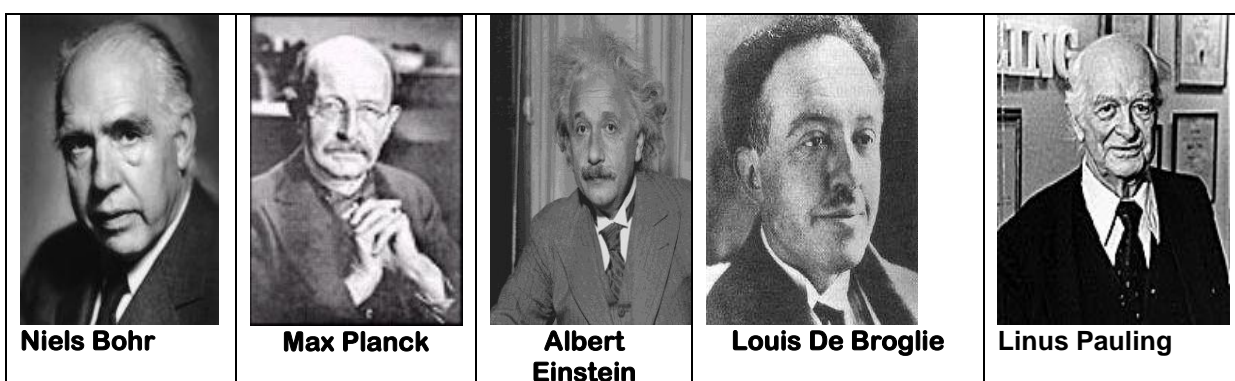


A HISTÓRIA DA QUÍMICA DO SÉCULO XVII AO SÉCULO XX



José Otelino Vieira Pereira

A HISTÓRIA DA QUÍMICA DO SÉCULO XVII AO SÉCULO XX

Trabalho científico apresentado no ISE para a obtenção do grau Bacharel em Ensino de Físico-Química, sob orientação do Professor Licenciado João Gomes Cardoso.

O júri

.....
.....
.....

Praia aos de 2005.

ÍNDICE

INTRODUÇÃO	4
I – OS PRIMÓRDIOS DA QUÍMICA	5
1 – A relação do Homem com o mundo natural na Pré-História	5
2 – As primeiras teorizações sobre o mundo material na Grécia Antiga	6
3 – A Química na Idade Média	7
II – A QUÍMICA COMO CIÊNCIA	9
1 – Do Renascimento à Química Moderna	9
1.1 – Percussores da era científica – Robert Boyle e seus contemporâneos	9
1.2 – A afirmação da Química como Ciência	11
1.3 – A teoria do flogístico e as reacções de combustão	12
1.4 – Lavoisier e o inicio da Química Moderna	13
2 – Os avanços da Química Moderna	15
2.1 – As partículas da matéria: átomos, moléculas e iões	15
2.2 – A estrutura dos átomos – de W. Crookes a Maxwell	18
2.3 – Raio X e Radioactividade	20
2.4 – Surgimento da espectroscopia como técnica de investigação	22
2.5 – Os elementos químicos e a sua classificação periódica	23
III – A EMERGÊNCIA DA QUÍMICA ORGÂNICA	27
IV – A QUÍMICA NO SÉCULO XX	29
1- Surgimento da teoria quântica	29
2- Teoria de ácidos e bases	32
3- A ligação química	33
V – A QUÍMICA E O DESENVOLVIMENTO DA TECNOLOGIA	36
CONCLUSÃO	42
BIBLIOGRAFIA	43
ANEXO	45

INTRODUÇÃO

Este trabalho enquadra-se no âmbito de um estudo científico e no cumprimento de uma das exigências curriculares do fim do curso para a obtenção de uma classificação satisfatória.

O tema central deste trabalho é **História da Química, do século XVII ao século XX**.

“... a história das ideias permite, ao percorrer os grandes estádios da civilização, experimentar, ao mesmo tempo que um sentimento de extrema modéstia relativamente ao que somos, uma confiança muito grande no futuro”¹.

Desde os seus primeiros tempos, o homem estudou as matérias que o rodeiam visando, quase sempre, o seu aproveitamento, quer para o bem-estar das populações, quer para actividades bélicas ou, algumas vezes, sem aparente finalidade imediata.

Apesar de todo o esforço feito pela humanidade na procura do saber, decorreu muito tempo até se desenvolver uma ideia minimamente fundamentada sobre a constituição da matéria e sobre as transformações que ela pode sofrer. Foi apenas no séc. XVII que se começou a ter uma noção mais precisa dos fenómenos que envolvem a produção de novos materiais. Foi igualmente nessa altura que aquilo que cada ciência estuda se passou a delimitar com mais precisão. A Química foi uma das ciências que, nesta linha, se individualizou e se desenvolveu.

Neste trabalho pretende-se fazer uma abordagem breve sobre a História da Química, dividindo-a, por questões de metodologia, em capítulos, conforme se indica:

- I – Os primórdios da Química;
- II – A Química como Ciência;
- III – A emergência da Química Orgânica;
- IV – A Química no século XX;
- V – A Química e o desenvolvimento da tecnologia.

¹Palavras do físico, pedagogo e humanista científico francês **Paul Langevin**, numa conferência que proferiu no Museu Pedagógico de Paris, em 1926.

I – OS PRIMÓRDIOS DA QUÍMICA

1- A relação do homem com o mundo natural na Pré-História

A Química surgiu desde os tempos remotos com as primeiras civilizações, embora de forma inconsciente. Os pré-históricos já usavam os pigmentos naturais para ornar as suas cavernas.

A era pré-histórica é dividida em períodos: Idade da Pedra e a Idade dos Metais.

A Idade da Pedra abrange a era do Paleolítico (Idade da Pedra Lascada), há cerca de 400000 anos, e a era do Neolítico (Idade da Pedra Polida) que sucede a era do Paleolítico e termina por volta de 4000 a.C. Nessa era foi descoberto o fogo que é, provavelmente, o evento mais importante do ponto de vista químico conseguido pelos nossos ancestrais, pois a sua utilização envolve processos químicos que vão desde uma simples queima de material inflamável (as combustões) a processos de excitação electrónica envolvidos na emissão da luz. Essas particularidades tornaram do fogo um factor de viragem no estilo de vida do homem e, certamente, um dos principais catalizadores da sua evolução.

Mais tarde, graças aos conhecimentos acumulados pelo homem na prática da combustão e na construção de fornos, iniciou-se uma nova era denominada Idade dos Metais. Essa abrange três períodos: o do Cobre, o do Bronze e o do Ferro.

Uma vez que grande parte dos metais não se encontra na natureza no estado livre, mas em materiais compostos, a sua obtenção envolve processos químicos variados e técnicas específicas de trabalho. O acto químico começa com a obtenção de metais a partir de compostos minerais e na obtenção de ligas metálicas por mistura de metais originais.

O ouro tinha sido conhecido 5.000 a.C. ou antes, depois da pré-história.

O cobre foi obtido no Médio Oriente, por volta de 4000 a.C., a partir da malaquite (CuCO_3 ; $\text{Cu}(\text{OH})_2$) por aquecimento em fogo de carvão vegetal. Por sua vez, o bronze foi obtido por combinação entre o cobre (90%) e o estanho (10%) que se encontra em forma de óxido (SnO_2 - a cassiterite), a 3000 a.C.

Antes do primeiro milénio conheceu-se o latão, liga de cobre e zinco, obtido através da redução da calamita (silicato de zinco) misturada com cobre em fusão.

A prata encontra-se por vezes em estado puro ou em liga com o ouro (electrum). Foi sobretudo produzida a partir de 2.500 a.C.

2- As primeiras teorizações sobre o mundo material na Grécia Antiga

Os conhecimentos adquiridos pelo homem na Pré-História tinham uma base empírica, visando sobretudo a satisfação de uma necessidade imediata.

À era pré-histórica seguiram-se os gregos, considerados os pioneiros da interpretação racional do universo. Ao contrário das civilizações mais antigas, os gregos desvalorizavam a actividade técnica e o trabalho manual, e dedicaram-se sobretudo à teorização do universo com base na observação.

Os gregos foram os primeiros especuladores sobre a constituição da matéria, há cerca de 2400 anos, tendo surgido na época duas correntes de ideias, uma referente à constituição da matéria – a **teoria dos quatro elementos** – e outra referente à sua natureza corpuscular – a **teoria atómica**.

A teoria dos quatro elementos corresponde a uma síntese proposta por **Empédocles** (485-425 a.C.), que acrescentou um quarto elemento, a *terra*, a outros três, a *água*, o *ar* e o *fogo*, defendidos por **Tales de Mileto** (~650 a.C.), **Anaxímenes** (~ 540 a.C.) e **Heraclito de Efeso** (536-470 a.C.), respectivamente, como elementos “*primordiais*” da matéria.

Partilhando a teoria dos quatro elementos e dando seguimento à ideia dos Pitagóricos, **Platão** (427-347 a.C.) procurou fundamentos matemáticos que determinassem a forma que as partículas dos elementos assumiriam. Assim, o fogo teria a forma de um tetraedro, o ar de um

octaedro, a água a de um icosaedro e a terra de um cubo. Admitiu ainda que os elementos podiam sofrer mudanças transformando-se uns nos outros. Aceitava a ideia de transformação cíclica – a água transformava-se, por condensação, em terra e pedra e estes, quando fundidos e dispersos, transformavam-se em vapor e ar. O ar, por sua vez, quando inflamado, originava o fogo que, por condensação, se transformava em ar. O ar aprisionado e condensado produzia neblina e nuvem que, por sua vez, quando comprimidos, produziam a água.

Aristóteles (384-322 a.C.) retomou a teoria dos quatro elementos proposta por Empédocles e acrescentou um quinto elemento de natureza distinta, o qual designou por *éter*.

A descontinuidade da matéria, facto trivial nos dias de hoje, foi alvo de muita reflexão pelos filósofos da Grécia Antiga. Teorizando sobre a estrutura da matéria, **Leucipo** (~ 480 a.C.) concebeu a existência de espaços vazios no seu interior, sendo a parte não vazia ocupada por partículas sem divisão designadas por “**átomos**”, termo derivado de **a** (sem) + **tomos** (divisão).

Demócrito (460-370 a.C.) aluno de Leucipo, e **Epicuro** (341-270 a.C.) desenvolveram as ideias do antecessor. Conceberam átomos com características diferentes (forma e peso) e com possibilidade de se associarem de diversas maneiras formando tudo o que existe. Assim, átomos lisos como os da água deslizavam uns sobre os outros e conferiam fluidez ao corpo que constituíam. Átomos de superfície rugosa e irregular aderiam uns aos outros e formavam os corpos sólidos.

3- A Química na Idade Média

A Idade Média foi profundamente marcada pela Alquimia que teve inspiração nas concepções aristotélicas sobre a matéria.

A prática alquímica teve a sua origem na combinação entre a tecnologia importada da civilização egípcia, o misticismo oriental e a filosofia grega. Da Alexandria esta fusão passou-se para a Síria e a Pérsia, mais tarde, no século VII, chegou à Arábia. Os árabes tomaram a

palavra grega **chemeia** que se referia à imitação do ouro e prata, deram-lhe o artigo **al** como prefixo, legaram assim a palavra **alquimia**.

Antes da era cristã, os egípcios conseguiram ter excelente habilidade na extração e no trabalho com metais. Tornaram-se também célebres na coloração da superfície dos metais e na preparação das ligas que imitavam aparência do ouro e da prata. Na Alexandria esse conhecimento combinou com a astrologia, a magia dos babilônios e a filosofia dos gregos.

A teoria alquímica incorporava alguns princípios:

- A matéria é constituída por mistura de terra, ar, água e fogo;
- O ouro é o mais nobre e o mais puro dos metais, seguido pela prata;
- Qualquer metal pode ser transformado em ouro, por transmutação. Este processo consiste na modificação das proporções dos quatro elementos básicos.

Os alquimistas acreditavam que o processo de transmutação era possível com uso de uma substância indefinida chamada de **pedra filosofal**. Acreditavam também no **elixir da vida** que prolongaria a vida indefinidamente e na **panaceia**, uma espécie de medicamento que curaria todas as doenças.

Embora os alquimistas nunca tivessem conseguido os seus objectivos, é de salientar que deram um grande contributo para o surgimento da Química Moderna. Levaram à descoberta de muitas substâncias, além de instrumentos de laboratório e algumas das técnicas das quais desfrutaram os cientistas do século XVII. Elaboraram receitas sobre a obtenção da pólvora, de alguns ácidos, bases e sais, do álcool através da destilação, etc. Desenvolveram alguns dos processos de análise química ainda hoje utilizados, nomeadamente a destilação, a cristalização, aparelhos para refinar metais e obter ligas, enfim, foram os “*autores do laboratório*”.

Não se pode esquecer que os alquimistas da idade média viviam numa sociedade que acreditava em anjos e demónios e eram subjugados pela poderosa Igreja Católica. Para os leigos, qualquer experiência química era considerada obra sobrenatural. Nestas condições os alquimistas evitavam resultados de suas experiências e, é provável que, por isso, um grande número de descobertas se tenha perdido.

II – A QUÍMICA COMO CIÊNCIA

1- Do Renascimento à Química Moderna

1.1- Precursores da era científica – Robert Boyle e seus contemporâneos

Paracelso (1493-1541) desviou os seus seguidores da obcecação de fabricação do ouro, para o estudo dos medicamentos. Segundo ele, o verdadeiro objectivo da alquimia devia ser a cura dos males humanos e da doença. As suas ideias inauguraram uma nova era na Química, conhecida como **Iatroquímica** ou Química médica. Esta era foi uma ponte entre a alquimia e a ciência exacta da Química. Paracelso foi homem da Idade Média pela ligação com as teorias da Alquimia e ao mesmo tempo homem do Renascimento pelas contribuições que deu às investigações científicas. Ele fez referência quanto aos cuidados que se devem ter na preparação de substâncias usadas como medicamentos, introduzindo assim a noção de pureza. Segundo ele, a noção de pureza é de muita importância em Química, pois, o experimentador deve conhecer imprescindivelmente a identidade dos corpos que manipula.

Robert Boyle² (1627-1691) que fez largo uso da balança, exprimiu a lei dos gases, caracterizou os cloretos, diferenciou os ácidos das bases sem o uso do gosto, deu grande impulso à interpretação dos fenómenos químicos através da reflexão racional, entre outros.

² Boyle nasceu em Lismore na Irlanda. Ficou conhecido pelas pesquisas que fez no âmbito da Química. Seus trabalhos sobre as propriedades dos gases levaram-no a estabelecer a Lei de Boyle em 1662. Como muitos cientistas do seu tempo, era filósofo. Questionava as ideias do filósofo grego Aristóteles. Boyle era um cristão que tentou usar a ciência para provar suas crenças.

