

# CAPÍTOL 3

## CÀLCUL DE LA MASSA EN QUÍMICA

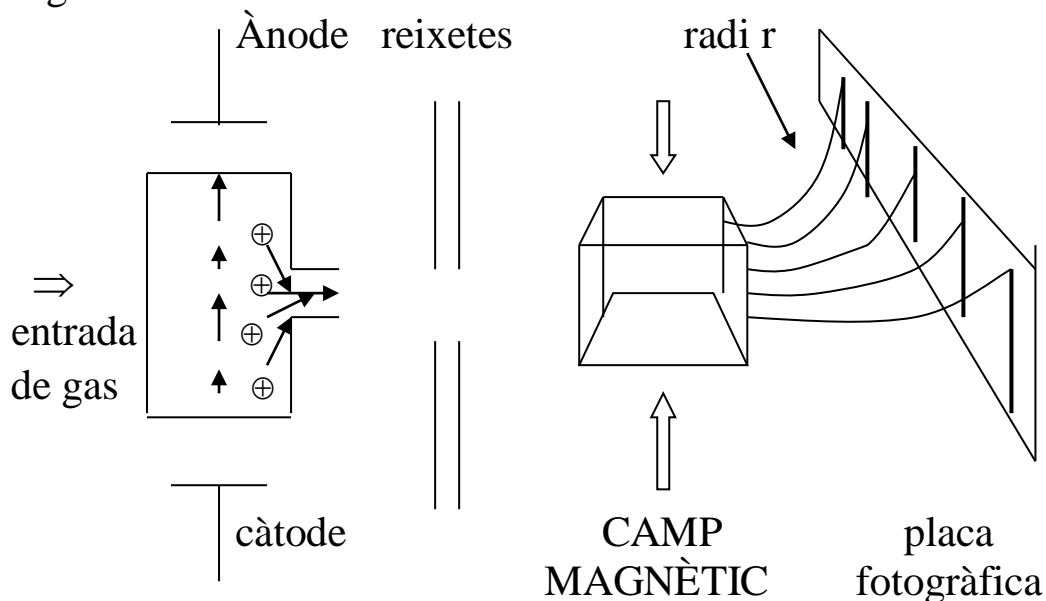
## Càlcul de la massa:

### 1) Espectròmetre de masses (fig.1):

Dins la càmera s'ionitza el gas i, per tant, quan aquest entra cap a les reixetes ho fa amb  $q +$ . Immediatament després, passa per un camp magnètic que desvia els feixos i van a parar a una pantalla fotogràfica, on se marquen les línies segons el radi de desviació, que depenen de la massa i de la càrrega segons la relació  $(1/r^2) = B^2/(2V) \cdot (e/m)$ , la qual s'extreu de equacions diferencials i mecàniques.

Cada gas té un **espectre** diferent.

Fig. 1:



L'espectre atòmic també fa  $\frac{3}{4}$  del mateix, excepte que enlloc de passar per un camp magnètic ho fa per un prisma. (ho mencionaré quan parlem dels espectres, en la teoria atòmica; És com. el *carnet d'identitat de l'element*).

Posats a comparar, els raigs X també tenen certa similitud en el seu funcionament.

Tal espectròmetre te dóna valors exactes de la massa a partir de la relació  $q/m$ . Per trobar-la parties del valor  $r$  i, com que en principi ja saps el pes atòmic del gas, l'únic que te revela és la **exactitud del valor**.

A més, gràcies a la **intensitat de la línia espectral** pots deduir la quantitat d'isòtop present en la mostra en una relació de %. El valor de **l'isòtop promig** és el resultat de:

$$\begin{aligned} \text{Massa de l'isòtop 1x percentatge d'ell a la mostra} &= z \\ \text{Massa de l'isòtop 2x percentatge d'ell a la mostra} &= z' \\ &\frac{\quad\quad\quad}{Z} + \end{aligned}$$

On tals isotòps s'anomenen **patró**.

