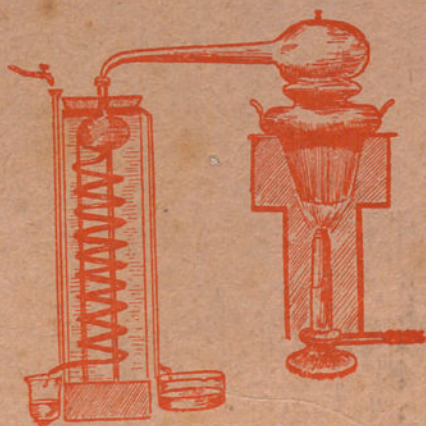


Prof. RUY LAPA

# COMPÊNDIO DE QUÍMICA

SEGUNDO OS PROGRAMAS ACTUAIS  
DO 3.º, 4.º E 5.º ANOS DOS LICEUS



LIVRARIA POPULAR DE FRANCISCO FRANCO  
RUA DE BARROS QUEIRÓS, 14-18—LISBOA

~~Sala A~~

~~Est. 2~~

~~Tab. 2~~

~~N.º 13~~









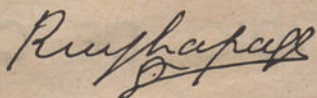
do velho amigo Dr. Maximiano Leal,  
com a abenço

20/12/1953

afirma o autor  
B. Chapuis

## COMPÊNDIO DE QUÍMICA

São falsos todos os exemplares que  
não tiverem a rubrica do autor:

A handwritten signature in black ink, appearing to read 'Rui Chafes'. The signature is written in a cursive style with a horizontal line underlining the name.

*Reservados todos os direitos de reprodução*



INV. - N.º 261

Prof. RUY LAPA

# COMPÊNDIO DE QUÍMICA

SEGUNDO OS PROGRAMAS ACTUAIS  
DO  
3.º, 4.º E 5.º ANOS DOS LICEUS



centro ciência viva  
RÔMULO DE CARVALHO

RC  
MNCT  
59  
LAP

LIVRARIA FRANCISCO FRANCO  
16, Rua Barros Queirós, 18  
LISBOA

185

...É necessário que o professor seja simples na interpretação, claro e atraente na exposição, sugestivo na experimentação.

Trata-se de uma iniciação científica...

(Decreto n.º 37.112, de 22 de Outubro de 1948).



3.º ANO





## O AR

**Provas da existência do ar. Como se transvasa o ar. O peso do ar. Consequências do peso do ar. Pressão atmosférica. Provas da pressão atmosférica.**

1. **O ar atmosférico** forma em torno da terra o invólucro gasoso chamado *atmosfera*.

O ar é invisível; mas sentimos bem a sua existência pois é indispensável à nossa respiração; em movimento constitui as correntes de ar, as quais são, por vezes, tão fortes que dão origem aos ventos de tempestade, aos furacões, aos ciclones; todos temos, decerto, brincado e até construído um moinho de papel que gira na corrente de ar; e, se não houver corrente ainda o podemos fazer girar, soprando-o ou correndo, levando-o levantado na mão.

O ar enche todos os corpos ocos que com ele estão em contacto; quando dizemos que uma garrafa ou um copo despejados *não têm nada dentro*, dizemos mal, pois, realmente eles *estão cheios de ar*. E para demonstrarmos esta afirmação basta fazermos uma experiência muito simples.

Tomemos uma tina ou um balde, *A*, (*Fig. 1*), com água e tentemos meter na água o copo *B*, *despejado*, e com a boca para baixo. Por mais que carreguemos no copo não conse-

guimos enchê-lo de água; só nele entra uma pequena porção de água que serve de rolha ao ar, o qual, comprimindo-se contra as paredes do copo, impede que a água possa continuar a entrar. O copo *não estava vazio; tinha ar*.

Para enchermos o copo com água devemos levantar um pouco um dos bordos de modo a *poder sair o ar* que o copo contém.