Nesse período também teve início a tentativa de explicação da combustão segundo as ideias dos alquimistas da época. Notou-se que um metal aquecido ao ar livre dava origem a uma substância mais pesada que o metal de partida e chamaram-lhe de “cal”. Explicavam esse fenómeno como sendo o abandono de qualquer coisa do metal durante a sua calcinação. Ao “cal” chamaram de cadáver do metal e a essa coisa que acharam que abandonava o metal chamaram de “alma do metal”. Pensavam que essa alma era constituída por uma substância muito leve e que, por isso, ao abandonar o metal este ficaria mais pesado.

Em 1673, Boyle interpreta o fenómeno da combustão da seguinte forma: *o metal aumenta o seu peso porque absorve o fogo.*

Robert Hooke (1635-1703) – defendia que o ar era como um solvente universal de todos os corpos combustíveis e o enorme calor (fogo) é produzido pela acção da dissolução. Segundo ele o solvente não é o próprio ar, mas sim uma substância existente no ar que é, por conseguinte, uma mistura que une os corpos que ardem. Diz também que este constituinte existe no salitre (KNO_3). Porém, ele não conseguiu isolar esse constituinte a que chamamos hoje de oxigénio.

Francis Bacon (1651-1626) – defendia as ideias atómicas da Antiguidade, por algum tempo.

René Descartes (1596-1650) – formulou uma teoria corpuscular baseada em conceito de extensão, figura e movimento. Para ele, o vazio não existe, ou seja, o espaço é matéria. Existe um fluido que preenche totalmente os intrínsecos entre os corpúsculos da matéria. Os corpúsculos estão em constante movimento. A extensão assim como as partículas são infinitamente divisíveis. Essas partículas não são átomos e, de acordo com as suas propriedades, constituem os elementos: fogo, ar, água e terra. Algumas partículas da terra podem misturar-se, permitindo-lhes união mecânica. **Boyle** e **Nicolas Lémery** (1645-1715) foram profundamente influenciados por essas ideias.

Isaac Newton (1642-1729) descobriu o princípio de atracção universal. Que todos os corpos se atraem com uma força proporcional ao produto das suas massas e inversamente proporcional ao quadrado das distâncias que os separam ($F = K m_1 m_2 / d^2$ publicada em 1687). Newton pensava que uma lei do mesmo tipo se aplica a corpúsculos da matéria. Os fenómenos químicos passaram a ser explicados como sendo resultados de atracção ou de repulsão entre corpúsculos da matéria. Newton interpreta assim a elasticidade dos gases, a coesão dos sólidos, fenómenos de capilaridade, deliquescência dos sais. Segundo Newton a deslocação de um metal dos seus sais é devido à atracção entre este e um outro. Que metais

diferentes atraem as partículas dos ácidos com forças diferentes (fenómeno de afinidade, desconhecida na época), formando sais metálicos em solução.

1.2- A afirmação da Química como ciência

Robert Boyle é considerado por muitos estudiosos o iniciador da Química Moderna, pois ele realizou os primeiros trabalhos sistemáticos em Química, dando uma nova e válida definição de *elemento* considerando-o como *substância indecomponível*.

Em 1661, Robert Boyle, publica a sua obra “*The Sceptical Chymist*”, na qual contesta a teoria dos quatro elementos dos filósofos gregos e a dos três elementos defendida por Paracelso (“*saibam que todos os metais são nascidos de uma matéria tripla, a saber: mercúrio, enxofre e sal, mas com coloridos peculiares e distintos*”). Para além de pôr em causa a ideia de transmutação dos elementos, como, por exemplo, a do mercúrio em ouro, a obra apresentava um conceito de elemento como sendo substâncias puras e simples que entravam na composição dos corpos.

Do conjunto dos seus contributos enumeram-se a obtenção do fósforo branco a partir da urina, o uso de corantes naturais no teste do carácter ácido e básico das soluções aquosas e o estudo do comportamento dos gases do qual extraiu conclusões válidas até os dias de hoje – a lei de proporcionalidade entre o volume e a pressão dos gases nos processos isotérmicos

1.3- A teoria do flogisto e as reacções de combustão

A partir do século XVII, um dos assuntos de grande controvérsia foi a reacção de combustão, que na época era um mistério. Os químicos basearam-se no que podiam captar através da observação para explicar a combustão, isto é, baseavam no fogo que aparecia durante a combustão. A ideia neste aspecto era a dos alquímicos.

Ernest Stahl (1659-1734) deu o nome de “flogisto” (inflamado) ao elemento fogo e apresentou uma teoria nesta sequência – a teoria do flogisto. Segundo esta teoria, o flogisto é o fogo fixado na matéria e que se liberta durante a calcinação (combustão). Quando isso acontece fica o «cal» (actualmente designado genericamente por óxido). À luz desta teoria é possível obter a matéria inicial, a partir do «cal» formado bastando para o efeito incorporá-lo o flogisto libertado. Esse processo é possível através da colocação do fogo nas cales na presença do carvão (carbono). Esta teoria pareceu insuficiente e ambígua para muitos químicos, e outros até associaram o flogisto à libertação ou absorção de energia calorífica, facto em relação ao qual não havia dúvidas.

Em 1774, **Joseph Priestley** (1733-1804) auxiliou-se de uma lente e observou que ao aquecer óxido vermelho de mercúrio ocorria a libertação de um gás que mantinha viva a chama de uma vela acesa. A essa libertação gasosa deu o nome de “ar desflogisticado”, pois, influenciado pela teoria em vigor, pensava que o flogisto não compactuasse com a combustão. Observou também em experiências com ratos, que estes viviam mais tempo com o “*ar desflogisticado*” do que com o mesmo volume de ar normal. Segundo Priestley, quando o ar desflogisticado desaparecia, ficava o ar a que chamou de “ar flogisticado”. E os dois tipos de ar para ele continuavam sendo ar.

Henry Cavendish (1731-1810), interessou-se em 1765, pelo “ar inflamável” (hidrogénio) cuja libertação foi verificada aquando da dissolução de um metal num ácido. Ele determinou algumas propriedades da nova substância – a densidade e a detonação com o ar.

Com o “ar inflamável” Cavendish pensou ter isolado o “flogisto”. Ele fez queimar este “ar inflamável” ao ar livre e obteve água. Para ele o “ar inflamável” seria o flogisto puro ou água carregada de flogisto. Explicou o processo de formação de água como sendo uma redistribuição de flogisto. O “ar desflogisticado” e o “ar inflamável” eram concebidos como

uma forma de água. Cavendish apesar de ter conseguido a síntese da água, insistia em considerar esta substância composta como sendo um elemento.

Por volta de 1771, **Antoine Lavoisier**³ (1743-1794) tornou clara a importância do ar nas reacções de combustão, com destaque para a combustão do enxofre e do fósforo. Ele justifica o aumento do peso verificado nos produtos da combustão como sendo a quantidade do ar que reagiu com a substância inicial. Através da combustão do chumbo num recipiente fechado, obteve o litargirio (óxido de chumbo), tendo efectuado a pesagem do sistema antes e depois da reacção e verificado que não houve alteração do peso do sistema, mas sim apenas do conteúdo. Estudou igualmente a calcinação do mercúrio – formação do óxido vermelho de mercúrio- por aquecimento em meio fechado e em presença do ar. Descreveu a diminuição do peso do ar durante a reacção, mostrando que ficou uma “mofeta residuária” (o azoto). Por aquecimento do óxido recolheu o mercúrio e o “ar vital” (oxigénio). Numa fase final, misturou a “mofeta residuária” e o “ar vital” obtendo assim o ar inicial. Deste modo ficou evidente que o “ar vital” que existe na mistura atmosférica reage com metal durante a sua calcinação e lhe aumenta o peso.

1.4- Lavoisier e o início da Química Moderna

Lavoisier, preocupado com os aspectos quantitativos que envolviam os fenómenos, descobriu por via experimental que os fenómenos de combustão, amplamente estudados até então, estavam ligados à presença de um componente do ar – o oxigénio. O uso da balança foi

³ Lavoisier nasceu em Paris, no dia 8 de Maio de 1743. Foi filho de uma família muito rica, estudou nas melhores escolas francesas. Estudou matemática, astronomia, química, física, botânica e geologia. Aos 25 anos, entrou na Academia de Ciências da França. Foi premiado pelo seu trabalho de relatório sobre sistema de iluminação de Paris, recebeu medalha pela colaboração em um Altas geográfica da França. Foi colector de impostos (1779), membro da Comissão Francesa de Agricultura (1785), deputado suplente (1789), membro da Comissão de Pesos e Medias (1790) e secretário do tesouro (1791). Lavoisier é considerado um dos maiores cientistas do século XVII e fundador da Química Moderna. Em 1787 ajudou na elaboração de uma nova nomenclatura química. Em 1789 publicou o famoso trabalho “*Tratado elementar de Química*”. Foi decapitado pelos revolucionários no dia 8 de Maio de 1794, acusado de desvio de dinheiro público.

fundamental para o sucesso das suas descobertas e para o surgimento de uma nova forma de lidar com os factos.

No “*Traité Élémentaire de Chimie*” (1789) descreve a formação e a análise de gases atmosféricos, a combustão de corpos simples, a formação de ácidos e sua nomenclatura, a formação de óxidos metálicos, a decomposição da água e estuda o calor libertado em diferentes espécies de combustão. Também aborda a combinação das substâncias combustíveis, faz considerações sobre óxidos e ácidos relacionados com bases diversas e estuda a composição de substâncias vegetais e animais e sua decomposição pela acção do fogo. Estuda ainda a formação de sais neutros a partir de substâncias básicas (potassa, soda, amoníaco, giz, magnésia, alumina) etc; apresenta tabelas sobre as reacções químicas e descreve os equipamentos e a metodologia que usou nas suas experiências.

A partir da nomenclatura que introduziu desenvolveu-se a linguagem moderna para representar as substâncias e compostos.

De entre os vários estudos que Lavoisier efectuou destacam-se:

- Combustão do fósforo e do enxofre – mostrou que ambos se combinavam com o ar produzindo compostos ácidos;
- Combustão de substâncias compostas, como a de uma vela, a do óleo de oliva, dando inclusive dados sobre a composição (carbono e hidrogénio) e quantidade de calor desprendido (1784);
- Combustão do óxido de mercúrio (precipitado vermelho) – mostrou por aquecimento, com sua lente, que aquele composto se decompunha em mercúrio e um gás constituinte do ar;
- Composição do ar – considerou a existência de dois componentes: um inerte, o azoto, e o outro " ar respirável" (o oxigénio).

A partir de experiências chegou à conclusão de que o "ar respirável" era responsável pela produção de calor na respiração dos seres vivos e pela formação do "gás fixado" de **Joseph Black** (1728-1799) na combustão do carvão vegetal no ar.

Mostrou que o aumento de peso na combustão era devido à formação de um "cal" (óxido) com o ar. Corrigiu desse modo a ideia defendida por químicos famosos como Boyle e outros que consideravam a absorção do fogo como causa do aumento do peso nas combustões. Demonstrou ainda que o "cal" aquecido com carvão vegetal libertava o metal e um gás idêntico ao "gás silvestre " de van Helmont ou ao "gás fixado" (CO₂) estudado por Joseph Black.

Com a sua prática, Lavoisier introduziu uma nova forma de encarar os fenómenos químicos. Estabeleceu as bases fundamentais que permitiram alterar as ideias e práticas alquímicas do cenário do estudo dos fenómenos de transformação da matéria. A partir de suas concepções a química rapidamente se tornou uma ciência quantitativa, com expressão rigorosamente científica e com linguagem e metodologias próprias.

Alguns princípios básicos enunciados por Lavoisier:

- Conceito de elementos químicos – substâncias que não se decompõem em outras.
- Descrição dos elementos: forma física, densidade e cor. Os elementos podem combinar-se em proporções diversas e diferentes formando substâncias compostas diversas.
- Descrição de compostos químicos – formados pela combinação dos elementos. Lavoisier achava erroneamente que todo o ácido continha oxigénio.
- Nomenclatura dos compostos – toda e qualquer substância composta deve possuir um nome e somente um. O nome do composto deve indicar o nome dos seus elementos constituintes.
- Composição quantitativa dos compostos usando a massa – a balança deve ser usada para determinar as massas das substâncias antes e depois das transformações.
- Leis de conservação: a) da massa – a massa total das substâncias resultantes de uma transformação química é igual à massa total das substâncias iniciais; b) dos elementos nas transformações químicas; c) da composição das combinações químicas.

2- Os avanços da Química moderna

2.1- *As partículas da matéria: átomos, moléculas e iões*

Ideias bastante avançadas sobre a natureza corpuscular da matéria já tinham sido concebidas na Grécia Antiga, porém, as mesmas não tinham carácter científico.

Uma teoria atômica com bases científicas só foi enunciada no século XIX, por volta de 1802-1803 e publicada em 1808 por **John Dalton**⁴ (1776-1844). Essa Teoria marcou o início da Química Moderna.

A teoria atômica de Dalton resume-se nos seguintes postulados:

- Os átomos são partículas da matéria, maciças, indivisíveis, descontínuas e não sofrem nenhuma alteração durante as reações químicas.
- Um mesmo elemento tem átomos sempre idênticos e de peso inalterável. Os átomos de elementos diferentes diferem entre si em pelo menos uma propriedade.
- Um composto tem na sua constituição átomos de elementos diferentes. Em qualquer composto a razão entre número de átomos de dois elementos é um número inteiro, ou então uma fração simples, isto é, as proporções numéricas entre os átomos são fixas: 1:1, 1:2, 1:3, 2:3, etc.
- As reações químicas consistem na separação e união de átomos, e nunca na sua destruição ou criação.

A teoria atômica de Dalton, por sua extraordinária concepção, revolucionou a Química Moderna. Contudo, envolvia nela algumas ideias que não coincidiam com a realidade – por exemplo, a indivisibilidade do átomo, a determinação de pesos de átomos com base no conceito de composto binário, ternário, etc. Acresce-se ainda o facto de Dalton ter considerado as partículas resultantes da combinação de átomos como sendo átomos.

A última hipótese de Dalton permite explicar a grande diversidade de matérias que existem na Natureza. Esta hipótese constitui também uma fundamentação em termos corpusculares da Lei de Lavoisier.

Em 1811 **Amedeo Avogadro** (1776-1856), nos seus primeiros trabalhos, apresentou a sua ideia de que as partículas de um gás constituem agregados de um número definido de átomos chamando essas partículas de moléculas. Segundo ele, cada molécula de um gás elementar continha igual número e tipo de átomos. Ele definiu molécula como sendo a menor partícula de um elemento ou um composto existente num gás livre. Propôs a chamada actualmente “*Lei de Avogadro*”, enunciada por **Ampère** em 1814, segundo a qual existe o mesmo número de átomos ou moléculas em volumes iguais de gases diferentes nas mesmas

⁴Dalton nasceu em Eaglesfield – Inglaterra a 6 de Setembro de 1766. Começou a sua carreira como professor primário, dedicando-se posteriormente ao estudo da Matemática e da Física. Em 1794 estudou o fenómeno que mais tarde foi designado por daltonismo, consagrando-se, depois, à área da Química. Após ter dedicado ao estudo do comportamento físico dos gases, expôs em 1803 os princípios da teoria atômica para explicar a constituição dos corpos materiais. Morreu em Manchester a 27 de Julho de 1844.

condições de pressão e temperatura. Posteriormente, os químicos chamaram de *número de Avogadro*, o número de partículas contidas em um mole de substância. Actualmente esse número é chamado de *Constante de Avogadro* e o seu valor é $6,022 \cdot 10^{23}$.