A partir de l'isòtop  $^{12}\text{C}$ , que ha resultat ésser el més exacte, se pot, mitjançant una regla de 3, calcular la massa dels altres àtoms:

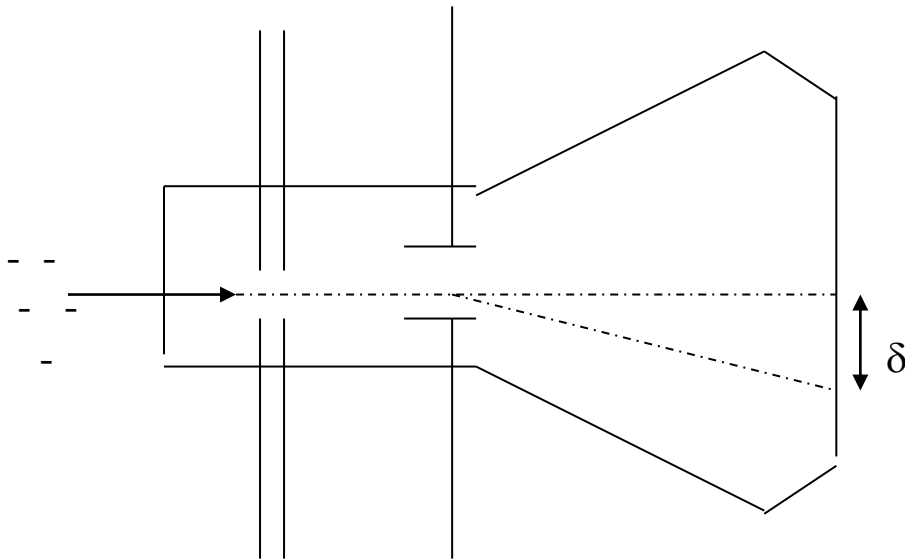
Promig $M(^{12}\text{C})$	→	patró 12'0000
Massa d'un Promig d'isòtops de l'element desitjat	→	massa d'un isòtop específic de tal element.

Al ser tant exacte la massa del  $^{12}\text{C}$ , els *resultats* esdevenen *precisos*.

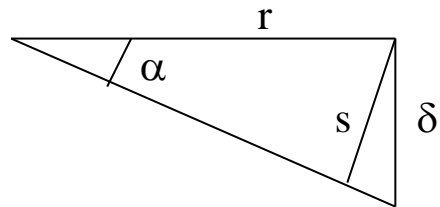
En l'espectròmetre de masses lo més habitual és que el gas s'ionitzi amb 1 càrrega, però si ho fa amb dues el resultat tampoc varia massa ja que en la relació  $q/m$ ,  $q \ll m$ .

2) En **Thompson** també va tocar el tema del càlcul de la massa sabent que  $q = N.e$  i  $W = N.m.v^2/2$ . on tal  $W$  es defineix com l'augment de la  $T$  produïda pel bombardeig + el calor que absorbeixen els electrodes. (fig.2)

Fig. 2:



$$v = r.\alpha/t = s/t$$



Així es pot determinar, si recordem el punt anterior, *la relació e/m per a varis ions.*

**3) Millikan** deduí. Mitjançant unes sencilles relacions el valor de  $q$  (o de  $e$ ) i tal descobriment féu possible el càlcul de  $m$  sabent prèviament el valor de  $q/m$ .(fig.3).

$$P = m \cdot g = F = q \cdot E = V \cdot d \cdot g = \frac{4}{3} \pi \cdot r^3 \cdot \rho \cdot g$$

