

QUÍMICA 2 BATXILLERAT

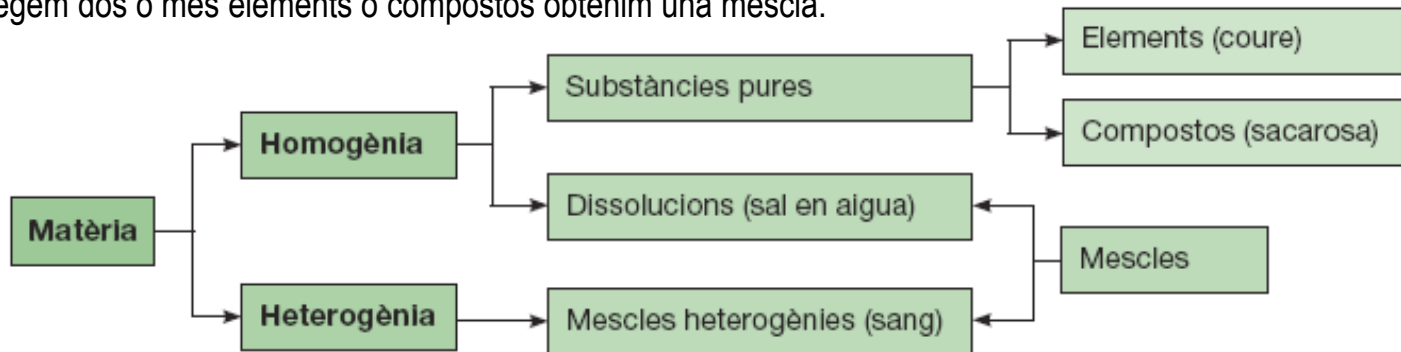
Unitat 1

CLASSIFICACIÓ DE LA MATÈRIA LES SUBSTÀNCIES PURES



Les substàncies pures dins la classificació de la matèria

Les **SUBSTÀNCIES PURES** (també anomenades espècies químiques) només poden ser **elements** o **compostos**.
Si barregem dos o més elements o compostos obtenim una mescla.

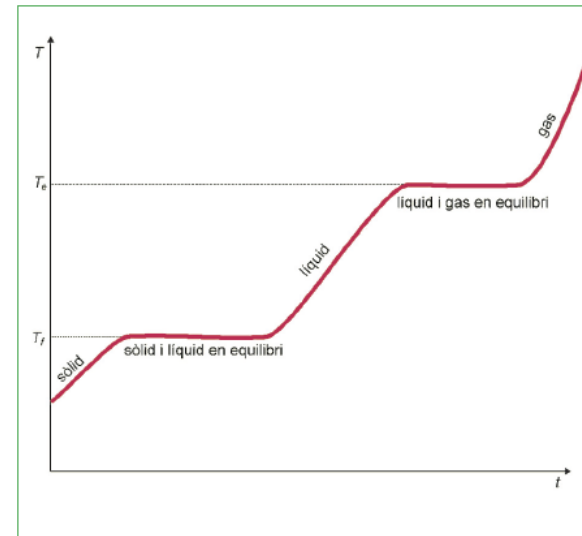
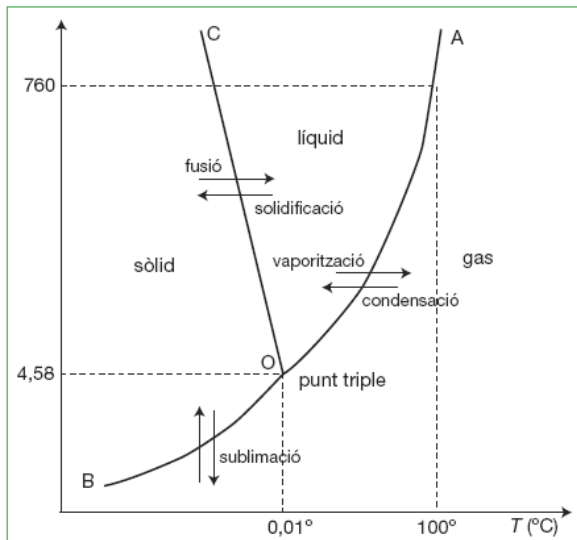