Davy (1778-1829) com uma pilha poderosa que construiu, decompôs a potassa considerada um corpo simples em pequenos glóbulos metálicos inflamáveis em contacto com o ar: tinha-se assim descoberto o potássio.

Em 1834, com a descoberta do fenómeno da electrólise através da experiência de **Michael Faraday** (1791-1861) deu-se início a um estudo mais elaborado das propriedades eléctricas das substâncias. Ele referiu-se a experiências que mostram que transformações químicas podem ser provocadas através de passagem de corrente eléctrica em soluções aquosa de alguns compostos químicos. Faraday estabeleceu as bases da electroquímica.

Arrhenius (1859-1903) desenvolveu a Teoria iónica, segundo a qual os iões que constituíam a corrente eléctrica através da solução, no fenómeno da electrólise, nada mais eram que átomos carregados de electricidade. Em 1887, Arrhenius apresentou teorias segundo as quais «ácido» é toda substância que na água produz iões H^+ e «base» toda substância que produz iões OH^- . A neutralização seria a reacção entre as duas espécies iónicas produzindo água.

A teoria de Arrhenius foi importante, na medida em que, além de dar conta de muitos fenómenos conhecidos na época, provocou o desenvolvimento de varias pesquisas e contribuiu para estabelecer bases científicas da Química analítica. Por exemplo, temos: a aplicação das acções das massas, os equilíbrios iónicos e a obtenção da lei da diluição de Ostwald (1887); a equação de Nernst, que relaciona a força electromotriz das pilhas com a concentração dos iões (1888-1889); o conceito de pH (Sorensen, 1909); etc. Porém, esta teoria era restrita à água e inaplicável em sistemas sólidos.

2.2- A estrutura dos átomos – de W. Crookes a Maxwell

A constatação da atracção entre os corpos já era uma realidade nos dias dos contemporâneos de Tales de Mileto (~650 a.C.). Nessa altura atribuíam ao fenómeno uma causa sobrenatural ou, até mesmo, uma manifestação emocional entre os corpos quando estes se encontravam uns em presença de outros.

Em 1875, o físico **William Crookes** (1832-1919) evidenciou através de uma experiência que um feixe de radiações possuía massa. Que os raios catódicos (originam no cátodo) fossem formados por partículas carregadas negativamente, e que estas estavam presentes em todos os átomos (os electrões).

A descoberta da radioactividade em 1896 prova a divisibilidade do átomo, isto é, que os átomos têm na sua constituição partículas mais pequenas ainda.

Joseph Thomson⁵ (1856-1940), em 1897, em suas experiências conseguiu dados quantitativos sobre os electrões. Para explicar a neutralidade dos corpos admitiu também que deveria existir no átomo uma parte carregada positivamente para compensar a carga dos electrões. Com base nesses dados propôs um modelo atómico conhecido por «*pudim de passas*». A partir desse período o caminho estava aberto para a procura da comprovação de que a matéria possuía carga positiva.

Em 1886, o físico alemão **Eugen Goldstien** (1859-19309) demonstrou que ao perfurar uma ampola de descarga de gás, aparecia uma luminescência atrás do cátodo.

Mais tarde, o físico **Wilhelm Wiem** (1864-1928) descobriu que os raios emitidos através da luminescência de Goldstien eram positivos, e que as suas massas e as cargas dependiam do gás contido na ampola. Às partículas constituintes dos raios chamaram de *protões*.

Concluiu-se então que os átomos são constituídos também por protões. Verificou-se também que a menor massa obtida com o hidrogénio coincidia com a massa do protão e da mesma forma a carga.

⁵Joseph Thomson, físico britânico, nasceu em Manchester em 1856, e morreu em 1940. Foi professor de Física experimental. Elaborou uma teoria acerca da estrutura atómica. Thomson obteve Prémio Nobel de Física em 1906 por seu trabalho sobre a condução de electricidade através de gases.

Em 1911, o físico neozelandês **Ernest Rutherford**⁶ (1871-1937) concluiu, por via experimental, que o átomo é constituído por uma região central muito pequena (o núcleo) de diâmetro 10^4 vezes menor que o diâmetro do átomo, onde estariam os protões e ao seu redor se encontravam os electrões. Concluiu portanto que a teoria de Thomson não era correcta, uma vez que os átomos não eram uniformes com relação à distribuição de massa e de densidade de carga. Rutherford também previu a existência de partículas neutras de massa aproximadamente igual a dos protões. E com esses dados ele propôs um novo modelo atómico.

Em 1932, **James Chadwick** (1891-1974) confirmou o previsto por Rutherford, quando bombardeou o berílio com partículas alfa. Ele constatou a emissão de partículas altamente energéticas, às quais deu o nome de *neutrões*.

Deste modo estavam então descobertas as partículas fundamentais que entram na constituição dos átomos e as suas respectivas propriedades.

Em 1885, o físico suíço **Johann Balmer** (1825-1898) estabeleceu fórmulas empíricas de frequências e comprimento de onda de radiações visíveis correspondentes às riscas do espectro de hidrogénio. Mais tarde foram descobertas as séries de **Lyman** – radiações ultravioletas; **Pachen, Bracket e Pfund** – radiações infravermelhas.

De acordo com a teoria electromagnética de **Maxwell** (1831-1879), os electrões nos seus movimentos rotativos ao redor do núcleo irradiavam energia sob a forma de ondas electromagnéticas e, deste modo, perderiam a velocidade e cairiam no núcleo. Portanto, o átomo de Rutherford autodestruir-se-ia num curto período de tempo e emitiria energia radiante de forma contínua.

⁶Ernest Rutherford nasceu em Nelson, Nova Zelândia, em 30 de Agosto de 1871. Foi professor de Física e Química na Universidade de McGill – Canadá (1898-1907), na Universidade de Manchester – Inglaterra (1907-1919), e dirigiu o laboratório de Cavendish, da Universidade de Cambridge – Inglaterra a partir de 1919. Como professor orientou vários alunos que posteriormente se tornaram famosos, como Moseley, Chadwick, Geiger, etc. Em 1919 provou a primeira transmutação artificial. Recebeu várias Honrarias, como o Prémio Nobel de 1908, a Ordem do Mérito inglesa em 1925 e o título de barão em 1931. Morreu em Cambridge em 1937.

2.3- Raio X e Radioactividade

Wilhelm Röntgen (1845 – 1923) descobriu, em 1895, um novo tipo de radiação que proporcionava a observação do interior do corpo humano. Na noite de 8 de Novembro do referido ano, numa sala totalmente escura, Röntgen estudava a continuidade dos gases através de uma válvula (tubo de raios catódicos) coberta por uma cartolina negra, sem hipótese para o escape de luz. A uma certa distância da válvula havia uma tela de papel de cartolina tratada com platino-cianeto de bário. Durante a experiência viu com certo espanto a tela emitir luz. Porém, o maior espanto foi quando viu os ossos da sua mão na tela. O físico insistiu em fazer experiências por seis semanas tentando entender o fenómeno ocorrido. No dia 22 de Dezembro fez a radiação em causa atravessar a mão da sua esposa, Bertha, durante 15 minutos, atingindo uma chapa fotográfica. Revelada a chapa, via-se nela as sombras dos ossos de Bertha – foi assim realizada a primeira radiologia da história. Em 28 de Dezembro de 1895 Röntgen entregou à sociedade Físico – Médica de Wurzburg, na Alemanha, um relatório preliminar da sua descoberta descrevendo assim as suas pesquisas. Os raios X sensibilizavam as chapas fotográficas, não se reflectiam nem se refractavam ao serem desviados com campo magnético.

A notícia da descoberta dos raios X foi anunciada ao mundo em Janeiro de 1896 tendo causado uma grande comoção por parte de todos. Actualmente considera-se os raios X como sendo radiações electromagnéticas com comprimento de onda situados aproximadamente entre 10^{-11} a 10^{-8} (0.1 a 100Å), que resulta das colisões entre electrões produzidos num cátodo aquecido (onde ocorre uma emissão termoiónica) e os electrões de um ânodo metálico.

A radioactividade consiste na desintegração do núcleo dos átomos de elementos pesados dando origem deste modo à formação de átomos de outros elementos. Este fenómeno foi descoberto pelo cientista francês **H. Bequerel** em 1896, ao estudar impressões feitas em papel fotográfico por sais de urânio quando expostos ao sol. Bequerel guardou o sal de urânio envolto em papel fotográfico no fundo do seu armário. Quando Bequerel retirou o material notou uma sensibilidade no papel fotográfico.

Isso levou-o à conclusão de que foi o próprio sal de urânio [o sulfato duplo de uranila e potássio – $K_2(UO)_2(SO_4)_2$] responsável pelo acontecido. Estas radiações não somente

tornavam escuras as chapas fotográficas como também ionizavam gases transformando-os em condutores.

Bequerel apresentou na academia de ciências de Paris uma série de trabalhos memoráveis, principalmente o último – “*Emission de radiations nouvelles par l'uranium métallique*”. Nesse trabalho, ele explicava que os minérios de urânio “emitiam radiações capazes de impressionar placas fotográficas e atravessar certos materiais”.

A descoberta da emissão espontânea de radiações pelo urânio não foi de grande interesse para os cientistas da época. As atenções estavam voltadas para os raios X.

Mais tarde, o casal, Pierre e Marie Curie, deu extraordinário impulso ao estudo da radioactividade. Os dois cientistas mediram as actividades dos elementos que entram na constituição dos minerais de urânio e verificaram que o verdadeiro responsável pelas radiações é o próprio urânio.

Em 1898, foi descoberto um novo elemento químico 400 vezes mais radioactivo que o urânio, que recebeu o nome em homenagem ao país natal de Marie Curie de Polónio. Foi descoberto também por Marie Curie um novo elemento, o rádio, que é 900 vezes mais radioactivo que o urânio. Esses elementos eram capazes de ionizar um gás, de impressionar placas fotográficas e produziam cintilações ou pequenos focos de luz em certas substâncias, tal como o sulfeto de zinco.

Em 1898, Rutherford estudou com verdadeira atenção as radiações emitidas pelas substâncias radioactivas. Ele encontrou dois tipos de radiações, radiação alfa (α) e radiação beta (β). Estabeleceu a natureza das partículas alfa como “átomos de hélio ionizado”, comprovou a penetração das partículas alfa (“facilmente absorvidas ou detidas por uns poucos centímetros de ar ou simplesmente por uma folha de papel muito fina”) e em 1902 demonstrou que estas eram desviadas por campos eléctricos e magnéticos na direcção correspondente a partículas com cargas positivas.

2.4- O surgimento da espectroscopia como técnica de investigação

O conhecimento de que a luz solar pode ser decomposta em várias cores vem da Antiguidade, porém só no século XVII é que Newton, pela primeira vez, descreveu o fenômeno de modo coerente, usando um prisma. O conjunto das cores obtido com o prisma é conhecido como espectro, e varia do vermelho ao violeta.

Além das cores do espectro solar existem também radiações invisíveis ao olho humano. Isso foi demonstrado pelo inglês **William Herschel**, em 1800, ao descobrir a radiação infravermelha com auxílio de um termómetro a mercúrio.

Em 1814, o físico **Joseph Fraunhofer** descobriu que o espectro da luz solar é cortado por inúmeras linhas escuras, hoje designado de *linhas de fraunhofer*. Ele provou que essas faziam parte das propriedades do espectro solar. Entre as linhas escuras observadas por Fraunhofer estavam as denominadas linhas D.

Robert Bunsen (1811-1899), na década de 1850 inventou um aparelho denominado «*bico de Bunsen*», que permitia produzir uma luz forte, quente, limpa e uniforme. Com esse aparelho, pela primeira vez era possível observar, sem interferência da fonte, as linhas espectrais dos elementos químicos. Deste modo o campo para espectroscopia química estava aberto.

Gustav Kirchhoff e Bunsen, trabalhando juntos, começaram a fazer estudos sobre os espectros das substâncias. Estes cientistas descobriram entre 1859-1860, que cada elemento químico está associado a um espectro bem determinado, e este não depende do composto do qual ele faz parte. E assim concluíram que, para determinar os constituintes de uma substância bastava obter o seu espectro. Eles desenvolveram o espectroscópio de prisma em sua forma moderna e aplicaram-no às análises químicas.

Kirchhoff percebeu que as duas linhas do espectro solar denominadas de linhas D por Fraunhofer, coincidiam com as linhas amarelas emitidas por chamas contendo sódio. Isso levou-o a considerar o Sol como uma esfera sólida ou de gás denso, rodeado por uma atmosfera que contém vapor de sódio.

Concluíram que o método também servia para determinar a composição da matéria terrestre, distinguindo as partes componentes, com a mesma facilidade com que se distingue a matéria contida no Sol. Bunsen, por exemplo, determinou lítio em 20g de água do mar.

Segundo ele, para registrar a presença de muitas substâncias, esse método deve ser preferido a qualquer um dos até agora conhecidos.

A análise espectral permitiu a Bunsen e Kirchhoff o anúncio em 1860 de um novo metal alcalino, céσιο, detectado em algumas gotas de resíduos alcalinos de uma análise de água mineral. O elemento foi chamado céσιο (do latim CESIUS, "céu azul") por causa de suas linhas de espectro azul brilhante. Sais de céσιο tinham sido previamente confundidos com compostos de potássio. No ano seguinte, o elemento rubídio (do latim RUBIDUS, "vermelho escuro") foi detectado do espectro de alguns grãos do mineral lepidolita).

Em 1862, Bunsen teve sucesso no isolamento de rubídio metálico por aquecimento de uma mistura de carbonato e carvão de lenha. Durante os anos que se seguiram, vários outros elementos foram identificados por métodos de espectroscopia: tálio (Crookes, 1861), índio (Reich e Richter, 1863), escândio (Winkler, 1886).

No dia 18 de Agosto de 1868, na Índia, estavam vários cientistas equipados com espectroscópios, a fim de observarem um eclipse solar. Observaram no espectro solar uma nova linha, e esta não correspondia a nenhum dos elementos conhecidos na época. E **Lockeyer** concluiu então que o Sol devia ter um novo elemento desconhecido na terra, que chamou hélio em homenagem ao deus grego do Sol. Porém em 1895 esse elemento foi descoberto na Terra pelo químico escocês **William Ramsay**.

A espectroscopia permitiu em poucos anos a descoberta de inúmeros elementos químicos, entre as quais temos os lantanídeos, de separação extremamente difícil.

A maioria das informações que os físicos têm sobre a estrutura do átomo foi obtida mediante a espectroscopia.

2.5- Os elementos químicos e a sua classificação periódica

Em 1789, Lavoisier apresentou uma relação de 23 elementos químicos (hidrogénio, oxigénio, nitrogénio, carbono, enxofre, fósforo e 17 metais).

Em 1806, Dalton introduziu o conceito de peso atômico. No seu livro “*A New System of Chemical Philosophy*” (“*Um Novo Sistema de Filosofia Química*”) apresentou pela primeira vez a tabela de pesos atômicos.