Quando se enche uma câmara-de-ar ou uma bola de futebol com uma bomba de bicicleta o ar vai sendo comprimido e a

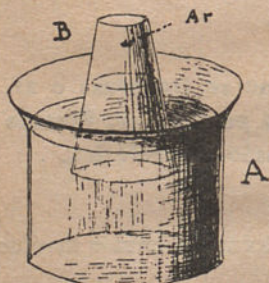


Fig. 1

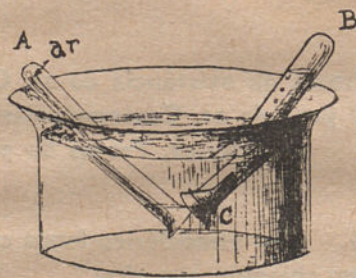


Fig. 2

câmara-de-ar ou a bola tornam-se cada vez mais duras; se por acaso a compressão for muito elevada rebentam e ouve-se então um estampido devido à saída súbita do ar; o qual é *compressível e elástico*.

**Poderemos transvasar o ar de um recipiente para outro?**  
Podemos. Como se faz?

Se o ar está dentro de um tubo de ensaio *A* enchemos outro tubo de ensaio *B* com água, metemo-lo dentro da tina *D* e colocamos-lhe um funil como indica a *Fig. 2*.

Tapamos com o dedo o tubo *A* que tem o ar e destapamo-lo debaixo do funil; o ar vai subindo na água do tubo *B* ao mesmo tempo que essa água vai descendo.



Se o ar estiver dentro de um frasco *F*, tapamos o frasco com uma rolha de cortiça na qual praticamos dois furos por onde passam o *tubo de carga T* e o *tubo de descarga* ou abdutor *T'* que vai abrir debaixo da campânula *C* cheia de água e invertida sobre uma tina *D* com água (*Fig. 3*).

O tubo de carga vai até ao fundo do vaso de modo a ficar tapado pela água para não deixar sair o ar; à medida que a água vai entrando no frasco o ar vai sendo obrigado a sair pelo tubo *T' de descarga* e vai acumular-se dentro da campânula *C*.

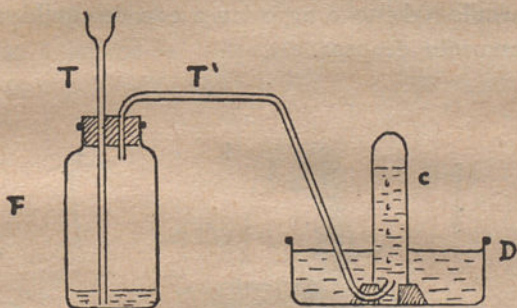


Fig. 3

*Observação:* O conjunto formado pela campânula cheia de água, invertida na tina com água, tem o nome de tina hidropneumática. A tina hidropneumática serve para receber gases que não sejam solúveis na água, nem reajam com ela.

### O ar terá peso?

Sem dúvida que tem, pois a Terra atrai todos os corpos para o seu centro; e essa força com que a Terra atrai cada corpo toma o nome de *peso absoluto do corpo*.

*Como demonstrar que o ar tem peso?* É uma demonstração um pouco delicada mas pode verificar-se por dois modos:

1.º) Por meio de uma máquina de rarefacção extraímos o ar de dentro de um balão de vidro e suspendemo-lo no prato de uma balança sensível; taramos o balão colocando pesos no outro prato (*Fig. 4-I*). Se agora deixarmos entrar o ar no balão a balança desequilibra-se para o lado do balão; o aumento de peso é, sem dúvida, devido ao peso do ar que entrou (*Fig. 4-II*).

2.º) Podemos fazer a experiência pesando um balão de borracha quase despejado de ar; em seguida por meio de uma bomba de bicicleta enchemo-lo de ar e comprimimos o ar dentro dele. Colocando-o de novo na balança esta desequilibra-se indicando o aumento de peso.

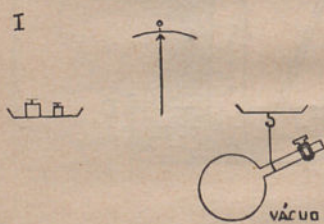


Fig. 4-I

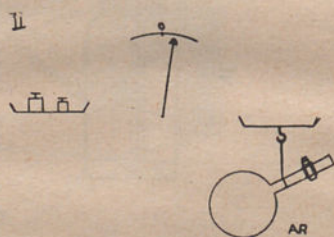


Fig. 4-II

De determinações rigorosas concluiu-se que *um litro de ar*, à pressão normal de 760 milímetros de mercúrio e à temperatura de zero graus centígrados, *pesa 1,293 gramas*.