Principals diferències entre compostos i mescles:

Mescles	Compostos
Tenen les propietats dels seus components. Si es barregen llimadures de sofre i ferro, la mescla té les propietats del sofre i del ferro.	Tenen propietats específiques pròpies i no les dels elements constituents. Així, l'àcid nítric, HNO_3 , no té absolutament cap semblança amb el nitrogen, l'oxigen i l'hidrogen que el constitueixen.
La formació d'una mescla no comporta cap bescanvi energètic amb l'entorn o, en tot cas, és negligible.	La formació d'un compost comporta un bescanvi energètic important amb l'entorn (reacció endotèrmica o exotèrmica).
Els components de les mescles es poden separar per mitjans físics, com ara la filtració, la decantació, la sedimentació, la centrifugació, l'evaporació, la destil·lació, les extraccions sòlid-líquid i líquid-líquid, la cristallització i la cromatografia.	Els constituents dels compostos no es poden separar per procediments físics, sinó que cal emprar mitjans que modifiquin químicament la combinació, com ara l'electròlisi.
Les mescles , en general, poden existir en qualsevol proporció dels seus components. El sofre i el ferro, per exemple, els podem barrejar en qualsevol proporció.	Els compostos es formen a partir dels elements en una proporció invariable. Per exemple, cada àtom d'oxigen de l'aigua, H_2O , va acompanyat forçosament de dos àtoms d'hidrogen.

Diagrama de fases d'una substància

La manera més senzilla per esbrinar si una substància és pura o no consisteix a obtenir-ne la **CORBA D'ESCALFAMENT**. Si una substància és pura, durant el canvi d'estat (per exemple, de sòlid a líquid o a l'inrevés) la temperatura de la substància és **constant**.



Tota substància pura, element o compost, sòlida o líquida, desprèn una certa quantitat de vapor, per petita que sigui. La pressió a què està aquest vapor en un recipient en el qual només hi ha la substància i el seu vapor s'anomena **PRESSIÓ DE VAPOR**, i és un valor definit per a cada substància i per a una temperatura determinada, cosa que permet representar el **diagrama de fases**. Si l'aigua no és pura, la pressió de vapor és inferior, i varia segons la quantitat de producte dissolt que conté (Llei de Raoult).

Si s'observa el diagrama de fases, en el punt O, anomenat **punt triple**, coexisteixen les tres fases en equilibri (sòlid, líquid i gas). El punt triple de l'aigua correspon a una pressió de $0,00603 \text{ atm}$ i a una temperatura de $0,01^{\circ}\text{C}$.

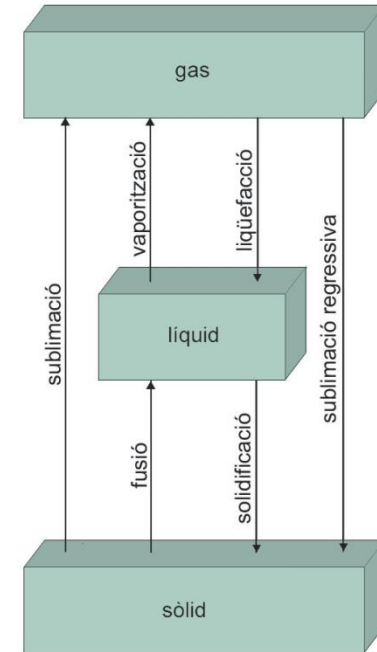
Canvis d'estat

La quantitat de calor necessària, a pressió atmosfèrica, perquè la unitat de massa canviï d'estat s'anomena **CALOR LATENT** del canvi d'estat corresponent. Per tant, existeixen els següents calors latents:

Calor latent	de fusió (λ_f),
	de solidificació (λ_s),
	de vaporització (λ_v),
	de condensació (λ_c),
	de sublimació ($\lambda_{\text{sublimació}}$).