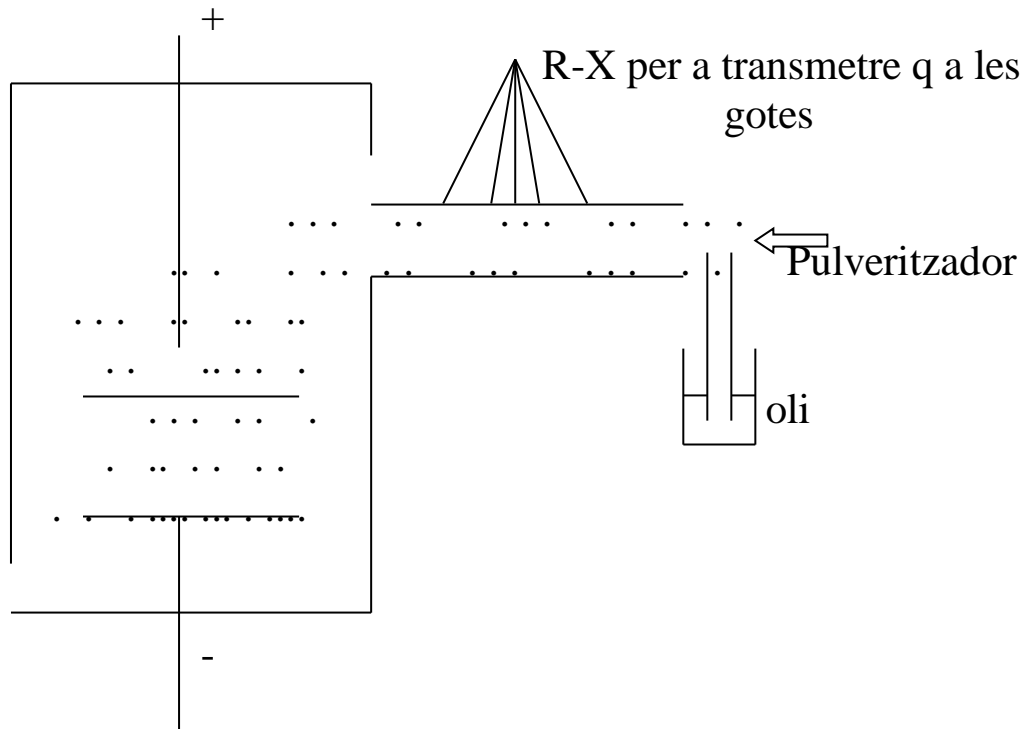
↓  
Densitat

I això s'igualava a *la llei d'Stokes*:

$$\frac{4}{3} \cdot \pi \cdot r^3 \cdot \rho \cdot g = 6 \cdot \pi \cdot \eta \cdot r \cdot v$$

↓  
velocitat

Fig. 3:



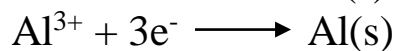
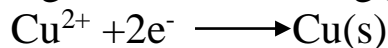
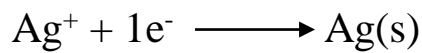
4) m, eq. i Peq.

Gràcies a **Faraday** sabem que:  $F = N_a \cdot e = 96500 \text{ C/mol} =$  càrrega d'un mol d' $e^-$ .

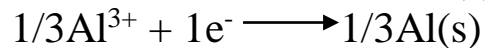
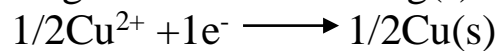
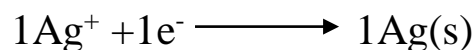
Gràcies a la fórmula de Faraday (que s'obté mitjançant relacions de proporcionalitat o equacions diferencials així com  $W = i \cdot t \cdot \Delta E^0$  o  $W = f \cdot d \cdot \cos \alpha$ ) resulta que  $96500/(i \cdot t) = \text{eq./m}$ .

Sabem que  $eq = \text{mols}/v$ , mentre que  $Peq = [(\text{grs/mol}) \cdot \text{mol}]/v$  on Peq té com a unitats el gram (per tant tampoc és descabellat pensar que  $Peq = \text{Àt-gr}/v$ ).

I ara dilucidarem un exemple de càlcul de Peq:

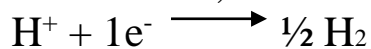


o



per tant el resultat de Peq serà el mateix: mols = 1, 1/2 o 1/3 mentre que  $v = 1$  en tots tres.

