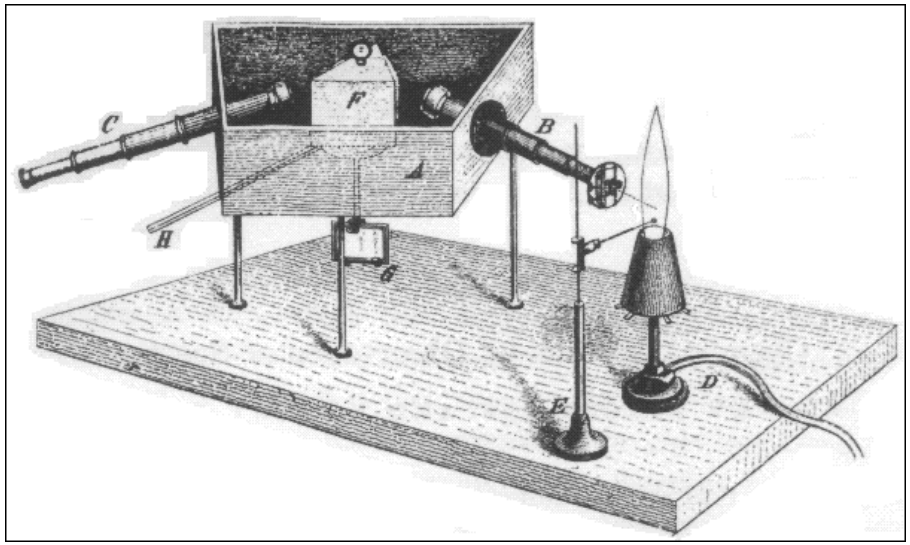
PARTE 2 - A primeira fase da Física atômica

2.1. Séries de *Balmer.*
2.2. A discretização da carga elétrica (o elétron).
As experiências de *J.J. Thomson* e de *R. Millikan*.
2.3. Modelo de *Thomson* para o átomo.
2.4. Espalhamento de *Rutherford*: o átomo "planetário".
2.5. O modelo de *Bohr* para o átomo.
2.6. A onda de matéria de *de Broglie*.
2.7. A experiência de *Davisson e Germer*.

Muitas das idéias sobre a estrutura atômica e molecular que surgiram no inicio do século XX estavam, de certo modo, intimamente ligadas as desenvolvimento da investigação da radiação emitida pela matéria s**ó**lida ou gasosa, graças ao trabalho pioneiro dos alemães **Robert Wilhelm Bunsen e Gustav Kirchhoff,** a partir da invenção do **espectrógrafo óptico** e do desenvolvimento da espectroscopia entre 1855 e 1863



Espectro Atômico e o modelo de Bohr

OBSERVAÇÃO: um objeto a temperatura **T** (estrela a 6000 K) emite um espectro contínuo de radiação.

Os osciladores atômicos na estrela são muitos e variados – são capazes de emitir radiação sobre um grande intervalo de comprimentos de onda.
Décadas mais tarde da proposta de Planck (radiação do corpo negro) sabia-se que os átomos emitiam um espectro continuo.

ESPECTRO DISCRETO = num átomo especifico – apenas alguns **λ's** bem definidos são emitidos em certas posições do espectro
Cada λ emitido **= LINHA**

Cada **elemento** tem seu conjunto de linhas características → **Digital atômica**

Se observou que a intensidade era suprimida em certos **λ's** . Alem das linhas brilhantes –presença de linhas escuras ou ausência de certos **λ's**

Joseph Fraunhofer **1814**

Identificou algumas dessas linhas escuras no espectro solar com λ's emitidos por certos átomos