Se o ar é pesado deve exercer *pressões* sobre os corpos em que se apoia; realmente assim é, e como se sabe da Física chama-se *pressão atmosférica* a essa pressão. Mede-se por meio dos *barómetros*; o valor da pressão normal é de 1033 gramas por centímetro quadrado de superfície ou, aproximadamente, 1 quilo por centímetro quadrado; este valor representa o esforço que uma coluna de ar, de altura igual à da atmosfera, exerce sobre cada centímetro quadrado de qualquer superfície.



### Provas da existência da pressão atmosférica

A pressão atmosférica exerce-se em todos os sentidos o que se demonstra por meio de experiências muito simples.

1.ª *Experiência* — *A pressão exerce-se de baixo para cima.*

Tomai um copo de vidro com os bordos bem lisos, enchei-o de água e tapai-o com uma lâmina de vidro ou com um papel de modo a não deixar ficar bolhas de ar entre o líquido e a lâmina ou o papel. Se o inverterdes rapidamente, tendo o cuidado de conservar a lâmina de vidro ou o papel, bem encostado aos bordos do copo, como indica a *Fig. 5*, o líquido não cai devido

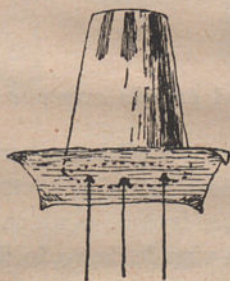


Fig. 5

à pressão atmosférica se exercer *de baixo para cima* e equilibrar assim o peso do líquido.

Esta propriedade explica o funcionamento da pipeta, do prova-vinhos e dos conta-gotas.

2.ª *Experiência* — *A pressão atmosférica exerce-se de cima para baixo.*

Coloca-se na platina *P* da máquina pneumática um vaso *B* cuja abertura superior se tapa com uma bexiga ou uma membrana de borracha. Fazendo o vácuo por *D* a bexiga encurva-se

e por fim rebenta; isto demonstra que a pressão atmosférica se exerceu, sobre a bexiga, de fora para dentro e de cima para baixo (Fig. 6).

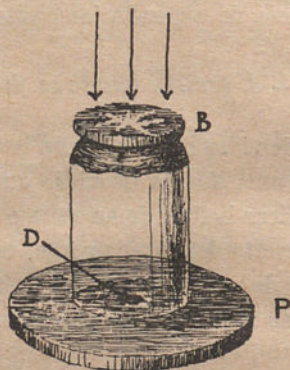


Fig. 6

### 3.<sup>a</sup> Experiência — A pressão exerce-se em todos os sentidos.

Demonstra-se repetindo a célebre experiência dos hemisférios de Magdbourg. Ligando á máquina pneumática os hemisférios, previamente ajustados, e fazendo o vácuo verifica-se que não é possível separá-los, em virtude da acção da pressão atmosférica que sobre eles se exerce, em todos os sentidos (Fig. 7).

## 2. O ar não é um corpo simples.

Quando um corpo arde no ar diz-se que se *combusta* e ao fenómeno dá-se o nome de *combustão*.

Que acção desempenha o ar nas combustões?

**A combustão de um corpo no ar em recinto aberto e em recinto fechado. A intervenção do ar nas combustões. Experiências.**

Inflamai um pedaço de papel e deitai-o dentro de um frasco de boca larga, bem seco. Deixai o frasco destapado; vede que o



papel ao arder se vai carbonizando; depois a chama desaparece e só vereis pequenas centelhas luminosas percorrendo o resíduo negro e carbonizado do papel; por fim, ficam apenas as cinzas: *o papel combustou-se completamente.*

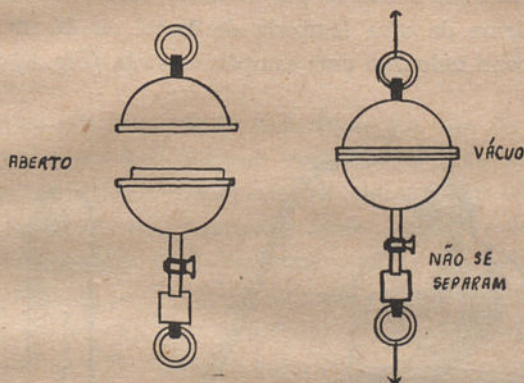


Fig. 7

Tornai a fazer a experiência noutro frasco igual ao primeiro, mas assim que deitardes o papel inflamado para dentro do frasco tapai-o com a rolha.