A tabela de pesos atômicos apresentada por Dalton não era correcta uma vez que na época havia erros no estabelecimento de pesos atômicos.

Entre 1817 e 1829, **Johann Dobereiner** (1780-1849), abriu caminho para uma classificação mais genérica dos elementos químicos. Ele chamou a atenção para a existência de grupos ou famílias de três elementos, relacionando pesos atômicos e propriedades químicas dos elementos dessas famílias a que chamou de “*tríades*”. Exemplos: cloro, bromo e iodo; cálcio, estrôncio e bário; enxofre, selênio e telúrio; ferro, cobalto e manganês.

Em 1860 aconteceu o Primeiro Congresso Internacional de Química em Karlsruhe, organizado por **Friedrich Kekulé** (1829-1896), **Karl Weltzien** (1813-1870) e **Charles Wurtz** (1817-1884). Nesse congresso, **Stanislao Cannizzaro** (1826-1910), professor de Química na Universidade de Génova, defendeu as ideias de Avogadro, a partir das quais construiu uma tabela coerente de pesos moleculares de muitos compostos. Depois desse congresso, os químicos aceitaram a diferença existente entre átomos e moléculas e a tabela de pesos atômicos baseada nessa diferença. Deste modo a confusão entre pesos moleculares e equivalentes deixou de existir. Considera-se químico mais influente, entre os prontamente convertidos às ideias de Avogadro, **Lothar Meyer** que em 1864 publicou em Breslau o livro “*Die Modernen Theorien du Chimie und ihre Bedeutung für die Chemische Statik*”.

O famoso químico sueco **John Berzelius** (1779-1848), médico e químico contemporâneo de Dalton, conseguiu uma classificação análoga com base na afinidade resultante de atracção entre partículas. Dividiu assim os elementos químicos em duas famílias: elementos electronegativos e elementos electropositivos. Determinou os pesos atômicos relativos dos elementos e preparou a primeira tabela precisa dos pesos atômicos dos elementos. Foi Berzelius o inventor do sistema de utilização dos símbolos químicos dos elementos. Foi ele quem, em 1814, completou a reforma da nomenclatura química então introduzida. Ele eliminou os antigos símbolos químicos usados pelos alquimistas.

Em 1862, o geólogo francês **A. Chancourtois** (1819-1886), fez o arranjo dos elementos na ordem dos pesos atômicos segundo uma disposição helicoidal (hélice telúrica) colocando-os ao redor de um cilindro que envolvia a hélice, de forma que os elementos com propriedades semelhantes ficavam na mesma linha vertical. Essa classificação é conhecida como parafuso telúrico e só era válido para elementos com número atômico inferior a 40. O seu trabalho permaneceu ignorado durante dois anos (até 1864).

Em 1863, o químico **John Newlands** (1837-1898), músico e cientista, ordenando os elementos por ordem crescente dos seus pesos atômicos e agrupados em sete grupos de sete elementos, enuncia a *lei das oitavas*. Segundo ele, à semelhança da oitava nota em um oitavo de música, o oitavo elemento tem propriedades idênticas ao primeiro. Essa proposta foi ridicularizada.

De todos os trabalhos referidos anteriormente no contexto da classificação dos elementos químicos, só foram condecorados pelo êxito definitivo os estudos de **Julius Meyer** (1830-1895) e do russo **Dimitri Mendeliev**⁷ (1834-1907), publicados quase em simultâneo. Ambos ordenaram os elementos pela ordem crescente dos pesos atômicos e destacaram as suas propriedades. Meyer incidiu mais sobre a periodicidade das propriedades físicas (volume atômico, ponto de ebulição e dureza).

A classificação de Mendeliev apresentada à comunidade científica em 1869 teve uma visão mais ampla. Mendeliev construiu a sua tabela quando elaborou o seu famoso livro “Princípios de Química” (São Petersburg, 1868-1870), do qual foram feitas edições em russo, alemão, inglês e francês. Acredita-se que Mendeliev e Meyer se influenciam um ao outro, isto é, que Meyer modificou a sua versão depois de conhecer a versão de Mendeliev, e que Mendeliev foi influenciado por Meyer na sua versão posterior.

Mendeliev teve a audácia de deixar espaços em branco na sua tabela para serem preenchidos com elementos por descobrir, e previu os pesos atômicos e propriedades desses elementos com base nos elementos vizinhos. Por exemplo, ele fez previsão dos elementos com pesos atômicos 45 (Escândio: eka-boro), 68 (Gálio: eka-alumínio) e 73 (Germânio: eka-silício).

A concepção de Mendeliev tinha, sem dúvida, sucesso para a sua época e contribuiu de que maneira para o desenvolvimento da Química. Porém, apresentava irregularidades que foram corrigidas posteriormente. Ele, ordenando os elementos por ordem crescente de pesos atômicos, colocou o telúrio (Te = 128) antes do Iodo (I = 127) a fim de que o Iodo fique na família dos alogénios e Telúrio na família do Oxigénio devido às suas propriedades. A tabela periódica de Mendeliev não deixava lugar para mais nenhuma família.

Entre 1913 e 1914, o físico inglês **Henry Moseley** (1887-1915) fez experiências com raio X, e descobriu que as propriedades dos elementos variam em função do número atômico

⁷ Dimitri Ivanovich Mendeliev (1834-1907), químico russo, professor na Universidade de Sampetesburgo, é considerado como o “pai da tabela periódica”. Publicou em 1869 o seu trabalho «Ensaio de um sistema de Elementos baseado no peso atômico», no qual se previam as propriedades de alguns elementos ainda por descobrir.

(carga nuclear) e não em função do peso atómico. Ele bombardeou quarenta e dois elementos sólidos com feixe de electrões produzindo raio X e teve o cuidado de constatar que as frequências dos raios X variavam como uma função da carga do núcleo (número atómico: número de protões que o átomo possui) e que se pode exprimir por um número inteiro. Essa descoberta provocou uma revolução relativamente à organização dos elementos químicos. O número atómico passou a ser o principal critério para a organização dos elementos químicos. Pois a verdadeira identidade de um elemento químico está relacionada com a sua carga nuclear.

A partir dessa altura, muitas formas e tipos de sistemas periódicos (tabelas periódicas) foram propostas. Os distintos tipos podem-se agrupar em tabelas curtas de oito colunas, tabelas largas de dezoito colunas.

As tabelas de oito colunas são adaptadas partindo da tabela de Mendeliev. Geralmente os elementos são dispostos em colunas verticais denominadas grupos. As filas horizontais são os períodos, três dos quais são curtos, com oito elementos cada um, e os restantes são longos com dezoito elementos. Deixava-se juntar os grupos A e B, o que causava confusão. Não há separação clara entre os metais e não metais. Não existe um lugar lógico para os três subgrupos encabeçados por Fe, Co e Ni. O elemento hidrogénio não tem um lugar fixo. Os Lantanídeos e os Actanídeos não tinham lugar lógico.

A tabela de dezoito colunas foi desenhada com o contributo de **Werner** e **Bury**, entre outros. Os elementos são colocados em dezoito colunas verticais, que dão lugar a grupos ou famílias. O número de período coincide com o número quântico principal maior das orbitais (n° de camadas) ocupados pelos electrões dos átomos dos elementos e o número de grupo coincide com o número de electrões da última camada dos átomos dos elementos. Os períodos longos não se desdobram. Não se confunde os grupos A e B. Existe uma separação entre metais e não metais. Os grupos são numerados de I a VIII, repetindo esta numeração aos elementos representativos acompanhados da letra A, e elementos não representativos (de transição) acompanhados de letra B. Os subgrupos encabeçados por Fe, Co e Ni têm um lugar determinado. O hidrogénio, os Lantanídeos e Actanídeos não tem um lugar lógico. Os períodos 2 e 3 partiram-se para dar lugar aos elementos de transição.

A **tabela periódica actual** é uma nova versão da tabela de dezoito colunas. Tem a vantagem de preservar as designações tradicionais de grupos, subgrupos, períodos e apresenta separação baseada na estrutura electrónica. Esta tabela facilita o estudo de muitas reacções químicas e físicas que são o fundamento da lei periódica.

III – EMERGÊNCIA DA QUÍMICA ORGÂNICA

Na Antiguidade, as substâncias encontradas na Natureza eram classificadas consoante a sua origem, relacionando-as com os reinos vegetal animal ou mineral. O reino animal e o reino vegetal são constituídos por seres vivos ou orgânicos.

A partir da Idade Média já tinham sido descobertos alguns corpos orgânicos. Mas não havia nenhum conhecimento a respeito da composição química desses corpos nem das relações que podiam existir entre eles.

No ano de 1777, a Química foi dividida em duas partes: Química Orgânica que estuda os compostos obtidos directamente dos seres vivos e Química Inorgânica que estuda os compostos de origem mineral.

Existia a crença de que as substâncias orgânicas não podiam ser sintetizadas em laboratório a partir de substâncias que não fossem de origem animal ou vegetal, pois nos organismos vivos existia a chamada « força vital » que dava condições para a formação das substâncias orgânicas. Entre os crentes dessa teoria encontrava-se John Berzelius, o mestre de **Frédéric Wohler** (1800-1882). Segundo Berzelius, a força vital está ligada à célula viva e o homem é incapaz de fazer a sua criação no laboratório. Esse pressuposto constituiu um grande obstáculo ao desenvolvimento da Química Orgânica até início do século XIX. Porém, os equívocos foram dissipados quando em 1828, em Berlim, Wohler sintetizou a ureia (substância de origem reconhecidamente animal) a partir de duas substâncias minerais, cianeto de prata e cloreto de amónio. Outros Químicos efectuaram investigações, obtendo assim outros compostos orgânicos ; por exemplo : **Hermann Kolbe** (1818-1884), entre 1843 e 1845, aproximadamente, demonstrou que a síntese do ácido acético ($\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$), principal constituinte do vinagre, era possível a partir de carbono, hidrogénio e oxigénio, assim como conseguiu produzir o ácido tricoloracético ($\text{CCl}_3\text{CO}_2\text{H}$); entre 1862 e 1863, **Marcellin Berthelot** (1827-1907) realizou uma série de experiências tendo sintetizado o acetileno. Em

1866, Berthelot, por aquecimento obteve a polimerização do acetileno em benzeno. A partir daí a “Teoria da Força Vital” caiu definitivamente por terra. Com essas descobertas não fazia mais sentido usar a denominação “Química Orgânica” nem o conceito a ela inerente. Porém, achou-se por bem conservar a denominação e mudar sim o conceito. Foi então que entre 1858 e 1859, **Friedrich Kekulé** (1829-1896) apresentou o conceito de Química Orgânica como sendo a parte da Química que estuda os compostos do elemento carbono.

Actualmente, define-se Química Orgânica como sendo o ramo da Química que estuda os compostos que possuem o elemento carbono coordenado em cadeias; e Química Inorgânica como sendo o ramo da Química que estuda os elementos químicos e as substâncias da natureza que não possuem o carbono coordenado em cadeias, investigando as suas estruturas, propriedades e a explicação do mecanismo de suas reações e transformações.

IV – A QUÍMICA NO SÉCULO XX

1- Surgimento da teoria quântica

A Teoria Quântica iniciou-se com os estudos sobre radiação de um corpo negro, sobretudo com o físico alemão, **Max Planck**⁸ (1858-1947). Este cientista alemão admitiu em 1900 que a energia radiante só se podia transmitir em pequenas porções denominadas por quantas de energia.

Em 1887, **H. Hertz** tinha descoberto que os electrões eram emitidos da superfície de um metal, quando esta era atingida por luz de frequência suficientemente alta, fenómeno que veio a ser conhecido como *efeito fotoeléctrico*. Os resultados experimentais não eram coerentes com as teorias da física clássica (teoria ondulatória da luz segundo Maxwell) que consideravam a luz como uma onda electromagnética distribuída continuamente no espaço. Em 1905, **Albert Einstein**⁹ (1879-1955) desenvolveu a ideia de Planck e conseguiu explicar satisfatoriamente o efeito fotoeléctrico.

⁸ Max Planck veio de uma família de académicos, seu pai era professor de direito e seu avô e bisavô tinham sido professores de teologia. Em 1874, Planck, na idade de 16, entrou na Universidade de Munich. Na idade de 21 fez doutoramento com uma tese sobre a segunda lei da termodinâmica. Em 1880 foi apontado para ensinar na Universidade de Munich e ensinou lá até 1885. Após a morte de Kirchhoff em 1887, Planck sucedeu-o na cadeira de física teórica na Universidade de Berlim em 1889. Aposentou em 1927. Em 1947 extinguiu a sua vida.

⁹ Einstein nasceu no dia 14 de Março de 1879, na cidade de Ulm, Alemanha. Recebeu a educação primária e secundária em Munique e permaneceu até os 15 anos de idade. Em 1905, Einstein publica na prestigiosa revista científica alemã “Annalen der Physik” um total de 5 artigos sobre temas diversas, e 3 desses artigos estariam entre os maiores da Física. A partir dessa época Einstein passou a ser respeitado pelos físicos da Europa. O 2º artigo versava sobre o efeito fotoeléctrico, o terceiro sobre o movimento Browniano, o 4º sobre a Electrodinâmica dos corpos em movimento. No 5º artigo encontra-se a famosa fórmula $E = mc^2$, que comporta a nova ideia de equivalência entre a massa e energia. Em 4 de Novembro de 1915 Einstein apresenta suas pesquisas sobre os fenómenos gravitacionais à Academia Prussiana de Ciências, sob o título de Teoria da Relatividade Generalizada. Em 1919 a Royal Society of London, comprovou que o prognóstico de Einstein a respeito do eclipse total do Sol de 29 de Maio do mesmo ano era correcto. Einstein torna-se símbolo da ciência e o mestre do intelecto do século XX. Ganhou Prémio Nobel da Física em 1921 (...). A sua vida extinguiu na manhã de 18 de Abril de 1955.

Einstein admitiu que um electrão era libertado de um átomo da superfície metálica por um *quantum* de luz, uma porção mínima de luz a que chamou de *fotão* e à qual associou uma energia $E = h\nu$. A emissão de fotoelectrões só é possível se o valor da frequência (ν) resultar uma energia E superior à energia de ligação dos electrões ao metal. Assim, a emissão de fotoelectrões não depende da intensidade da luz incidente, mas sim da sua frequência e os fotoelectrões ejectados adquirem uma energia cinética $E_c = h\nu - w$. A intensidade da luz incidente influencia, reflexo do número de fotões emitidos, influencia no número de electrões ejectados. Não podendo ν ter qualquer valor, o efeito fotoeléctrico evidenciou, dessa forma, a estrutura descontínua da luz.

James Franck e **Gustav Hertz**, em 1913, fizeram uma série de experiências, tentando modificar as órbitas dos electrões ao redor do núcleo dos átomos. Essas experiências sugeriram a existência de uma relação quantitativa entre a estabilidade dos átomos e a energia. Existia um valor mínimo de energia associado a cada estado do átomo, valor esse característico para cada elemento. Assim, os estados correspondentes a essas energias correspondem a *estados quânticos*, sendo todos os outros estados intermédios proibidos. O átomo se encontra geralmente no estado de menor energia chamado de estado fundamental. Os outros estados permitidos e de maior energia são chamados de estados excitados.