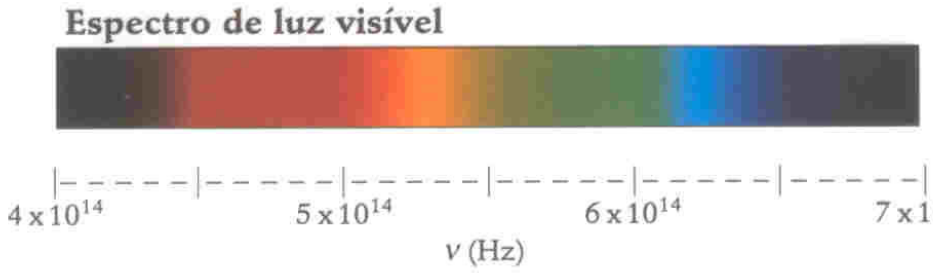
Gustav Kirchhoff & Robert Bunsen **1861**

Observaram linhas de Fraunhofer em espetros de laboratórios, provocadas pela absorção da luz em **λ's** específicos por átomos

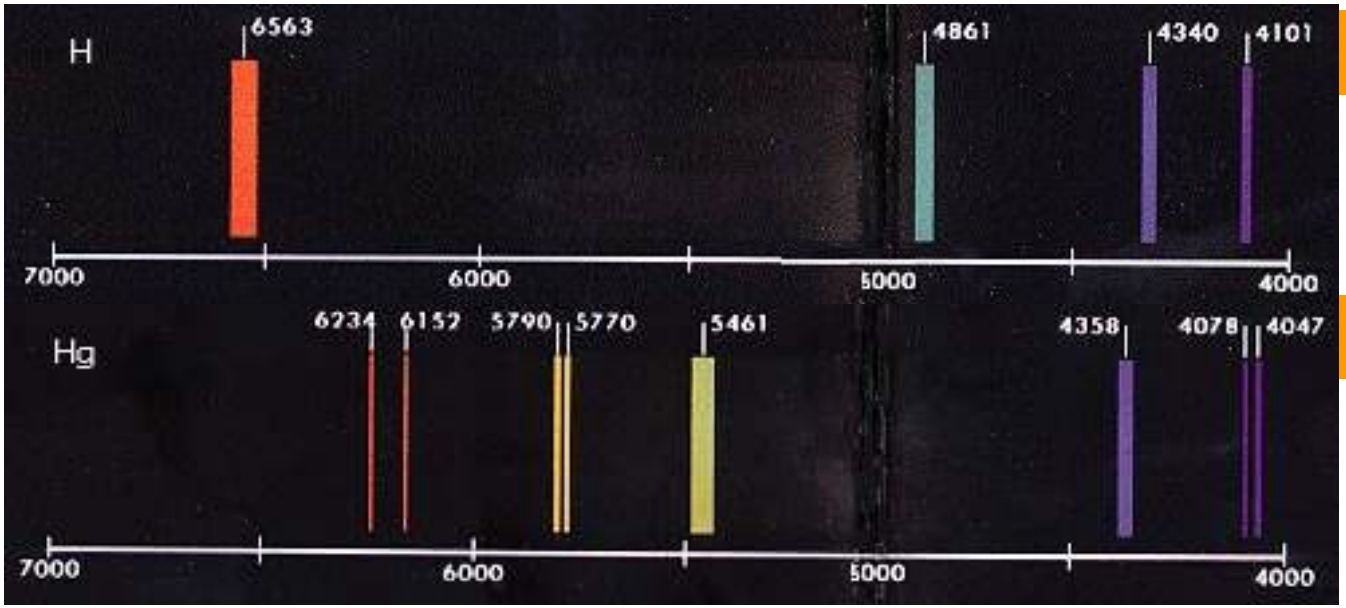
Átomos tanto emitiam como absorviam radiação em **λ's** específicos associados com cada elemento