Notai que em breve a chama começa a diminuir, esmorece e por fim extingue-se, deixando parte do papel por arder; *a combustão foi, pois, incompleta.*

Como explicar os resultados diferentes das duas experiências?

É que na primeira o ar do frasco ia sendo renovado à medida que se ia dando a combustão; ao passo que na segunda experiência a quantidade de ar encerrada no frasco foi insuficiente para *alimentar* a combustão total do papel.

*O ar intervém, portanto, na combustão, mas parte dele é consumido e o resíduo gasoso que fica já não é ar.*

*Experiência — O volume do ar reduz-se durante a combustão.*

Colocai numa tina com água um flutuador de cortiça e sobre ele um pedaço de porcelana contendo um bocadinho de fósforo branco. Inflamai o fósforo por contacto com um arame aquecido à chama de uma lâmpada de álcool ou de um bico de Bunsen; cobri tudo com uma campânula larga (Fig. 8) e munida

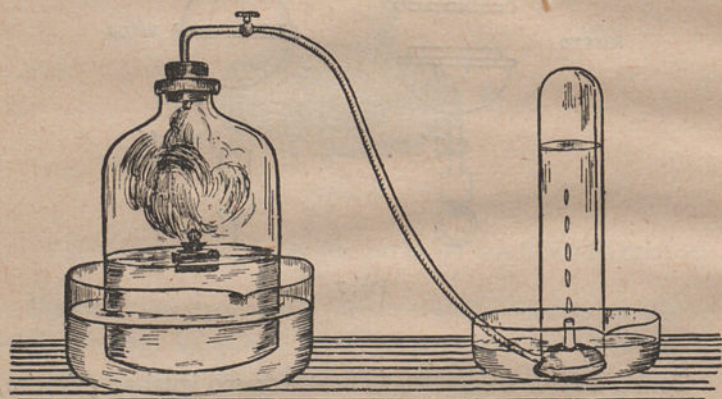


Fig. 8

de torneira superior; (deveis fazer esta operação com a torneira aberta para deixar sair parte do ar; de contrário há todas as probabilidades de se voltar a cortiça e de cair o fósforo para dentro de água); fechai em seguida a torneira. Vede que se formam fumos brancos, muito espessos, os quais quase não deixam ver a chama do fósforo; notai que o nível da água dentro da campânula vai subindo lentamente, *prova de que o volume do ar se reduz durante a combustão*; quando acabar a combustão do fósforo agitai brandamente a campânula; vede como os fumos brancos se vão dissolvendo na água e como, em breve, a atmosfera da campânula fica límpida, incolor, ao mesmo tempo que



o nível do líquido continua a subir, *por se ter consumido uma parte do ar*. O resíduo gasoso ocupa aproximadamente quatro quintos do volume primitivo e é invisível como o ar.

### Mas será ar?

#### *Experiência:*

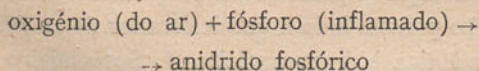
Adaptai ao tubo superior da campânula um tubo de cauchu; obrigai o gás a sair pela torneira mergulhando mais a campânula na água da tina, e enchei com ele alguns tubos de ensaio.

Tentai inflamá-lo com um pavio aceso: *Vede que não arde, é incombustível*, como o ar; introduzi o pavio aceso dentro do gás: observai que o gás o apaga *não alimentando* a combustão, *ao contrário do ar*; o gás *já não é ar*, é um gás *incomburente*.

Metei agora noutro tubo de ensaio cheio do gás, uma mosca: vede que a mosca morre rapidamente; isto é, esse gás é *impróprio para a respiração, para a vida*.