Cal tenir en compte que **en gasos**, “el quit de la qüestió” és que són diatòmics, aleshores:



Més nocions d'**estequiometria**:

Recordem que a partir de la llei dels pesos de combinació veiem quin és el pes menor que prenem com a referència.

En principi se tenia l'hidrògen, però més endavant es prengué el  $^{12}\text{C}$  perquè era més exacte.

Atenció que *cal traduir a nivell macroscòpic* el pes dels elements o dels àtoms, per això trobem que 1 mol equival a X grs o, el que és el mateix, X **uma's**, tant en àtoms com en molècules.

D'aquí que es desprèn que la massa de un àtom se representa en u.m.a's, mentre que la d'un mol de partícules és expressat en grams.

$$\frac{\text{Àt-gr(a)}}{\text{Àt-gr(b)}} = \frac{\text{Na} \cdot m(a)}{\text{Na} \cdot m(b)} \text{ per unitats, } \Rightarrow \text{Àt-gr} \propto m.$$

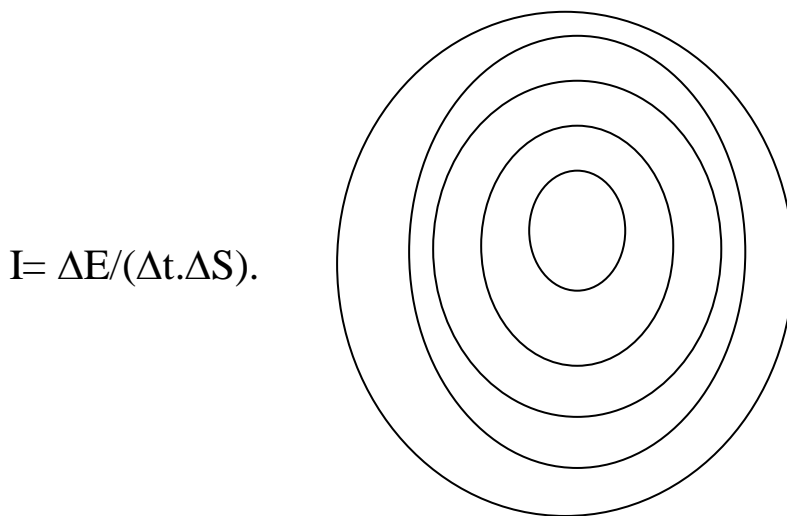
En termes de gram, la massa d'un àtom és  $m(a)$  o  $m(b)$ .

## Càlcul del N<sup>o</sup> Avogadro i la Ctnt de Faraday:

Primer, descobrirem el càlcul del N<sub>a</sub> (n<sup>o</sup> Avogadro):

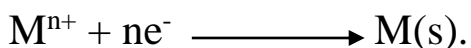
- $q = i \cdot t$  i  $I = P/\Delta S \Rightarrow q = \Delta E/\Delta S$  (fig.4).

Fig. 4:



- $q = N \cdot e$ , on  $N = N_a \cdot n$   
també podem saber el valor de la  $e$  (càrregues /àtom) pel procediment de Millikan
- i a més:  $q = n \cdot \mathfrak{F}$  on  $\mathfrak{F} = \mathbf{n^o de Faraday}$ , que es pot obtenir a través de reaccions Red-Ox, a base de calcular la càrrega a través d'un amperímetre (que mesura la intensitat) i veient com se sedimenta d'un dipòsit a l'altre
- I tal  $\mathfrak{F} = N_a \cdot e$

La  $n$  se dilucida sabent el n<sup>o</sup> d'e<sup>-</sup> que intervenen en la reacció:



El Faraday ( $\mathfrak{F}$ ) té les següents unitats:

$$\mathfrak{F} = N_a(\text{àtoms/mol}) \cdot e(\text{càrregues/àtom}).$$