Milhares de comprimentos de onda emitidos por átomos foram medidos e catalogados

Os espectros obtidos a partir de vapores e de gases incandescentes apresentam aspectos muito diferentes da dos sólidos. São descontínuos, constituídos por riscas, coloridas no espectro visível, *espectros de riscas*.
Em certas condições os espectros descontínuos podem apresentar *bandas*.
Em condições apropriadas essas bandas podem desdobrar-se em riscas.
A cada elemento, no estado atômico, corresponde um espectro de riscas que o caracteriza, isto é, a localização e o número de riscas diferem de elemento para elemento. Os espectros podem ser de *emissão* ou de *absorção*.
Existe um costume de nos referirmos apenas à zona visível do espectro, pois é nela que se incluem as radiações para as quais possuímos a capacidade de traduzir a sua recepção por sensações específicas a que chamamos *cores*.
A constituição do olho humano permite distinguir a sucessão de radiações cujas freqüências se situam entre **4,0 x 10^{14} Hz** (extremo vermelho) e **7,0 x 10^{14} Hz** (extremo violeta).



Freqüências das radiações visíveis do espectro (em hertz)	
violeta	7,0 x 10^{14} a 6,7 x 10^{14}
azul	6,7 x 10^{14} a 6,0 x 10^{14}
verde	6,0 x 10^{14} a 5,3 x 10^{14}
amarelo	5,3 x 10^{14} a 5,1 x 10^{14}
laranja	5,1 x 10^{14} a 4,9 x 10^{14}
vermelho	4,9 x 10^{14} a 4,0 x 10^{14}



HIDROGÊNIO - H

MERCÚRIO - Hg

As linhas de um átomo não aparecem todas com igual intensidade
No caso do Hg a linha mais intensa e a **λ=235,6506nm**

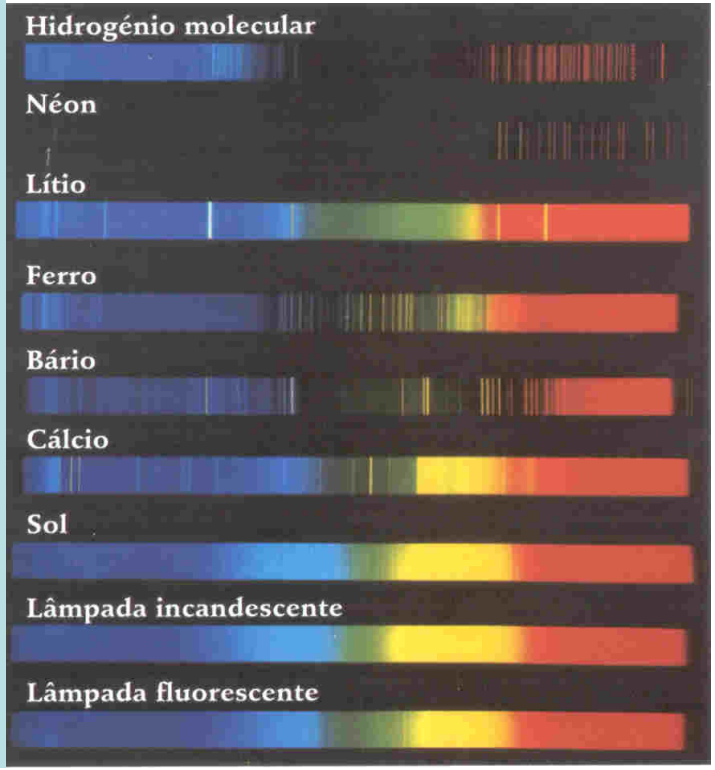
➡ **Fornece uma assinatura do Hg^{198}**
Pode-se determinar quanto de Hg existe, p.e., numa lata de atum

O Sol emite luz com todas as cores, como já vimos. Mas, essa luz passa por gases relativamente frios na superfície do próprio Sol. Esses gases **absorvem a luz do Sol exatamente nas cores que gostam de emitir**. As linhas escuras **de Fraunhoffer** são linhas de absorção de luz

Observando o espectro de absorção na descarga elétrica entre eletrodos de C iluminado com a luz do Sol **FOUCAULT**, em 1849, concluiu que a substancia que emite luz de uma dada freqüência também absorve melhor a luz nesta freqüência.