Por isso Lavoisier lhe deu o nome de *azoto*; a outra parte do ar que desapareceu é a parte que alimenta as combustões e é indispensável à respiração dos animais e das plantas; Lavoisier deu-lhe o nome de *oxigénio*. Os fumos brancos e espessos são, em parte, vapores de uma substância sólida resultante da *combinação* do oxigénio com o fósforo, a qual tem o nome de *anidrido fosfórico*; é muito solúvel na água e por isso se agita a campânula para facilitar a sua dissolução.

Podíamos escrever abreviadamente o resultado da nossa experiência, do seguinte modo:



Então o ar atmosférico *não é um corpo simples* pois é formado por oxigénio e azoto *misturados* sensivelmente na propor-

ção de 1 volume de oxigénio para 4 volumes de azoto; quer dizer: em 5 litros de ar atmosférico há, aproximadamente, 1 litro de oxigénio e 4 litros de azoto.

### 3. O oxigénio e o azoto ou nitrogénio.

O oxigénio é a *parte activa do ar*; é o agente das combustões; é indispensável à *respiração dos animais e das plantas*, pois é ele que vai fazer as combustões internas dos alimentos de modo a fornecer aos organismos a energia de que eles carecem para o seu desenvolvimento; o fenómeno da respiração dos animais e das plantas consiste, como se sabe, na absorção de oxigénio e na expulsão de anidrido carbónico e de vapor de água provenientes dessas combustões.

É enorme a tendência que o oxigénio tem para se combinar com os metais; alguns alteram-se quando estão expostos muito tempo ao ar húmido como acontece com o ferro, que *enferruja*, com o chumbo, que *enegrece*, etc.; em geral formam-se compostos de oxigénio e metal chamados *óxidos*; diz-se então que o oxigénio do ar *oxida* os metais. Esta oxidação é mais rápida quando se faz a quente: o metal apodera-se do oxigénio do ar e o azoto é libertado.

*Experiência — Passagem de uma corrente de ar sobre a limalha de ferro aquecida ao rubro.*

Num tubo de vidro duro *T* que pode suportar temperaturas elevadas (tubo de *redução*) deitai com cuidado limalha de ferro de modo que fique espalhada na ampola do vidro; ligai em seguida o tubo por um lado a um deslocador de ar (vide *Fig. 3*) e pelo outro à tina hidropneumática *A*. Suspendei o tubo num suporte e começai o aquecimento da limalha passeando a chama por todo o tubo. Quando a limalha começar a esbrasear fazei passar sobre ela a corrente de ar do deslocador. Vede que na



campânula *A* da tina hidropneumática se recebe um gás incolor (*Fig. 9*). É o azoto ou nitrogénio; se desmanchardes o aparelho vereis que dentro do tubo de redução ficou uma substância negra

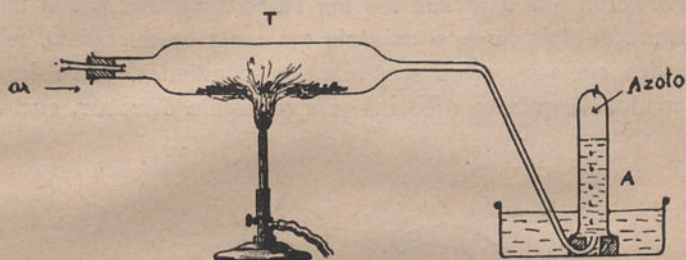


Fig. 9

muito diferente da limalha: é o óxido de ferro formado por *combinação* do oxigénio do ar com o ferro.

### Passividade do azoto

*Observação:* Podemos verificar que o azoto ou nitrogénio não é combustível; isto é, *não arde*; também apaga os corpos em combustão quer dizer: *não alimenta* a combustão; é um gás *incomburente*, impróprio para a respiração dos animais e das plantas.

## 4. Experiências de Lavoisier.

### O aquecimento dos metais no ar

*Há metais que se oxidam no ar húmido*, como, por exemplo, o ferro, o magnésio, o chumbo; *outros só se oxidam quando são aquecidos*, como o cobre, o zinco, o mercúrio; *alguns há que são inalteráveis* ao ar, mesmo a quente. São os metais *nobres*: o ouro, a platina, o irídio, a prata, são metais nobres.

