s'utilitza el concepte de densitat relativa respecte de l'aire, que s'obté dividint la densitat del gas entre la de l'aire, a la mateixa temperatura.

La densitat relativa permet conèixer el moviment del gas en contacte amb l'aire. Els gasos amb densitat relativa inferior a 1, són més lleugers que l'aire i es mouen cap amunt. És el cas de l'hidrogen, el gas natural, etc. En canvi, els gasos amb densitat relativa superior a 1 són més pesats que l'aire i es mouen cap al terra. Aquest és el comportament del butà, diòxid de carboni, etc. En qualsevol cas, amb el temps els gasos acaben barrejant-se totalment.
Si la temperatura del gas és molt diferent de la de l'aire amb què es barreja, el comportament esmentat pot variar molt. En els gasos calents disminuirà la seva densitat, i en els gasos molt freds es produirà un augment de la densitat.

El coneixement del desplaçament dels gasos és especialment important si es produeix una fuita en un lloc tancat, ja que permet saber en quines zones s'acumularà el gas. Per això ens cal saber la densitat relativa.

9.2. Conductivitat tèrmica

La conductivitat tèrmica expressa la facilitat amb què la calor es transmet a través d'un material.

- Els materials que deixen passar la calor amb facilitat s'anomenen **conductors tèrmics**.
- Els materials que dificulten aquest pas actuen com a **aïllants tèrmics**.

Els metalls són un exemple típic de bons conductors tèrmics. Com a bombers és important tenir en compte que el foc pot passar d'una habitació a una altra a través, per exemple, d'elements estructurals d'acer, que passen la temperatura del lloc de l'incendi a altres llocs aparentment aïllats del foc.

En canvi, materials com la roba, el poliuretà, el poliestirè expandit (porexpan) o l'aire sec són excel·lents aïllants. En el nostre EPI, la protecció tèrmica més important prové precisament de les capes d'aire atrapades entre les diferents peces (jaquetó, polo d'intervenció i samarreta).

Cal tenir en compte que l'aire passa de ser un bon aïllant a un bon conductor quan té humitat. L'aigua és 20 vegades més conductora tèrmica que l'aire, per això passem molt més fred quan ens banyem en una piscina amb l'aigua a 20º que estant a l'aire lliure a la mateixa temperatura. Un exemple clar d'aquest canvi de comportament és en un foc confinat: en arribar al foc podem estar confortables tot i que les temperatures siguin altes, però en tirar aigua per apagar el foc podem patir cremades greus tot i l'EPI degut al vapor d'aigua.

9.3. Conductivitat elèctrica

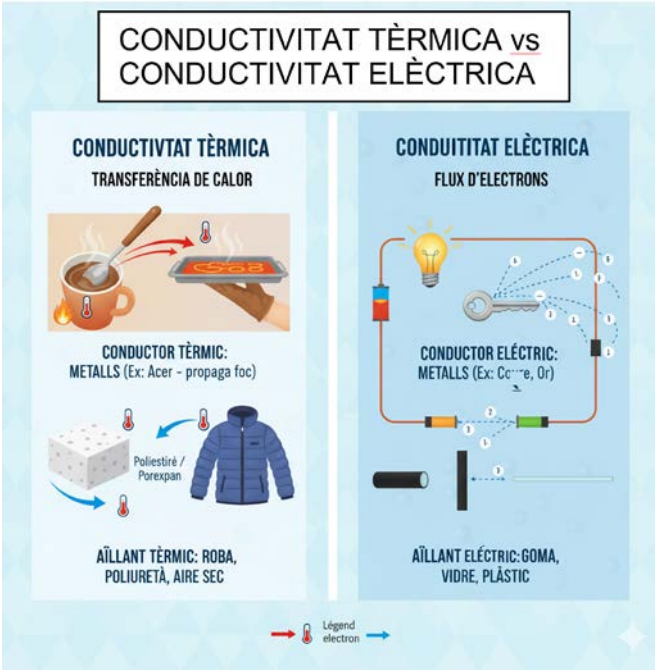
La conductivitat elèctrica expressa la facilitat amb què el corrent elèctric pot circular a través d'un material.

- Els materials que deixen passar l'electricitat amb facilitat s'anomenen **conductors elèctrics**.
- Els materials que dificulten el pas del corrent s'anomenen **aïllants elèctrics**.

Els metalls són molt bons conductors elèctrics perquè els seus electrons externs es poden desplaçar amb facilitat. En canvi, materials com els plàstics, el vidre, les ceràmiques o la fusta seca actuen com a bons aïllants i s'utilitzen com a protecció davant del risc elèctric.

Per als bombers, aquesta propietat és especialment rellevant en intervencions amb instal·lacions elèctriques, línies caigudes o equips connectats. Un element conductor pot transmetre electricitat a zones aparentment segures, mentre que un material aïllant pot evitar que el corrent es propagui.

Un cas particular és l'aigua. Contràriament al que es creu, l'aigua destil·lada és un bon aïllant elèctric, ja que no té ions lliures. El que converteix l'aigua en un conductor és la presència de sals dissoltes (com les que trobem a l'aigua potable, a l'aigua de mar o en la suor humana). Aquests ions faciliten molt el pas del corrent elèctric.
Això explica situacions de risc com la electrocució en una banyera: l'aigua amb sals minerals —combinada amb les sals que desprèn el cos— crea un medi molt conductor. Si la banyera estigués plena d'aigua destil·lada i la persona no aportés sals (per exemple, després d'una dutxa), el risc d'electrocució seria molt menor.



9.4. Viscositat

S'anomena viscositat a la resistència que ofereix un líquid per desplaçar-se. La viscositat disminueix a mesura que augmenta la temperatura. Per exemple l'oli quan és fred és molt viscós, en canvi quan l'escalfem es torna molt més “líquid”, o sigui menys viscós. Les unitats en què s'expressa s'anomenen centipoises (cp).

Al mercat trobem que els olis de cotxe es classifiquen segons la seva viscositat seguint l’índex SAE (Society of Automotive Engineers). El SAE no és una unitat de mesura de la viscositat, sinó un indicatiu de com de viscós és l'oli en fred i en calent. Per exemple un oli SAE 10W 50 ens diu que a -18° es comporta com un SAE 10, i que a 99º ho fa com un SAE 50.

La viscositat de l'aigua, a 20°C, és baixa i té un valor de 1 cp. La de l'oli d'oliva és 84 cp, però hi ha olis que arriben a tenir viscositats de més de 2000 cp. La viscositat d'un líquid es pot modificar si s’hi dissolen substàncies que actuïn com a espessants.

9.5. Tensió superficial

Les partícules que formen els líquids estan sotmeses a forces degudes a les partícules veïnes. En el cas de les superfícies dels líquids, les seves partícules experimenten una força neta cap a l'interior del líquid que s'anomena tensió superficial.

Els líquids amb una gran tensió superficial, com el mercuri, no s'escampen sobre la superfície, no mullen. En canvi, els líquids que tenen baixa tensió superficial s'escampen bé sobre la superfície on s'aboquin i per tant, la mullen.

L'aigua és un líquid amb una tensió superficial molt elevada. L'addició a l'aigua d'unes substàncies anomenades tensioactius o humectants disminueix la seva tensió superficial, d'aquesta manera l'aigua s'escampa millor sobre la superfície, mulla més. Això és el que fan, per exemple, els detergents.