Reforça a idéia de que os fenômenos de EMISSÃO e ABSORÇÃO seriam devidos a uma espécie de ressonância entre a radiação e os átomos de uma substancia

Sugere que os átomos seriam compostos:
MAXWELL: foram estas observações que levaram a conclusão de que o espectro implicava que os átomos tivessem estrutura, ou seja, fossem um sistema capaz de executar movimentos internos de vibração

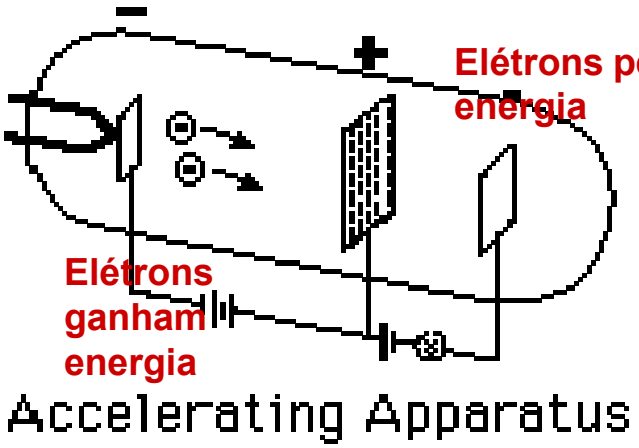


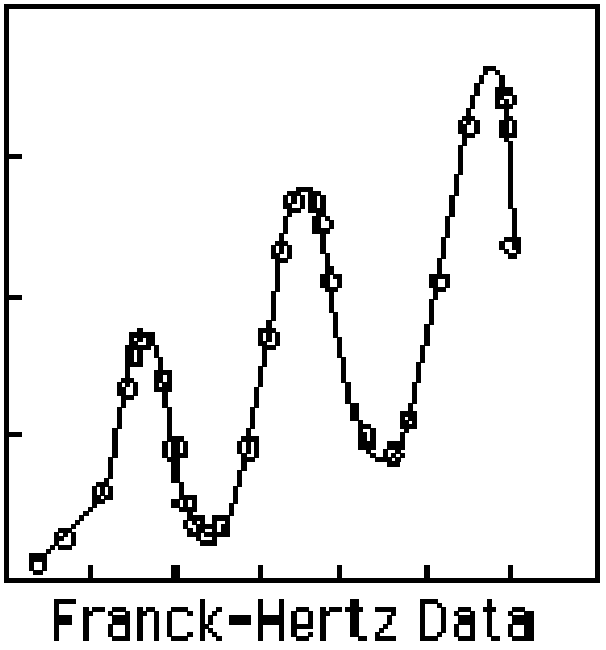
Na linguagem da **FÍSICA MODERNA** **o espectro de emissão de um elemento químico é a imagem da radiação eletromagnética emitida por seus átomos excitados ao retornarem para o seu estado energético fundamental!**

EXPERIMENTO DE FRANCK-HERTZ

1914 James Franck + Gustav Hertz realizaram um experimento importante para desvendar aspectos da estrutura atômica da matéria

Objetivo: Determinar a interação de elétrons quando eles passavam através de um gás de átomos