Aclariment: L'ebullició és una forma de vaporització que es dona en tota la massa del líquid a una temperatura característica (temperatura d'ebullició, E_f). L'evaporació té lloc a qualsevol temperatura i es localitza en la superfície del líquid.

Quan la pressió de vapor del líquid és igual a la pressió exterior es produeix l'ebullició. Per tant, la temperatura d'ebullició depèn de la pressió exterior. Així, si la pressió atmosfèrica disminueix, també disminueix la temperatura d'ebullició.



Calors latents de vaporització o condensació d'algunes substàncies a 1 atm.

Substància	λ_v (kJ/kg)	T_e (K)
Aigua	2 252,1	373
Èter	380,9	308
Mercuri	284,6	633
Etanol	870,7	351,5

Teoria cineticomolecular dels gasos

La **TEORIA CINETICOMOLECULAR** parteix del desenvolupament d'uns postulats o principis ideals que són:

- Un gas està format per partícules en moviment constant, que topen constantment entre elles. Les col·lisions són perfectament elàstiques.

$$\bar{v} = \sqrt{\frac{3RT}{M}}$$

- La velocitat quadràtica mitjana de les partícules es pot calcular amb l'expressió:

- No hi ha atracció ni repulsió entre les partícules (ja sabem que això no és del tot cert; tan sols és una aproximació).

- **Velocitat de difusió** d'un gas respecte d'un altre (Llei de Graham): $\frac{v_1}{v_2} = \frac{\sqrt{M_2}}{\sqrt{M_1}}$

A partir de la mecànica es pot deduir la **Llei dels gasos ideals**.

$$\frac{p_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{p_2 \cdot V_2}{T_2} = \text{constant}$$

Aquesta llei relaciona les variables pressió (p en Pa o atm), volum (V en m^3 o L) i temperatura absoluta (T en K) en diferents estats (1, 2...) per a una mateixa massa d'un determinat gas. Si mantenim constant una de les tres variables obtenim les següents expressions:

Si T constant	$p_1 \cdot V_1 = p_2 \cdot V_2 = \text{constant}$	Llei de Boyle-Mariotte
Si p constant	$V_1/T_1 = V_2/T_2 = \text{constant}$	Llei de Gay-Lussac
Si V constant	$p_1/T_1 = p_2/T_2 = \text{constant}$	Llei de Gay-Lussac

Equació general dels gasos ideals

Equació general dels gasos ideals. Aquesta relaciona les variables p (pressió), V (volum) i T (temperatura) amb la quantitat (nombre de mols, n) de gas:

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

On R és la constant universal dels gasos: $R = 0,082 \text{ (atm} \cdot \text{L)/(K} \cdot \text{mol)} = 8,31 \text{ (Pa} \cdot \text{m}^3\text{)/(K} \cdot \text{mol)} = 8,31 \text{ J/(K} \cdot \text{mol)}$

Altres expressions de l'equació general dels gasos ideals:

$$p \cdot V = \frac{m}{M} \cdot R \cdot T \qquad p \cdot V = \frac{m}{M} \cdot R \cdot T \Rightarrow p = \frac{m}{V} \cdot \frac{R \cdot T}{M} = d \cdot \frac{R \cdot T}{M}$$

On m= massa del gas; M= massa molar del gas; d=densitat

Animació sobre les propietats dels gasos:

<http://www.mhhe.com/physsci/chemistry/essentialchemistry/flash/gasesv6.swf>

Equació general dels gasos reals

Factor de compressibilitat.

$$Z = \frac{V_m}{V_{m(ideal)}} = \frac{V_m}{\frac{RT}{P}} = \frac{PV_m}{RT}$$

En un gas ideal, $Z=1$.

Per un gas real, el factor de compressibilitat és una funció de la pressió, de la temperatura i del tipus de gas.

Equació de Van der Waals

$$\left(P + \frac{a}{V_m^2}\right)(V_m - b) = RT$$

On V_m és el volum molar. Per a n mols escrivim:

$$\left(P + \frac{n^2 a}{V^2}\right)(V - nb) = nRT$$