A alteração que os metais sofriam quando eram aquecidos no ar era um fenómeno conhecido dos antigos, os quais consideravam o ar como um corpo simples. Nos fins do século XVIII Lavoisier apresentou as suas memoráveis experiências pelas quais demonstrou que *o ar não era um corpo simples* mas sim uma mistura de dois gases, o oxigénio e o azoto ou nitrogénio, misturados em proporções sensivelmente constantes. Lavoisier é o criador da química moderna pois conseguiu derrubar, com as

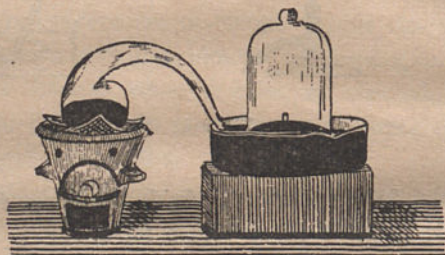


Fig. 10

suas experiências, as teorias antigas que tinham sido defendidas por tantos químicos ilustres.

### 1.ª Experiência: aquecimento do mercúrio.

Lavoisier aqueceu mercúrio numa retorta de vidro com o colo dobrado e prolongado de modo a poder comunicar com uma campânula contendo ar e invertida numa tina com mercúrio; tanto o ar contido na campânula como o ar existente na retorta foram rigorosamente medidos (*Fig. 10*).

No fim de alguns dias observou que o mercúrio se ia cobrindo de umas escamas *vermelhas* ao mesmo tempo que o ar da campânula ia diminuindo de volume. Quando deu a operação por terminada analisou o resíduo gasoso e verificou que ele era incombustível e incomburente, matando rapidamente um animal



que aí fosse introduzido. O gás residual já não tinha as propriedades do ar atmosférico e Lavoisier deu-lhe o nome de *azoto*. O volume do ar tinha diminuído um quinto do volume primitivo.

*2.ª Experiência: aquecimento do óxido de mercúrio.*

Lavoisier aqueceu depois as escamas vermelhas que se formaram sobre o mercúrio, deitando-as numa retorta cujo colo recurvado ia abrir sob uma campânula cheia de mercúrio invertida numa tina com mercúrio (tina *hydrargiropneumática* — Fig. 11).

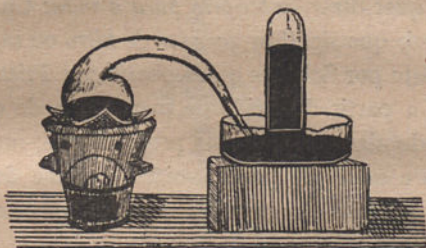


Fig. 11

Recolheu assim um gás que reconheceu ser o oxigénio; as escamas vermelhas decompueram-se em oxigénio e mercúrio; e o volume de oxigénio obtido era precisamente igual ao volume de oxigénio que tinha desaparecido na primeira experiência.

*3.ª Experiência: síntese do ar.*

Lavoisier misturou em seguida o oxigénio obtido na segunda experiência com o azoto residual da primeira experiência e obteve uma mistura gasosa que tinha as propriedades mais importantes do ar atmosférico.

*Conclusão:*

O ar atmosférico é uma mistura de oxigénio e azoto na proporção de 1 volume de oxigénio para 4 volumes de azoto; o

oxigénio é a parte activa do ar; é ele que vai oxidar o mercúrio dando lugar à formação das tais escamas vermelhas — o *óxido de mercúrio*. O azoto não entrou na reacção e libertou-se totalmente.

### **História da descoberta do oxigénio e do azoto. Priestley.**

O azoto foi extraído do ar por Rutherford em 1772; mais tarde por Scheele que lhe chamou *ar mefítico* por ser impróprio para a respiração; Lavoisier extraiu-o também do ar mas deu-lhe o nome de *azoto* que quer dizer *impróprio para a vida*; Chaptal denominou-o *nitrogénio* que significa *gerador de nitro* ou salitre. O oxigénio foi entrevisto por Scheelle e descoberto por Priestley em 1774, que o obteve a partir do óxido de mercúrio e de outros óxidos, tendo verificado algumas das suas propriedades; mas só em 1777 foi preparado e estudado por Lavoisier que lhe deu o nome de *oxigénio* (gero ácidos) e explicou o papel que ele desempenha nas combustões.