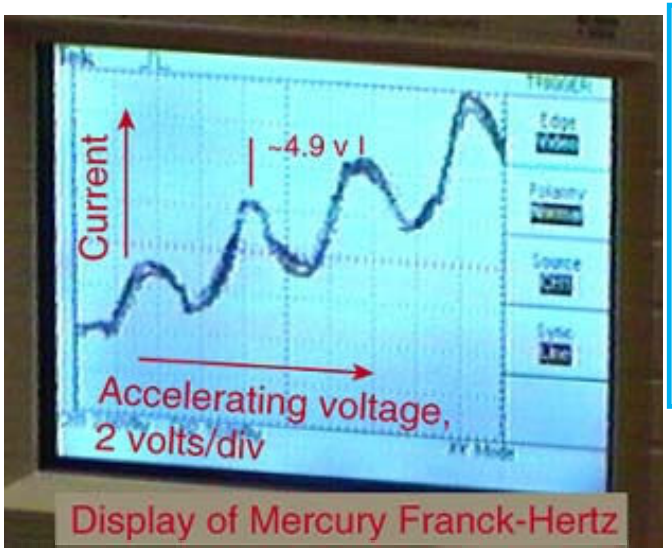
*Nobel prize in physics, 1925

TUBO DE VACUO COM HG A VAPOR

Fonte de e's = emissão térmica de um catodo aquecido
Os e's são acelerados por uma ddp V_c entre o catodo e a grade
V_c varia durante o experimento
A energia cinética dos e's na grade – se eles não interagem com os átomos de Hg = eV_c
Os e's são desacelerados por uma ddp V_a entre o anodo e a grade (fixo)
Portanto , a **K** dos e's no anodo (sem interação com os átomos de Hg) $eV_c - eV_a$

➡Se os **e's** perdem alguma energia **ΔE** por interação com os átomos de Hg

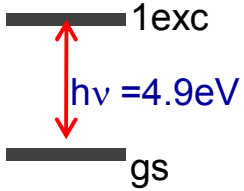
➡ $K = eV_c - eV_a - \Delta E$



Os resultados do **experimento de Franck-Hertz** para o mercúrio obtidos varrendo-se a voltagen de aceleração e registrando-se a corrente x voltagem num osciloscópio no modo x-y.
As medidas de separação entre os picos de corrente correspondem a energia de excitação da transição envolvida nos átomos de mercúrio

O espaçamento regular entre os picos é uma medida da energia de transição de um e com o átomo de Hg

$h\nu = Ei - Ef = K = eV_c$



Observa-se decréscimo na corrente em: V_c, $2V_c$, $3V_c$, ...

Os pontos em que a corrente decresce : os e's perdem **4.9 eV** por trocas com os átomos de Hg

Fica então difícil atingir o anodo, pois entre a grade e o anodo a V_a não favorece o mov. dos e's ➡ QUEDA da CORRENTE

Ou o elétron não perde nenhuma energia ou um múltiplo (quantum) de **4.9 eV...**

O átomo de Hg retorna ao estado gs emitindo um fóton de 4.9 eV

$\lambda = hc/\Delta E = 1240eV.nm/4.9eV = 253$ nm

SERIES DE BALMER

No final do sec XIX – Ander Angstron realizou medidas de λ's de 4 linhas visíveis emitidas pelo átomo de H

Joham Balmer

1885

Propôs uma expressão simples para as linhas visíveis no espectro de H $\lambda = Cn^2/n^2-4$, **n>3**

C=constante

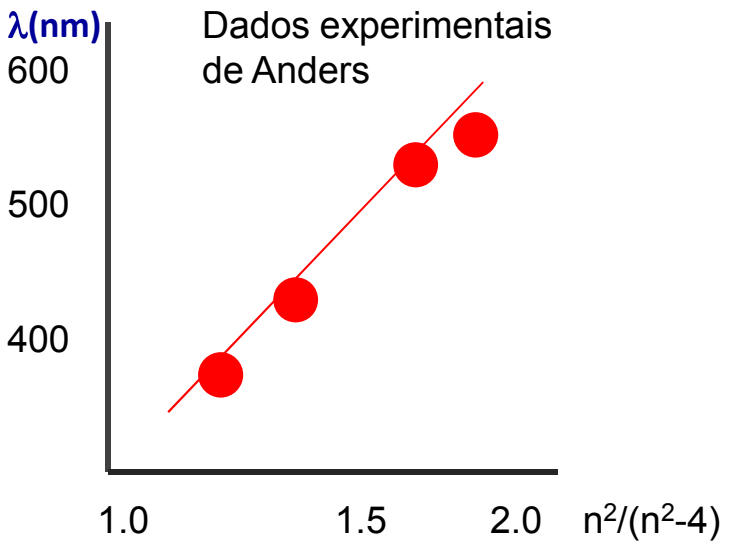
Alem disso Balmer predize que outras linhas de H poderiam ser vistas, correspondendo a n=7,8,9

λ's = 396,97 nm

377,02 nm

374,98 nm

E ele estava correto!!!! Todas as linhas existiam e foram descobertas mais tarde



GENERALIZAÇÃO:

$\lambda = C_m\, n^2/(n^2-m^2)$, **m e n inteiros**

n>m

Para cada valor de m – uma série!