A diferença de energia entre o primeiro estado excitado e o estado fundamental é designada por *energia limiar*.

A essência do trabalho de Planck foi descrita por **Neils Bohr**¹⁰ (1885-1962) em 1913 quando publicou a sua teoria atómica, segundo a qual a energia radiada de um átomo não era contínua, mas sim emitida de forma descontínua (em pequenas quantidades individualizadas) sendo cada parcela dada por $nh\nu$, em que n é um número inteiro e h a constante universal de Planck. Bohr havia desenvolvido um modelo do átomo de hidrogénio que lhe permitira explicar, porque as frequências emitidas obedecem uma lei tão simples corrigindo assim o modelo de Rutherford.

¹⁰ Neils Bohr, filho de Christian Bohr, e de Ellen Adler, nasceu no dia 7 de Outubro de 1885 em Copenhaga, Dinamarca. O seu pai era professor de filosofia na Universidade de Copenhaga, e desde cedo o incentivou a estudar física e matemática. Bohr obteve em 1906 o grau de mestre e em Maio de 1911 obteve o grau de doutor. Em 1908 Bohr foi condecorado pela Academia de Ciência dinamarquesa com uma medalha de ouro por realizar uma investigação teórica e experimental sobre a tensão da superfície provocada pela oscilação de jactos fluidos. Bohr trabalhou no Laboratório Cavendish (1911) e no Laboratório de Rutherford (1912). Em 1913, Bohr dedicou ao estudo da estrutura do átomo e conseguiu formular um novo modelo atómico. De 1914 a 1916 foi professor de Física Teórica na universidade de Victoria, em Manchester. Em 1920 foi nomeado director do instituto de Física Teórica em Copenhaga. Em 1922 ganhou o Prémio Nobel da Física pelas suas investigações a estrutura atómica. Bohr faleceu a 18 de Novembro de 1962 em Copenhaga, vítima de trombose.

O modelo de orbitas circulares proposto por Bohr foi melhorado por **Sommerfeld** que, em 1916, considerou a existência de trajetórias elípticas para os electrões nos seus movimentos à volta do núcleo. Com essa ideia conseguiu explicar a “*estrutura fina*” das riscas de hidrogénio.

Apesar do seu relativo sucesso, a teoria de Bohr revelou-se insuficiente para explicar uma série de factos, tais como: a constância da energia dos electrões quando estes se encontram no estado estacionário; a condição de quantificação do momento angular $m.v.r = n \frac{h}{2\pi}$; a estrutura fina do espectro do átomo de hidrogénio; os níveis energéticos e riscas espectrais provenientes de átomos com mais de um electrão; o grau de ocupação dos diferentes níveis energéticos e as ligações químicas entre os átomos.

Em 1924, **Louis de Broglie**¹¹ (1892-1987) expôs na sua tese de doutoramento princípios teóricos que viriam a construir a base da mecânica ondulatória. Propôs a dualidade onda – partícula. Mostrou que o electrão pode comportar-se como onda e também como partícula.

Em 1925, o físico e matemático suíço **Wolfgang Pauli** formulou o princípio quântico da exclusão, segundo o qual duas partículas elementares de spin semi-inteiro, por exemplo, electrões, não podem ocupar o mesmo estado quântico num átomo.

Em 1927 **Werner Heisenberg** (1901-1976) enunciou o princípio de incerteza ao aplicar a teoria de Planck. Ele provou matematicamente que no domínio quântico não é possível determinar, com precisão, a posição e a velocidade (ou energia) de uma partícula em simultâneo.

Em 1927 **Erwin Schrodinger**¹² (1887-1961) aplica a mecânica ondulatória à teoria atómica. Ele desenvolveu uma equação de onda para descrever o comportamento ondulatório do electrão no átomo de hidrogénio. Essa equação leva em conta o comportamento dual proposto por De Broglie.

$$(\hbar^2/2m_e).\partial^2\psi/\partial X^2 + V\psi(x,t) = E\psi(x,t) \quad \Leftrightarrow \quad (\hbar^2/8\pi^2m_e).\partial^2\psi/\partial X^2 + V\psi(x,t) = E\psi(x,t)$$

¹¹ Louis de Broglie nasceu em Dieppe (França) no dia 15 de Agosto de 1892 no seio de uma de origem nobre. Inicialmente formou em Letras, História e Ciências, foi influenciado pelo seu irmão Maurice de Broglie, a dedicar-se ao estudo da física teórica. Contribuiu em 1924 de forma decisiva para o desenvolvimento da mecânica quântica. Em 1928 foi nomeado professor de Física Teórica da Universidade de Paris. Em 1929 recebeu o Prémio Nobel da Física pela sua proposta de que a matéria e a radiação podem ambas exibir comportamentos quer ondulatório quer corpusculares. Em 1933 foi eleito membro da Academia das Ciências de Paris e em 1942 foi designado secretário para as ciências matemáticas. Em 1948 foi eleito membro estrangeiro da Academia de Ciências dos Estados Unidos. Durante a sua vida publicou muitos trabalhos. Faleceu em 19 de Março de 1987 em Paris.

¹² Erwin Schrodinger nasceu em 17 de Agosto de 1887, em Erdberg, Viena de Austrália. Recebeu o Prémio Nobel de Física de 1933, em reconhecimento pelos seus trabalhos de mecânica ondulatória. Foi o fundador da mecânica quântica ondulatória. Faleceu em 1961.

2- Teorias de ácidos e bases

Entre 1895 e 1911, **Alfred Werner**, o fundador da química de coordenação, fez uma série de críticas às teorias ácido – base de Arrhenius. Segundo ele, havia semelhança funcional de neutralização com outras reacções. Para Werner o processo de neutralização não é uma simples reacção de adição, mas sim uma reacção de transferência que leva a formação de espécies coordenadas.

Em 1905, surgiu a **Teoria dos sistemas solventes**, desenvolvida por **E.C. Franklinn**, principalmente para o amoníaco (NH_3) líquido, e depois pela generalização da teoria de Arrhenius a vários outros solventes. Segundo essa teoria, todo o solvente sofre uma auto-ionização, originando catião (ácido) um anião (base). «*Ácido*» é toda substância que aumenta a concentração do catião característico do solvente e «*base*» toda substância que aumenta a concentração do anião característico. E a formação do solvente a partir dos aniões e catiões é a neutralização.

Em 1923, foi proposta independentemente por **G. Lewis** (EUA), **T. Lowry** (Inglaterra) e **J. Bronsted** (Dinamarca) a Teoria protónica. Porém, J. Bronsted foi o que mais contribuiu para o desenvolvimento da mesma. De acordo com essa teoria, o ácido é doador de protões, iões H^+ , e a base é receptor desses. E a reacção de neutralização seria a transferência desses protões entre um ácido e uma base. Essa teoria permitiu o estudo em sistemas fortemente ácidos, em sistemas sólidos, o desenvolvimento de indicadores para esses meios (Hammett, 1928); estudo de catálise ácido – base (Bronsted, 1924); etc.

Em 1939, **H. Luxen**, propôs uma teoria semelhante à teoria protónica, chamada de Teoria de lux. Nessa teoria considerou o anião óxido (O^{2-}) a identidade que se transfere. Ácido é um receptor de O^{2-} e base, um doador. E uma reacção de neutralização seria a reacção entre um óxido ácido e um óxido básico. Essa teoria mostrou-se útil para tratar de reacções que envolvem líquidos iónicos (sais e óxidos fundidos) que ocorrem, por exemplo, na metalurgia, na fabricação de vidro e cerâmica, nos sistemas geoquímicos, etc.

Em 1923, **G.N. Lewis**, propôs uma teoria ácido-base juntamente com a teoria protónica, denominada Teoria electrónica. Segundo essa teoria, ácido é toda a espécie química capaz de receber um par de electrões e base é aquela capaz de doar um par de electrões. E a reacção de

neutralização seria a reacção entre as duas espécies. Esta teoria foi inicialmente aplicada no estudo de reacções orgânicas e na química de coordenação.

Em 1938, Lewis retomou o tema ácido – base, e especificou os critérios fenomenológicos. Segundo ele, a reacção entre um ácido (neutralização) e uma base é rápida; ácidos e bases podem ser titulados um com o outro por meio de indicadores; os ácidos e bases podem actuar como indicadores.

Em 1939, o químico soviético **M. Unanovich**, pretendia generalizar todas as teorias existentes anteriormente. Para ele, ácido é toda espécie que reage com base para formar sais, doando catiões ou aceitando aniões (ou electrões), e base toda espécie que reage com ácido para formar sais, doando aniões ou electrões ou combinando-se com catiões. Esta teoria não gerou nenhuma linha de pesquisas.

Em 1954, **I. Lindqvist** e **V. Gutmann**, apresentaram uma teoria, chamada de Teoria ionotrópica, que é uma generalização da teoria protónica dos sistemas solventes e da teoria de lux. As reacções ácido-base podem ser formuladas como: base + catião característico = ácido; base = ácido + anião característico. Esta teoria não gerou nenhuma nova linha de pesquisa.

As teorias ácido-base foram surgindo como generalização da precedente, não se contrapondo frontalmente. Cada uma abarca um universo próprio de reacções químicas. Cada teoria antiga se tornou um caso particular da nova. As teorias com mais destaque, e também as mais utilizadas, são as teorias protónica e electrónica.

3- A ligação química

No início do século XX, já existia a ideia de que os electrões mais afastados do núcleo são responsáveis pelas ligações entre os átomos. Já se pensava que as camadas electrónicas mais externas dos átomos só podiam conter no máximo oito electrões, e sabia-se que os gases raros, excepto o hélio, que são muito estáveis, têm a camada externa com oito electrões.

Em 1916, **Walther Kossel** (1888-1956) e **Lewis**¹³ (1875-1946), estabeleceram modelos de ligação química com base na estabilidade dos gases raros. Segundo estes dois cientistas, numa ligação química os átomos tendem a adquirir a configuração dos gases raros, isto é, numa ligação química a finalidade dos átomos é adquirir a configuração externa de oito electrões. Os átomos em que faltam pouco electrões para ter a configuração dos gases raros correspondentes tendem a ganhar electrões, e os que excedem em poucos electrões tendem a perdê-los.

Segundo Lewis, quando dois átomos se ligam cada um pode ceder um electrão, formando par de electrões que pertence aos dois, e que pode não estar a igual distância dos dois devido à diferença de electronegatividade. Esse tipo de ligação que mais tarde passou a ser chamado de ligação covalente, permitia, por exemplo, justificar a valência quatro do átomo carbono.

Mais tarde colocou-se a possibilidade de a camada externa de um átomo necessitar de mais de oito electrões para se saturar, e também a de se saturar com apenas dois electrões, como por exemplo o hélio.

Entre 1919 e 1921, **Iving Langmuir**, alargou a ideia de par de electrões a sistemas em que dois electrões necessários provêm do mesmo átomo. Simbolizou esse tipo de ligação por uma seta que aponta para o átomo que recebe os dois electrões ($\text{H} - \text{O} - \text{NO}_2$, $\text{CH}_3 - \text{CO}_2^-$).

As fórmulas de Langmuir deixavam a confusão de que por exemplo as duas ligações, escrita $\text{N} = \text{O}$ e $\text{N} \rightarrow \text{O}$, não eram iguais.

A partir de 1931, **Linus Pauling**¹⁴ (1901-1994) e **J. C. Slater**, explicaram algumas ligações de forma diferente, com base nos métodos da mecânica quântica e ondulatória, usando os conceitos de orbital e de hibridação - os átomos participam na estrutura molecular através de orbitais híbridas formadas pela combinação de certas orbitais de um mesmo átomo. Segundo eles, uma espécie de oscilação, uma «ressonância», tem lugar entre as várias estruturas moleculares. Deste modo a molécula real é desconhecida e a representação não é

¹³ Gilbert Newton Lewis nasceu em Massachusetts, no EUA, em 25 de Outubro de 1875. Foi professor de Química no Instituto de Tecnologia de Massachusetts (MIT) e em Berkeley, na Universidade da Califórnia. Lewis é considerado um dos maiores químicos americanos. A sua actividade de investigação entendeu vários domínios da estrutura molecular e da termodinâmica. Morreu em 1946 no seu laboratório que tanto amava.

¹⁴ Linus Pauling nasceu na cidade americana de Portland, e desde de jovem tinha inclinação singular pela Ciência. Em 1922 obteve o grau de Licenciado em Engenharia Química, e mais tarde doutorou no Instituto de Tecnologia da Califórnia, onde continuou a sua carreira. Recebeu Prémio Nobel da Química em 1954. Também interessou pelos problemas da Humanidade, tendo recebido, em 1962, o Prémio Nobel da Paz. Faleceu em 19 de Agosto de 1994, na Califórnia, vítima de cancro.

feita por uma única fórmula - é de realçar que o conceito de ressonância tinha sido previsto por Kekulé, no estudo do benzeno.

R. S. Mulliken desenvolveu a teoria das orbitais moleculares, a qual considera o movimento dos electrões no campo dos núcleos considerados como um todo e simultaneamente no campo dos outros electrões.

Entre 1930 e 1932 **Huckel** simplificou a teoria das orbitais moleculares sugerindo que era inútil a noção de par electrónico localizado. A partir dessas orbitais pode-se calcular a densidade electrónica de todo o espaço da molécula. Assim o problema da alternância entre ligações simples e duplas na molécula de benzeno desaparece, reforçando a teoria de ressonância.

Lennarde-Jones (1949), **Hall** (1951) **Roothan** (1951) desenvolveram a teoria das orbitais moleculares, numa teoria chamada teoria do campo autocoerente para completar as lacunas existentes nas teorias propostas anteriormente (lacunas de não considerar as interacções entre os electrões, ou de as fazerem empiricamente).

V – A QUÍMICA E O DESENVOLVIMENTO DA TECNOLOGIA

O conhecimento e o uso de vários processos químicos remontam a alguns milênios a.C. Os vestígios encontrados em várias explorações arqueológicas e em manuscritos deixados testemunham um nível de conhecimento de tecnologia química rudimentar desenvolvido empiricamente pelas sociedades antigas. Desde que o homem começou a ter conhecimento sobre a matéria, ele começou também a aplicar esses conhecimentos para melhorar as suas condições de vida. Ora neste capítulo não se vai descrever em detalhes todas as tecnologias que envolvem a Química, por ser impossível dada a sua multiplicidade, mas sim mencionar algumas de entre de alguns sectores.

Quando os pré-históricos descobriram o fogo, utilizaram-no para coser alimentos, para se protegerem do frio, para iluminar as suas cavernas, para se defenderem dos animais selvagens, etc. Na era dos metais, foram construídos fornos para a obtenção de metais a partir de minerais e aplicava-se a técnica de mistura de metais para a obtenção de ligas.