Cada série com um nº infinito de linhas

Hidrogênio poderia emitir um conjunto INFINITO de linhas

Após Balmer:

W. Ritz & JR Rydberg

Generalizaram a formula de Balmer p/ prever outras linhas de outros elementos

$$1/\lambda = R\,(1/\,n^2 - 1/m^2\,)$$

$$\lambda = n^2\,m^2\,/[R\,(\,n^2-m^2\,)]$$

n ≥m , m>0

R depende do elemento

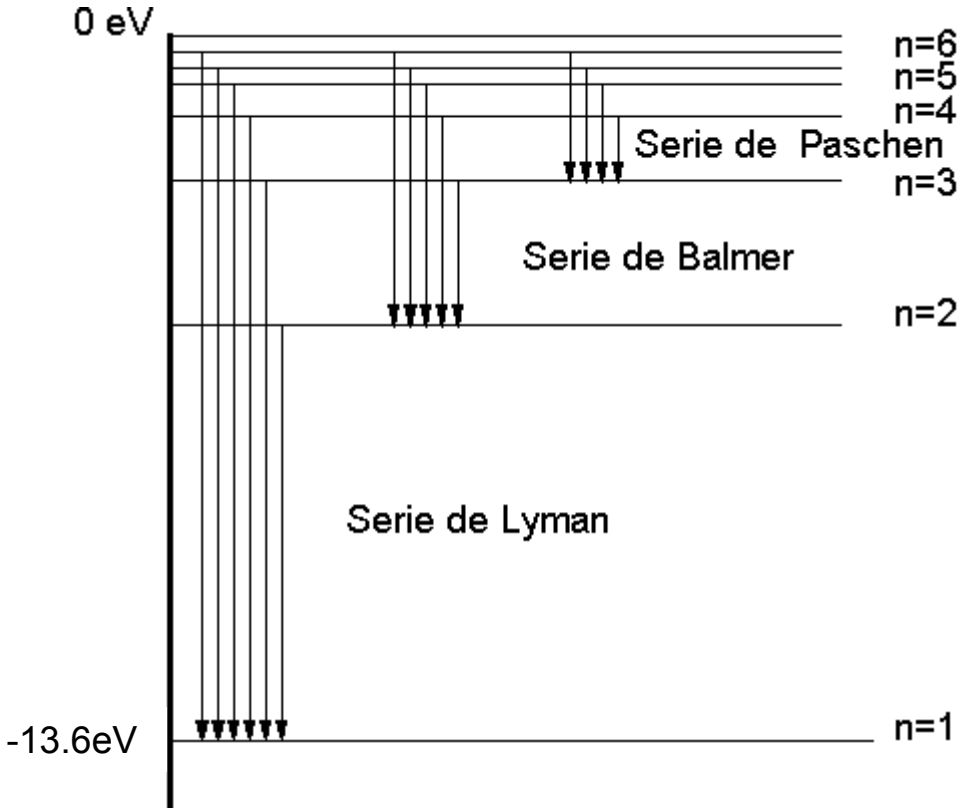
$R_H = 1.09677576 \times 10^7\ m^{-1}$

$R_\infty = 1.09737315 \times 10^7\ m^{-1}$

Constante de Rydberg para o átomo de H

A formula de Rydberg –Ritz funcionava para elementos pesados da mesma forma que para o Hidrogênio

Series das linhas de Hidrogênio



Lyman	**m =1**
Balmer	**m =2**
Paschen	**m =3**
Bracket	**m =4**
Pfund	**m =5**

Algumas linhas não casavam com a previsão teórica

Existiam variações nas linhas com a T e P

GRANDE regularidade importante de **série** de muitas linhas dos quadrados dos inteiros

RAIOS CATÓDICOS – DESCOBERTA DOS ELÉTRONS

Linha da concepção atomística da matéria.