Meados de 3.000 a.C. os egípcios já tinham desenvolvido técnicas para preparar materiais de uso diário em vários domínios: *pintura* (uso de pigmentos, tintas, vernizes e materiais de pintura, corantes orgânicos e tintureiros); fabrico do *sal comum*, *natrão* (uma forma de carbonato de sódio que ocorre na natureza), *álcalis naturais e alúmen*; sabão e *cosméticos* (perfumaria, loções, essências, óleos aromáticos, etc.); *vidro*, *cerâmicas*; etc.

Na **pintura** desenvolveram técnicas para obtenção de ocre de várias cores: ocre *vermelho*, pigmento mineral natural de uso frequente; *ocre amarelo* – obtido a partir hidróxido de ferro hidratado.

Com diferentes pigmentos e suas misturas os egípcios obtinham oito cores que eram usadas nas decorações de palácios e tumbas. O verde era obtido fundindo areia, álcali e minerais de cobre: malaquita (forma natural de carbonato básico de cobre), crisocola (silicato de cobre hidratado); o azul era obtido com o lápis-lazúli importado da Mesopotâmia onde era muito comum; o branco obtinha-se a partir do carbonato de cálcio ou do sulfato de cálcio; o

preto era obtido ou com a galena ou com pó de ossos calcinados, fuligem ou carvão vegetal. Também usavam o branco de chumbo, produzido pela acção do vinagre sobre o chumbo. Para manipular estes pigmentos, os egípcios, já em 1900 a.C., usavam *almofariz* de formato rectangular e trituradores feitos de pedra.

O **sal comum**, o **natrão**, os **álcalis naturais** e o **alúmen** eram produzidos em grande escala. O sal comum obtinha-se deixando evaporar líquidos com mistura de cloreto de sódio e sais de magnésio. Para além do seu uso na culinária, esse sal tinha aplicações na medicina, no fabrico do vidro, em lamparinas, em cerimónias religiosas (na visão da época aquele produto era sinal de aliança com Deus (Levítico 2,13)).

O natrão era obtido em vários locais, no delta do rio Nilo e em lagoas formadas às suas margens depois das enchentes ou a partir da mistura de carbonato, bicarbonato de sódio com quantidades variáveis de cloreto e sulfato de sódio. Dada a sua importância no período Ptolemaico (começo em 320 a.C.) esse produto passou a ser monopólio do estado.

O alcali era obtido das cinzas de plantas sendo muito usado na lavagem de tecidos, pois o uso do sabão era ainda pouco comum.

Os **cosméticos** tinham lugar de destaque nas sociedades egípcia e mesopotâmica. Óleos e loções eram utilizados para proteger o corpo da acção do sol e do calor. Ungentos e incensos nas sociedades da época estavam intimamente ligados com a religião, medicina e mágica. Por exemplo, no Egipto a palavra para denominar perfume continha sempre a indicação de "fragrância dos deuses".

Meados de 1500 a.C. os egípcios já trabalhavam o **vidro**. Por ser um material flexível e dúctil, quando fundido, era moldado ou soprado adquirindo a forma que se desejasse. Era obtido fundindo-se silicatos com soda ou potassa, cal e óxidos metálicos. Adicionando substâncias apropriadas aos ingredientes básicos obtinham-se vidros de várias cores: o azul pálido era obtido com óxido de cobre; o azul-escuro, com óxido de cobalto; o verde, com óxido ferroso (FeO); do óxido férrico (Fe₂O₃) resulta a cor âmbar; o dióxido de manganésio (MnO₂) resulta a cor púrpura; o vermelho era obtido com uma suspensão de óxido cuproso (Cu₂O); etc.

Com o vidro produziam-se faianças para diversos usos: ornamentação de objectos caseiros, revestimento de sarcófagos, amuletos, etc. Uma faiança egípcia podia apresentar a seguinte constituição: 75,5% de sílica, 10,7% de potassa, 5,6% de soda, 3,8 % de cal, pequena quantidade de óxidos de ferro, alumínio, magnésio, manganésio e cerca de 1,8 % de óxido de cobre como pigmento de coloração.

O fabrico do **pão fermentado** e de **bebidas alcoólicas** já era prática corrente entre os egípcios. Muitos séculos a.C., meados de 1.500 já produziam fermento biológico bastante puro e muito antes já *produziam o vinho* e a cerveja usando frutos da palmeira e de outras plantas, cevada e variedades de trigo. Para obter uma graduação alcoólica maior misturava-se mel de abelha antes da fermentação. O método de produção do vinho, tanto no Egipto quanto na Mesopotâmia, utilizava o fermento natural, que ocorre nas bagas das uvas, para fazer a transformação do mosto em álcool. A fermentação era feita em grandes tachos de madeira, pedra ou cerâmica. Estes eram armazenados em locais escuros e frios. O vinho produzido era filtrado em panos de linho e armazenado em jarros pontudos, fechados com argila e um revestimento de resina para impedir a oxidação.

Havia variedades de **vinagres** produzidos a partir de tâmaras, do vinho ou de seu sedimento, de algumas raízes e sucos doces de folhas das plantas. O produto era usado para comer pão (Rute, 2:14), diluindo em água, e na preservação de vegetais e carnes.

Na Idade Média algumas práticas alquímicas eram levadas a cabo. Uma obra do séc. XV, *Liber Sacerdotum*, uma compilação de centenas de receitas traduzidas do árabe para o latim, refere técnicas para transformar metais vulgares em ouro, a preparação de soldas para metais e várias maneiras de lidar com o "enxofre" constituinte dos metais. Descreve ainda a *preparação de* um grande número de substâncias entre as quais *óxido de zinco, litargírio, galena, cinábrio, pigmentos de diversas cores e transformações de materiais orgânicos*. Neste período já se praticavam algumas operações laboratoriais. Quando as armas de fogo passaram a ser usadas, a técnica usada para torná-las activas deve-se à preparação de salitre (nitrato de potássio) como do metal.

Já no séc. XIII a destilação tinha sido desenvolvida com a introdução de material de vidro, melhorando consideravelmente a recolha da fase condensada. A partir da destilação do vinho com sal ou carbonato descobriu-se o álcool.

A melhoria na condensação dos destiladores permitiu também a descoberta de ácidos: nítrico e sulfúrico.

A Tecnologia Química formaliza-se e institucionaliza-se no século XVIII. Segundo **Georg Rousseau** (1724-1794), professor de Química da Universidade de Ingolstadt/Munique, "A Química é, portanto, deixem-me dizê-lo de maneira sucinta, a arte de provocar nos corpos naturais uma transformação natural, de tal modo que eles se tornem mais convenientes à utilidade para os homens". Em 1770 em Gottingem, a Tecnologia Química surge como disciplina universitária em que **Johann Beckmann** (1729-1811) é considerado o principal impulsionador.

A Tecnologia Química desenvolveu-se como um campo específico da Química (química aplicada) em resposta às necessidades da Revolução Industrial emergente, que requeria conhecimentos químicos e técnicas sistematizadas e organizadas. Ela coloca em uso prático reacções e propriedades das espécies químicas, tornando-as úteis para o nosso quotidiano, e valendo-se mesmo das propriedades para obter novas espécies.

A Tecnologia Química é um elo de ligação da Química com outras actividades científicas e técnicas e reflecte o carácter universal e utilitário desta ciência. Temos por exemplo:

a. a electrónica moderna cuja chave são os componentes semicondutores (silício e germano), materiais com características especiais e cujo estudo se assenta na **Teoria das bandas de valência**;

b. as indústrias, sectores de produção aonde os processos envolvem situações de reversibilidade química e de equilíbrio, aspectos que são explorados com base nos princípios de Le Chatelier sobre o equilíbrio químico, tendo em vista a obtenção de maiores rendimentos e ganhos financeiros ;

c. a Quimioterapia que é um campo da Medicina em expansão, em que se utilizam compostos químicos no tratamento de doenças causadas por agentes biológicos;

d. as lâmpadas fluorescentes e os letreiros luminosos usam no seu interior vapores de elementos químicos (por exemplo o hélio, o néon, o sódio e o mercúrio) que emitem luz visível quando excitados num tudo de descarga eléctrica - com a descarga eléctrica, os electrões gerados chocam-se com os átomos do vapor no interior do tubo excitando-os. Na desexcitação esses átomos emitem radiação de uma frequência específica correspondente a uma determinada cor da luz visível;

e. as células electroquímicas usadas como geradores de corrente eléctrica são dispositivos que funcionam com base nas reacções de oxidação – reduções espontâneas que ocorrem na interface eléctrodo/solução ;

f. nos televisores usam-se tubos de descarga eléctrica e revestimentos de substâncias fluorescentes (por exemplo, sulfureto de zinco, fósforo, etc.). Os electrões gerados pela descarga eléctrica excitam os átomos em toda a extensão interna do tubo (ou tela), fazendo com que estes átomos emitam luz. A imagem é obtida através da iluminação de várias áreas dentro do tubo, precisamente sobre camadas de material fluorescente com cores diferentes que recebem intensidades diferenciadas a fim de formarem a imagem ;

g. o interior de um laser é constituído por uma substância fluorescente (ou gases) e um conjunto de espelhos. A radiação emitida pode ter comprimento de onda que vai desde o

infravermelho aos raios X. Usando uma fonte de excitação (uma corrente eléctrica ou uma lâmpada de clarão), os átomos são elevados para níveis de energia superiores. Num dado instante os átomos excitados retornam ao estado inicial emitindo radiação. A radiação emitida é reflectida entre espelhos ressaltando várias vezes para trás e para a frente. A radiação desviada atinge outros átomos estimulando a emissão de outras radiações com o mesmo comprimento de onda. Todas as radiações emitidas encontram-se em fase resultando no final uma radiação muito concentrada e intensa. A luz de um laser é, por isso, muito intensa (de elevada energia) e com comprimento de onda específico. A sua elevada intensidade e facilidade de focagem tornam a luz laser bastante útil em técnicas que exigem muita precisão, nomeadamente nas cirurgias e nas telecomunicações.

No âmbito da Engenharia Química conseguiram-se grandes conquistas que constituem verdadeiros triunfos da humanidade. Recentemente, o American Institute of Chemical Engineers (AIChE) compilou uma lista das “10 Maiores Conquistas da Engenharia Química” do século XX:

1- Os Isótopos radioactivos não servem somente para fazer bombas atómicas, mas podem ser usados na medicina para monitorar o funcionamento do organismo, identificar artéria e veias bloqueadas, identificar mecanismos metabólicos; na Arqueologia para datação de artefactos, etc. ;

2- Produção em massa e em massa e económica de plásticos através do desenvolvimento de operações unitárias ;

3- O sucesso da implementação de órgãos artificiais (rins, corações, etc.) e implantes, além do desenvolvimento de artefactos terapêuticos e de diagnóstico. Os “*patches*” e drogas microencapsuladas para administração controlada de princípios activos ;

4- Aumento do rendimento na produção em massa de antibióticos e outros medicamentos a custos relativamente baixos ;

5- A utilização de fibras sintéticas na produção de colchões, travesseiros, meias de nylon, coletes à prova de balas, e uma infinidade de outros artigos de uso quotidiano ;

6- Separação dos componentes do ar a 160°C negativos; uso do nitrogénio na recuperação do petróleo, congelamento de alimentos, produção de semicondutores e como gás inerte em várias reacções; uso de oxigénio na fabricação do aço, na soldagem de metais e em aparelhos de respiração artificial, entre outras aplicações ;

7- A redução dos problemas ambientais, através do desenvolvimento de conversores catalíticos; diminuição da poluição por meio de substituição de compostos naturais por compostos sintéticos, através de processamento mais eficiente e tecnologias de reciclagem ;

8- O aumento da produção de alimentos por meio da fixação do nitrogénio do ar e da incorporação do potássio e fósforo na composição de produtos adequados ao solo ;

9- O desenvolvimento do craqueamento catalítico, permitindo a quebra de compostos provenientes do petróleo em moléculas básicas, possibilitando a produção em larga escala de gasolina, óleo diesel, óleos lubrificantes, borracha e fibras sintéticas ;

10- A produção da borracha sintética, da qual os nossos meios de transportes dependem.

As inúmeras técnicas analíticas e instrumentais, assim como os vários processos de separação e purificação envolvidos, são fruto do trabalho de químicos analíticos, químicos orgânicos, engenheiros químicos e profissionais de outras áreas. Os novos processos enzimáticos/metabólicos, de produção de proteínas, tecidos, órgãos, e medicamentos, são algumas das áreas onde o engenheiro químico poderá ter papel de grande importância.

CONCLUSÃO

A Química surgiu na Pré – História, de forma empírica e inconsciente. O facto mais importante praticado pelo homem foi a descoberta do fogo.

Na Idade Antiga a química estava relacionada com a obtenção de metais, ligas metálicas, e preparação de alguns produtos de uso imediato. Mas foi nessa época que os filósofos gregos começaram a teorizar o universo com base na observação.

Na Idade Média temos uma química de nome alquimia, cujos principais objectivos estavam relacionados com a obtenção da vida eterna e do ouro a partir de outros metais. O contributo dos alquimistas foi a obtenção de muitas substâncias e construção de apetrechos químicos usados até hoje (por exemplo, almofariz e alambique).

A Química surge como disciplina científica com principal contribuição de Robert Boyle e Lavoisier. Porém, na transição entre a Alquimia e Química como ciência temos a Iatroquímica (“Química médica”) introduzida por Paracelso como ponte de ligação.

No século XIX, a Química orientou-se em direcção à descontinuidade da matéria, à sua estrutura interna, assunto que já fazia parte do pensamento dos filósofos da Grécia Antiga. Só que desta vez as teorias inerentes ao assunto não foram concebidas como pensamentos filosóficos, mas sim frutos de experiências e observações cuidadas de fenómenos.

Graças à Química tecnológica puderam ser construídos aparelhos que permitem a execução prática das teorias e também descobertas de novas substâncias, muitas das quais importantes para a humanidade. É de referir também que os processos químicos não contribuem somente para o bem-estar da humanidade. Sabemos do estado pouco saudável do nosso ambiente devido em grande parte aos processos químicos influenciados pelo homem. O químico precisa dominar a matéria de modo a combater determinadas manifestações prejudiciais, e se possível restaurar o ambiente às condições vitais anteriores.

Durante a história da humanidade, os conhecimentos no domínio da Química, assim como no de outras ciências, vêm se construindo, sob a influencia das múltiplas forças que caracterizam a interacção dinâmica do homem com o resto do universo em que se encontra inserido, servindo-se sempre dos conhecimentos anteriores, ainda que seja para os contestar. Aliás, o desenvolvimento das ciências deve-se sobretudo à contestação consecutiva das respostas às inúmeras questões que o mundo fenomenológico vem colocando às mentes activas.

BIBLIOGRAFIA

- ANADEU, Montoto. **Os Átomos**. Rio de Janeiro. Salvat Editora do Brasil. 1979.
- ARDLEY, Neil. **Dicionário escolar de ciência**. Porto. Civilização Editora. 1995.
- CORRÊA, Carlos; BASTO, Fernando Pires. **Química – 1ª Parte**. Porto. Porto Editora. 2002.
- CHASSOT, Attic I. *Raio X e Radioactividade*. in: **Química Nova na Escola**. Nº 2. 1995.
- CHAGAS, Aécio Pereira. *Teorias Ácido-Base*. in: **Química Nova na Escola**. Nº 9. 1995.
- FILGUEIRAS, Carlos A. L.. *A espectroscopia e a Química*. in: **Química Nova na Escola**. Nº 3. 1996.
- GUAYDIER, Pierre. (1983), **História da Física**. Lisboa. Edições 70. 1984.
- SILVA, Luís Gonçalves; VALADARES, Jorge António S.. **Compêndio de Física Tomo III – Introdução à Física das partículas e dos estados sólido, líquido e gasoso – 1º ano do curso complementar do ensino Secundário**. Lisboa. Livraria Popular de Francisco Franco. 1976.
- VIDAL, Bernard. **História da Química**. Lisboa. Edições 70. 1986.

Internet:

- http://www.scielo.br/scielo.php?script=sci_arttext&pid=S0100-40422000000500023
- <http://www.hottopos.com/regeq10/luismar.htm>
- <http://www.schwartzman.org.br/simon/paim.htm>
- <http://pessoal.bridge.com.br/alquimia/alq1/radioat.htm>
- <http://www.geocities.com/Area51/Hollow/9495/tabelape.htm>
- http://inorgan221.iq.unesp.br/quimgeral/inorgdescritiva/gases_nobres_desc.html
- <http://br.share.geocities.com/funchal2001/quimica/electarbo.htm>
- http://www.monks.com.br/Evolucao_quimica.htm
- <http://www.exatas.com/quimica/historia.html>
- <http://b1d232004.tripod.com.br/evolucaodaquimica.html>
- <http://www.profcupido.hpg.ig.com.br/a%20historia%20quimparteC.htm>
- <http://www.nander.hpg.ig.com.br/histquimica.html>
- <http://www.iqsc.sc.usp.br/~edsonro/HQ1.htm>
- <http://ciarte.no.sapo.pt/material/pigmento/malaquit.htm>
- <http://www.fisica.ufpb.br/port/artigoVB1.htm>
- http://inorgan221.iq.unesp.br/quimgeral/breve/12end_breve.html
- <http://www.notimat.org.br/anteriores/33/livro.html>

<http://www.ajc.pt/ciencia/n31/atomo.php>

<http://www.if.ufrgs.br/~betz/seculo20/a1frame.htm>

<http://mesonpi.cat.cbpf.br/verao98/marisa/atomo.html>

<http://essl.home.sapo.pt/Elementos/Elementos3.htm>

<http://inorgan221.iq.unesp.br/quimgeral/equilibrio/equilibrio.htm>

http://www.inca.gov.br/conteudo_view.asp?ID=101

<http://www.comciencia.br/reportagens/fisica/fisica06.htm>

<http://www.sotrabalhomole.hpg.ig.com.br/pagina3.htm>

http://www.fisicabrasil.hpg.ig.com.br/teoria_quantica.html

<http://ff8.sites.uol.com.br/index.htm#>

<http://ff8.sites.uol.com.br/index.htm#>

http://www.terra.com.br/fisicanet/cursos/fisica_moderna/fm1.html

<http://www.ricardo.bomfim.nom.br/2004/10/universo-de-proveta.html>

http://www.profcupido.hpg.ig.com.br/biografias_max_planck.htm

<http://www.dw-world.de/dw/article/0,1564,661099,00.html>

http://www.pcarv.pro.br/biografias/max_planck.htm

http://www.zaz.com.br/fisicanet/fisicamoderna/fisicaquantica/teoria_do_efeito_fotoeletrico.html

<http://www.if.ufrgs.br/tex/fis01043/20021/Alexandre/einstein/fotoeletrico.html>

<http://www.algosobre.com.br/ler.asp?conteudo=115~>

<http://www.if.ufrgs.br/einstein/genio.html>

http://fisicanet.terra.com.br/quantica/teoria_do_efeito_fotoeletrico.asp

<http://www.ahistoriadafisica.hpg.ig.com.br/grandes/broglie.htm>

http://revistapesquisa.fapesp.br/show.php?lang=&id=revistas1.fapesp1..20010904.20000755.SEC1_3

http://www.vestibular1.com.br/revisao/relatividade_teorica_quantica.doc

http://www.lucalm.hpg.ig.com.br/mat_esp/relatividade/relatividade.htm

<http://fisicanet.terra.com.br/historia/historia-cronologia.asp>


<http://www.comciencia.br/reportagens/fisica/fisica08.htm>

http://www.universoespirita.org.br/catalogo_dos_espiritos/artigos/fisica_ok.htm

ANEXOS

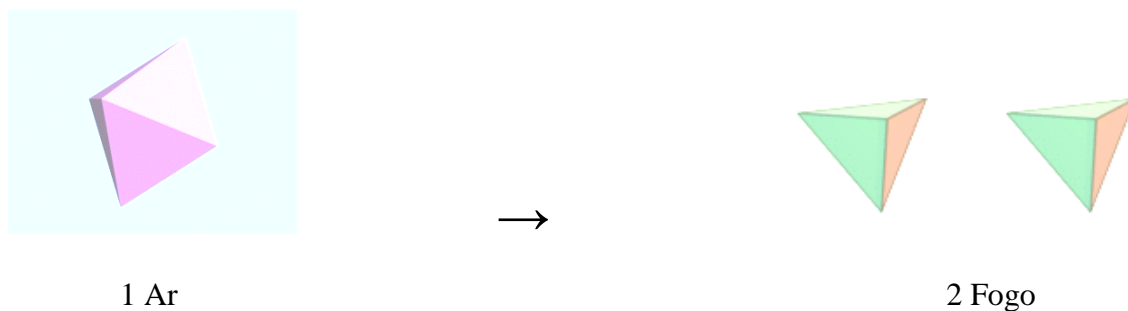
- OS ELEMENTOS SEGUNDO PLATÃO
- EXEMPLO DE TRANSFORMAÇÃO SEGUNDO PLATÃO
- A LEI DE LAVOISIER OU LEI DA CONSERVAÇÃO DA MASSA
- PROCESSO DE CALCINAÇÃO DO METAL SEGUNDO A TEORIA DO FLOGÍSTICO
- A REDISTRIBUIÇÃO DO FLOGÍSTICO NA FORMAÇÃO DE ÁGUA SEGUNDO CAVENDISH
- EXPERIÊNCIA DE WILLIAM CROOKES
- A DESCOBERTA DA RADIOACTIVIDADE POR HENRY BEQUEREL
- A EXPERIÊNCIA DE THOMSON
- MODELO ATÓMICO DE THOMSON
- EXPERIÊNCIA DE RUTHERFORD
- MODELO ATÓMICO DE RUTHERFORD
- AS PARTÍCULAS CONSTITUINTES DOS ÁTOMOS E SUAS PROPRIEDADES
- SÍNTESE DA URÉIA
- OS PRÉMIOS NÓBEIS DA QUÍMICA

1- OS ELEMENTOS SEGUNDO PLATÃO

Poliedro regular	Figura	Elemento representativo
<i>Tetraedro</i>		<i>Fogo</i>
<i>Octaedro</i>		<i>Ar</i>
<i>Icosaedro</i>		<i>Água</i>
<i>Cubo</i>		<i>Terra</i>

2- EXEMPLO DE TRANSFORMAÇÃO SEGUNDO PLATÃO

Dissociação do ar e formação do fogo:



3- A LEI DE LAVOISIER OU LEI DA CONSERVAÇÃO DA MASSA

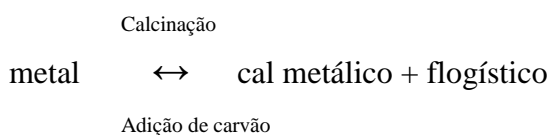
“Na Natureza nada se cria e nada se perde, tudo se transforma”.

Hoje se compreende bem o sentido desta frase. Se toda a matéria tem na sua constituição átomos, e se enquanto procede a reacção química não se “fazem” nem se destroem átomos a massa, necessariamente mantém-se constante.

Actualmente, esta Lei é enunciada da seguinte forma:

Num sistema químico fechado em reacção, a massa total permanece constante, isto é, a massa no início, durante e no fim de uma reacção é a mesma.

4- PROCESSO DE CALCINAÇÃO DO METAL SEGUNDO A TEORIA DO FLOGÍSTICO

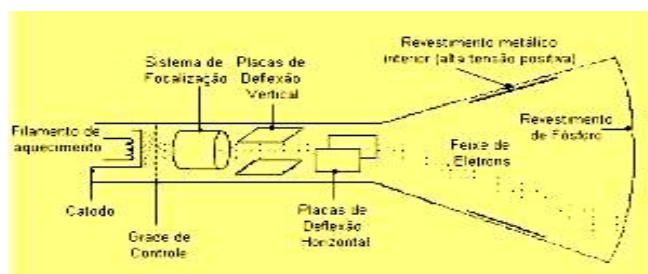


5- A REDISTRIBUIÇÃO DO FLOGÍSTICO NA FORMAÇÃO DE ÁGUA SEGUNDO CAVENDISH

ar desflogisticado (água – flogístico) + ar inflamável (água + flogístico) = água

6- EXPERIÊNCIA DE WILLIAM CROOKES

William Crookes idealizou um tubo com dois eléctrodos e um vácuo quase perfeito. Provocou uma pressão interna de cerca de 0.0001 atm. Aplicou uma diferença de potencial entre os eléctrodos, o que provocou uma fluorescência amarelo-esverdeada no lado oposto do cátodo (eléctrodo negativo), que aquecia. Ao introduzir um objecto no tubo, aparecia uma sombra. Aplicando um campo eléctrico, a fluorescência desviava-se como uma carga negativa. Ao por uma ventoinha no tubo ela girava.



7- A DESCOBERTA DA RADIOACTIVIDADE POR HENRY BEQUEREL

Um dia, por esquecimento Henry Bequerel, deixou um filme fotográfico sobre uma pedra de urânio. Passando algum tempo encontrou o seu filme fotográfico e observou que se encontrava velado. Pois o urânio libertou radiações que velaram o filme fotográfico. Foi então deste modo que se descobriu a radioatividade.

8- A EXPERIÊNCIA DE THOMSON

Thomson usou placas eléctricas, tubo de descarga dos raios catódicos (electrões), placas magnéticas. Sujeitou o tubo de descarga dos raios catódicos à influência do campo eléctrico e, verificou que o feixe de partículas sofria deflexões e chocava com a parede do tubo do lado onde se encontrava a placa positiva, evidencia que os electrões têm carga eléctrica negativa. Também verificou que ao sujeitar o tubo de descarga à influência do campo magnético, o feixe de partículas se deflectia. A partir de intensidades de campo eléctrico e magnético estabeleceu a razão entre a carga das partículas e a massa destas. Ele chegou ao valor $-1.76 \cdot 10^8$ coulombs.

9- MODELO ATÓMICO DE THOMSON



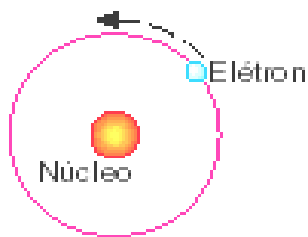
10- EXPERIÊNCIA DE RUTHERFORD

Rutherford bombardeou uma lâmina fina de ouro com partículas alfa e constatou que:

- A maior parte das partículas atravessam a lâmina sem sofrer nenhum desvio, ou apenas uma pequena deflexão.
- Somente poucas partículas sofriam desvios com ângulos grandes (180°).



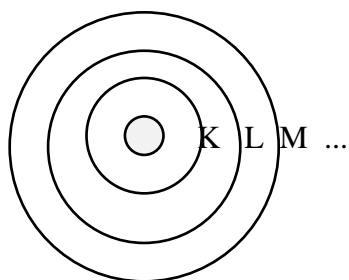
11- MODELO ATÓMICO DE RUTHERFORD



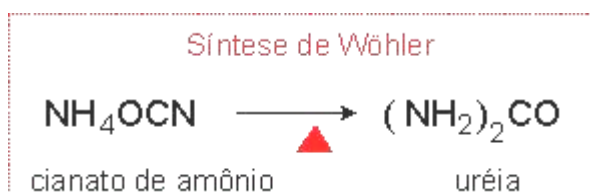
12- AS PARTÍCULAS CONSTITUINTES DOS ÁTOMOS E SUAS PROPRIEDADES

PARTÍCULA	MASSA EM GRAMAS	MASSA EM U.M.A.	CARGA ELÉCTRICA em Coulomb	CARGA ELÉCTRICA em unidade elementar
Protão	$9.11 \cdot 10^{-28}$	$5.486 \cdot 10^{-4}$	$-1.602 \cdot 10^{-19}$	-1
Electrão	$1.67 \cdot 10^{-24}$	1.007276	$+1.602 \cdot 10^{-19}$	+1
Neutrão	$1.67 \cdot 10^{-24}$	1.008665	0	0

13- MODELO ATÓMICO DE BOHR



14- SÍNTESE DA URÉIA



15- OS PRÉMIOS NÓBEIS NA QUÍMICA

O Prémio Nobel foi instituído por **Alfred Nobel**. Este pouco antes de morrer, ficou consciente que as suas invenções na área dos explosivos causaram guerras e destruições. *Nesta sequência redigiu um testamento, onde estipula prémios monetários destinados a galardoar os que mais se distinguiram nas áreas da química, medicina, física, literatura e paz. Estes prémios têm o seu nome e os primeiros foram entregues em 1901, cinco anos depois da sua morte.*

Nobeis da Química

1901: **Jacobus Henricus Van't Hoff** (Holanda) – em reconhecimento aos extraordinários serviços prestados pela descoberta das leis de dinâmica química e pressão osmótica em soluções.

1902: **Hermann Emil Fischer** (Alemanha) – em reconhecimento aos extraordinários serviços prestados pelo seu trabalho na síntese de açúcares e da purina.

1903: **Svante August Arrhenius** (Suécia) – em reconhecimento aos extraordinários serviços prestados à evolução da química pela sua teoria da dissociação electrolítica.

1904: **William Ramsay** (Reino Unido) – em reconhecimento pelos seus serviços na descoberta dos elementos gasosos inertes e pela determinação de suas posições na tabela periódica.

1905: **Johann Friedrich Wilhelm Adolf Von Baeyer**, (Alemanha) – em reconhecimento pelos seus serviços no avanço da química orgânica e na indústria química, através de seu trabalho sobre corantes orgânicos e compostos aromáticos.

1906: **Henri Moissan** (França) – em reconhecimento pelos grandes serviços prestados por sua investigação e isolamento do elemento Flúor e pela adopção a serviço da ciência da fornalha eléctrica que leva seu nome.

1907: **Eduard Buchner** (Alemanha) – por suas pesquisas bioquímicas e por sua descoberta da fermentação sem células.

1908: **Ernest Rutherford** (Reino Unido) – por suas investigações na desintegração dos elementos e na química de substâncias radioactivas.

1909: **Wilhelm Ostwald** (Alemanha) – em reconhecimento pelo seu trabalho em catálise e por suas investigações dos princípios fundamentais que governam o equilíbrio químico e as velocidades de reacções.