➡**Inicialmente não se questionava a natureza indivisível do átomo**

ENTRETANTO

➡**Conjunto de evidências experimentais apontam para a divisibilidade do átomo**

➡**necessidade de se explicar os fenômenos elétricos e magnético**

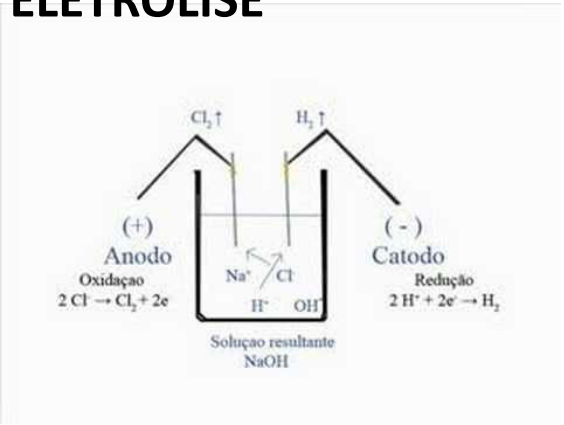
(i) espectroscopia do átomo de H

(ii) eletrolise de Faraday

(iii) efeito Zeeman

(iv) Millikan – medidas precisas da carga do e

(ii) RESULTADOS DO EXPERIMENTO DE FARADAY SOBRE ELETROLISE



Os componentes da solução se dissociam nos eletrodos

A quantidade de massa depositada em cada um dos eletrodos durante um Δt era proporcional a carga Q que percorre o circuito **$m = K\,Q$**

K = equivalente eletroquímico **K era proporcional a μ /n** **μ= peso atômico do elemento que constitui a substancia depositada em um dos eletrodos e** **n = valencia da substancia**

$$\frac{\mu}{n} = FK$$

F = 9,65 x 10^4 C
constante de Faraday

Carga depositada no eletrodo por 1 mol de substancia de valencia unitária

$$F = \frac{\mu}{n}\frac{1}{K} = \left(\frac{\mu}{n}\right)\frac{Q}{m} = \left(\frac{\mu}{m}\right)\frac{Q}{n}$$

N_A/N = número de Avogadro/número de íons

$$F = \frac{N_A}{N}\frac{Q}{n} = \left(\frac{N_A}{n}\right)\frac{Q}{N} = \left(\frac{N_A}{n}\right)q \Rightarrow \quad q = \frac{F}{N_A}n$$

A corrente em uma solução iônica e devido ao movimento de seus íons a carga de cada íons depende de sua valencia

Carga mínima **$e = F/N_A$ ➡ $q=ne$**

Corresponde a carga de um íon monovalente

Carga de qq íon e um múltiplo da carga elementar
Carga quantizada (somente números inteiros de carga são transferidos aos eletrodos)

"SE ACEITAMOS A HIPÓTESE DE QUE AS SUBSTANCIAS ELEMENTARES SÃO COMPOSTAS DE ÁTOMOS, NÃO PODEMOS DEIXAR DE CONCLUIR QUE TAMBÉM A ELETRICIDADE, TANTO POSITIVA QUANTO NEGATIVA, SE SUBDIVIDE EM PORÇÕES ELEMENTARES QUE SE COMPORTAM COMO ÁTOMOS DE ELETRICIDADE"

Helmholtz – discurso para Faraday

$e = F/N_A \cong 1.6 \times 10^{-19}$ C

Primeira indicação em favor da existência de uma carga elementar – carga do elétron

1895-1897 evidencias fortes (Zeeman Thonson
1909 Millikan mediu a carga do elétron!