1910: **Otto Wallach** (Alemanha) – em reconhecimento de seus serviços para a química orgânica e indústria química por seu trabalho pioneiro no campo de compostos alicíclicos.

1911: **Marie Sklodowska Curie** (Polónia, França) – em reconhecimento de seus serviços ao avanço da química pela descoberta dos elementos Rádio e Polónio, pelo isolamento do Rádio e o estudo da natureza e dos compostos deste notável elemento.

1912: **Victor Grignard** (França) – pela descoberta do reagente de Grignard, o qual nos últimos anos permitiu o grande progresso da química orgânica; **Paul Sabatier** (França) – por seu método de hidrogenação de compostos orgânicos em presença de metais, que promoveu o grande progresso da química orgânica nos últimos anos.

1913: **Alfred Werner** (Suíça) – em reconhecimento de seu trabalho sobre a ligação entre átomos e moléculas, por meio do qual se direccionou uma nova luz nas investigações iniciais e abriram novos campos de pesquisa em química inorgânica.

1914: **Theodore William Richards** (Estados Unidos) – em reconhecimento de suas precisas determinações da massa atómica de um grande número de elementos químicos.

1915: **Richard Martin Willstätter** (Alemanha) – por suas pesquisas em pigmentos de plantas, particularmente a clorofila.

1918: **Fritz Haber** (Alemanha) – pela síntese de amónia a partir de seus elementos.

1920: **Walther Hermann Nernst** (Alemanha) – em reconhecimento por seu trabalho em termoquímica.

1921: **Frederick Soddy** (Reino Unido) – por suas contribuições ao conhecimento da química de substâncias radioactivas, e suas investigações na origem e natureza de isótopos.

1922: **Francis William Aston** (Reino Unido) – por sua descoberta, através de seu espectrógrafo de massa, dos isótopos de um grande número de elementos não radioactivos, e pelo enunciado da regra do número inteiro.

1923: **Fritz Pregl** (Áustria) – por sua invenção do método de micro-análise de substâncias orgânicas.

1925: **Richard Adolf Zsigmondy** (Alemanha, Áustria) – por sua demonstração da natureza heterogénea de soluções de colóides e pelos métodos utilizados, os quais se tornaram fundamentais em química coloidal.

1926: **Theodor Svedberg** (Suécia) – por seu trabalho em sistemas dispersos.

1927: **Heinrich Otto Wieland** (Alemanha) – por suas investigações sobre a constituição dos ácidos biliares e de substâncias relacionadas.

1928: **Adolf Otto Reinhold Windaus** (Alemanha) – por seus serviços prestados através de sua pesquisa sobre a constituição dos esteróides e sua conexão com as vitaminas.

1929: **Arthur Harden** (Reino Unido); **Hans Karl August Simon Von Euler-Chelpin**, (Suécia, Alemanha) – por suas investigações sobre a fermentação do açúcar e enzimas fermentadoras.

1930: **Hans Fischer** (Alemanha) – por suas pesquisas sobre a constituição da hemina e clorofila e especialmente por sua síntese da hemina.

1931: **Carl Bosch**, (Alemanha); **BERGIUS, FRIEDRICH** (Alemanha) – em reconhecimento de suas contribuições para a invenção e desenvolvimento de métodos químicos a altas pressões.

1932: **Irving Langmuir** (Estados Unidos) – por suas descobertas e investigações em química de superfícies.

1934: **Harold Clayton Urey** (Estados Unidos) – por sua descoberta do deutério.

1935: **Frédéric Joliot** (França); **JOLIOT-CURIE, IRÈNE** (França) – em reconhecimento pela síntese de novos elementos radioactivos.

1936: **Petrus Debye** (Alemanha, Holanda) – por suas contribuições ao conhecimento da estrutura molecular através de suas investigações sobre momentos de dipolo, difracção de raios-X e electrões em gases.

1937: **Walter Norman Haworth** (Reino Unido) – por suas investigações sobre carboidratos e vitamina C; **Paul Karrer** (Suíça) – por suas investigações sobre carotenóides, flavinas e vitaminas A e B2.

1938: **Richard Kuhn** (Alemanha) – por seu trabalho sobre carotenóides e vitaminas.

1939: **Adolf Friedrich Johann Butenandt** (Alemanha) – por seu trabalho sobre hormonas sexuais; **Leopold Ruzicka** (Suíça) – por seu trabalho sobre polimetilenos e terpenos complexos.

1943: **De George Hevesy** (Hungria) – por seu trabalho no uso de isótopos como marcadores no estudo de processos químicos.

1944: **Otto Hahn** (Alemanha) – por sua descoberta da fissão de núcleos pesados.

1945: **Artturi Ilmari Virtanen** (Finlândia) – por sua pesquisa e invenções em agricultura e química nutricional, especialmente por seu método de conservação de alimentos.

1946: **James Batcheller Sumner** (Estados Unidos) – por sua descoberta de que enzimas podem ser cristalizadas; **John Howard Northrop** (Estados Unidos) e **Wendell Meredith Stanley** (Estados Unidos) – pela preparação em uma forma pura de enzimas e proteínas de vírus.

1947: **Robert Robinson** (Reino Unido) – por suas investigações em produtos naturais, especialmente em alcalóides.

1948: **Arne Wilhelm Kaurin Tiselius** (Suécia) – por sua pesquisa em eletroforese e análise por adsorção, especialmente por suas descobertas relativas a natureza complexa de proteínas do soro.

1949: **William Francis Giauque** (Estados Unidos) – por suas contribuições no campo da termodinâmica química, particularmente com relação ao comportamento de substâncias em pressões extremamente baixas.

1950: **Paul Hermann Diels Otto** (Alemanha) & **Kurt Alder** (Alemanha) – pela descoberta e desenvolvimento da síntese de dienos.

1951: **Edwin Mattison Millan** (Estados Unidos) e **Glenn Theodore Seaborg** (Estados Unidos) - por suas descobertas na química de elementos transurânicos.

1952: **Archer John Porter Martin** (Reino Unido) e **Richard Laurence Millington Synge** (Reino Unido) – pela invenção da cromatografia de partição.

1953: **Hermann Staudinger** (Alemanha) – por suas descobertas no campo da química macromolecular.

1954: **Linus Carl Pauling** (Estados Unidos) – por sua pesquisa da natureza da ligação química e sua aplicação na elucidação da estrutura de substâncias complexas.

1955: **Vincent Du Vigneaud** (Estados Unidos) – por seu trabalho sobre compostos de enxofre bioquimicamente importantes, especialmente pela primeira síntese de um hormônio polipeptídico.

1956: **Hinshelwood Cyril Norman** (Reino Unido) e **Nikolay Nikolaevich Semenov** (União Soviética) - por suas pesquisas sobre o mecanismo de reações químicas.

1957: **Alexander R.Todd** (Reino Unido) – por seu trabalho em nucleotídeos e co-enzimas nucleotídicas.

1958: **Frederick Sanger** (Reino Unido) – por seu trabalho em estrutura de proteínas, especialmente a insulina.

1959: **Jaroslav Heyrovsky** (Tchecoslováquia) – por sua descoberta de métodos polarográficos de análise.

1960: **Willard Frank Libby** (Estados Unidos) – por seu método de datação através do uso de carbono-14 em arqueologia, geologia, geofísica e outros ramos da ciência.

1961: **Melvin Calvin** (Estados Unidos) – por sua pesquisa sobre a assimilação de dióxido de carbono pelas plantas.

1962: **Max Ferdinand Perutz** (Reino Unido) e **John Cowdery Kendrew** (Reino Unido) – por seus estudos de estruturas das proteínas globulares.

1963: **Karl Ziegler** (Alemanha) & **NATTA, GIULIO** (Itália) – por suas descobertas no campo da química e tecnologia de polímeros.

1964: **Dorothy Crowfoot Hodgkin** (Reino Unido) – por suas determinações, através de técnicas de raios-X, de estruturas de substâncias bioquimicamente importantes.

1965: **Robert Burns Woodward** (Estados Unidos) - por suas admiráveis façanhas na arte da síntese orgânica.

1966: **Robert S. Mulliken** (Estados Unidos) – pelo seu trabalho fundamental com respeito a formação de ligações químicas e estrutura electrónica de moléculas pela teoria do orbital molecular.

1967: **Manfred Eigen** (Alemanha); **NORRISH, RONALD GEORGE WREYFORD** (Reino Unido); **George Porter** (Reino Unido) – por seus estudos de reacções químicas extremamente rápidas, efectuados pelo distúrbio do equilíbrio através de pulsos de energia muito curtos.

1968: **Lars Onsager** (Estados Unidos, Noruega) – pela descoberta das relações recíprocas que levam seu nome, as quais são fundamentais para a termodinâmica de processos irreversíveis.

1969: **Derek H. R. Barton** (Reino Unido) e **Odd Hassel** (Noruega) – por suas contribuições ao desenvolvimento do conceito de conformação e sua aplicação em química.

1970: **Luis F. Leloir** (Argentina) – por sua descoberta dos nucleotídeos do açúcar e suas regras em biossíntese de carboidratos.

1971: **Gerhard Herzberg** (Canadá) – por suas contribuições ao conhecimento da estrutura electrónica e geometria de moléculas, particularmente dos radicais livres.

1972: **Christian B. Anfinsen** (Estados Unidos) – por seu trabalho sobre ribonuclease, especialmente com relação a conexão entre a sequência do aminoácido e sua conformação biologicamente activa; **Stanford Moore** (Estados Unidos) e **William H. Stein** (Estados Unidos) – por suas contribuições à compreensão da conexão entre a estrutura química e actividade catalítica do centro activo da molécula de ribonuclease.

1973: **Ernst Otto Fischer** (Alemanha) e **Geoffrey Wilkinson** (Reino Unido) – por seus trabalhos pioneiros, feitos independentemente, sobre a química de organometálicos, chamados de compostos sanduíche.

1974: **Paul J. Flory** (Estados Unidos) – por suas conclusões fundamentais, tanto teóricas como experimentais, na físico-química das macromoléculas.

1975: **John Warcup Cornforth** (Reino Unido) – por seu trabalho em estereoquímica de reações enzimáticas catalisadas; **Vladimir Prelog** (Suíça, Iugoslávia) – por sua pesquisa em estereoquímica de moléculas orgânicas e reações.

1976: **William N. Lipscomb** (Estados Unidos) – por seus estudos sobre a estrutura de boranos, iluminando problemas de ligação química.

1977: **Ilya Prigogine** (Bélgica) – por suas contribuições para a termodinâmica fora do equilíbrio, particularmente por sua teoria das estruturas dissipativas.

1978: **Peter D. Mitchell** (Reino Unido) – por sua contribuição à compreensão da transferência biológica de energia através da formulação da teoria quimiosmótica.

1979: **Herbert C. Brown** (Estados Unidos) e **Georg Wittig** (Alemanha) – pelo desenvolvimento do uso de compostos de boro e fósforo, respectivamente, como reagentes importantes para síntese orgânica.

1980: **Paul Berg** (Estados Unidos) – por seus estudos fundamentais da bioquímica de ácidos nucleicos, com destaque particular para o DNA recombinante; **Walter Gilbert** (Estados Unidos) e **Frederick Sanger** (Reino Unido) – por suas contribuições com relação a determinação das sequências de bases em ácidos nucleicos.

1981: **Kenichi Fukui** (Japão) e **Roald Hoffmann** (Estados Unidos) – por suas teorias, desenvolvidas independentemente, com relação ao caminho de reações químicas.

1982: **Aaron Klug** (Reino Unido) – pelo desenvolvimento da microscopia eletrônica cristalográfica e pela elucidação estrutural de complexos biologicamente importantes de ácidos nucleicos-proteínas.

1983: **Henry Taube** (Canadá) – pelo seu trabalho em mecanismos de reações de transferência de elétrons, especialmente em complexos metálicos.

1984: **Robert Bruce Merrifield** (Estados Unidos) – pelo desenvolvimento de uma metodologia para sínteses em uma matriz sólida.

1985: **Herbert A. Hauptman** (Estados Unidos) e **Jerome Karle** (Estados Unidos) – por suas notáveis realizações no desenvolvimento de métodos directos de determinação de estruturas cristalinas.

1986: **Dudley R. Herschbach** (Estados Unidos); LEE, YUAN T. (Estados Unidos); POLANYI, JOHN C. (Canadá) – por suas contribuições com relação a dinâmica de processos químicos elementares.

1987: **Donald J. Cram** (Estados Unidos), **Jean-Marie Lehn** (França) e **Charles J. Pedersen** (Estados Unidos) – pelo desenvolvimento e utilização de moléculas com interações estruturais específicas de alta selectividade.

1988: **Johann Deisenhofer** (Alemanha), **Robert Huber** (Alemanha) e **Hartmut Michel** (Alemanha) – pela determinação da estrutura tridimensional de um centro de reacção fotossintético.

1989: **Sidney Altman** (Canadá) e **Thomas R. Cech** (Estados Unidos) – pela descoberta de propriedades catalíticas do RNA.

1990: **Elias James Corey** (Estados Unidos) – pelo seu desenvolvimento da teoria e metodologia de síntese orgânica.

1991: **Richard R. Ernst** (Suíça) – por suas contribuições ao desenvolvimento da metodologia da espectroscopia de ressonância magnética nuclear de alta resolução.

1992: **Rudolph A. Marcus** (Estados Unidos) – por suas contribuições à teoria de transferência de electrões em sistemas químicos.

1993: **Kary B. Mullis** (Estados Unidos) e **Michael Smith** (Canadá) – por suas contribuições ao desenvolvimento de métodos químicos baseados em DNA.

1994: **George A. Olah** (Estados Unidos) – pela sua contribuição à química dos carbocátions.

1995: **J. Crutzen Paul** (Holanda, Alemanha), **Mario J. Molina** (México, Estados Unidos) e **F. Sherwood Rowland** (Estados Unidos) – por seus trabalhos em Química Atmosférica, particularmente com relação à formação e decomposição do Ozono.

1996: **Jr. Robert F. Curl** (Estados Unidos), **Harold W. Kroto** (Reino Unido) e **Richard E. Smalley** (Estados Unidos) – pela descoberta dos Fullerenos.

1997: **Paul D. Boyer** (Estados Unidos) e **John E. Walker** (Reino Unido) – pela elucidação do mecanismo enzimático envolvendo a síntese de adenosina trifosfato (ATP); **Jens C. Skou** (Dinamarca) – pela primeira descoberta de uma enzima transportadora de íões, Na^+ e K^+ – ATPase.

1998: **Walter Kohn** (Estados Unidos) – pelo desenvolvimento da teoria da funcional de densidade; **John A. Pople** (Estados Unidos) – pelo desenvolvimento de métodos computacionais em Química Quântica.

1999: **Ahmed H.Zewail** (Egipto, Estados Unidos) – por seus estudos de estados de transição de reações químicas usando espectroscopia de femtossegundos.

2000: **A. J. Heeger** (Estados Unidos), **A. G. Macdiarmid** (Estados Unidos) e **H. Shirakawa** (Japão) – pela descoberta e desenvolvimento de polímeros condutores.