## **5. Preparação do oxigénio.**

Apesar do oxigénio existir no estado livre na atmosfera e de fazer parte, como veremos, da constituição da água, não se prepara nos laboratórios a partir destas substâncias. Há substâncias como o clorato de potássio (composto de cloro, oxigénio e potássio) que cedem facilmente o seu oxigénio e são por isso aproveitadas na preparação deste gás.

*1.ª Experiência — Preparação do oxigénio a partir do clorato de potássio.*

Deitai num tubo de ensaio um pouco de clorato de potássio e aquecei o tubo (*Fig. 12*); vede que a substância, depois de produzir uns estalidos secos (*crepitação*) começa a fundir; se



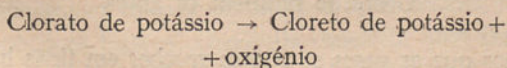
nesse momento introduzirdes dentro do tubo um pauzito com uns pontos em brasa vereis que ele se inflama, ardendo com chama violácea. Retirai o pauzito para fora do tubo para evitar que o negro de fumo proveniente da combustão incompleta da madeira vos impeça de observardos a reacção.



Fig. 12

Quando já não houver libertação gasosa deixai arrefecer o tubo e examinai o resíduo: é uma substância sólida — o *cloreto de potássio* — resultante da decomposição do clorato. O cloreto de potássio é formado apenas por cloro e potássio; não tem oxigénio.

Podeis representar a decomposição da seguinte maneira:



A cor violácea da chama é devida à presença de vapores de *potássio* que dão às chamas essa cor.

2.<sup>a</sup> *Experiência* — *Preparação do oxigénio a partir da mistura de clorato de potássio e bióxido de manganésio.*

Aquecei agora num tubo de ensaio uma mistura de clorato de potássio e deste pó negro a que se dá o nome de *bióxido de manganésio* o qual é formado por oxigénio e um metal — o *manganésio* —. Notai que o desprendimento de oxigénio se dá muito mais rapidamente e o clorato de potássio *não chega a fundir*, indicando que a reacção se passou a uma temperatura mais baixa. Verificai a libertação do oxigénio com o pauzito com uns pontos em brasa; no fim da reacção o resíduo que fica dentro do tubo é constituído por cloreto de potássio e por *bióxido de manganésio*.

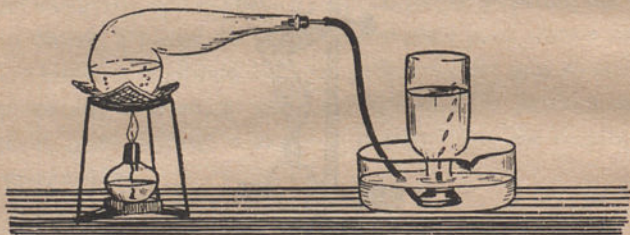


Fig. 13

*sio*, o qual, aparentemente, *não entrou na reacção*: serviu apenas *para a facilitar*, provocando a decomposição do clorato a uma temperatura mais baixa.

Diz-se que o *bióxido* teve uma *acção de presença* ou de *catalise*; as substâncias que facilitam as reacções acelerando-as, recebem o nome de *substâncias catalisadoras* ou mais simplesmente, *catalisadores*.

### Como se recebem os gases

Já vimos que os gases se podem receber em tinas hidropneumáticas ou em tinas hidrargiropneumáticas nas quais o gás vai deslocando a água ou o mercúrio até encher completamente a campânula da tina. Alguns gases podem também receber-se por



deslocação do ar contido dentro do tubo ou frasco em que o queremos recolher. Se o gás é mais denso que o ar deve colocar-se o frasco ou o tubo de *boca para cima*; se for menos denso que o ar deve colocar-se o frasco de *boca para baixo*.

### Como se guardam os gases. Gasómetros

Se quisermos obter grandes quantidades de oxigénio podemos empregar uma retorta de vidro, na qual se deita a mistura de

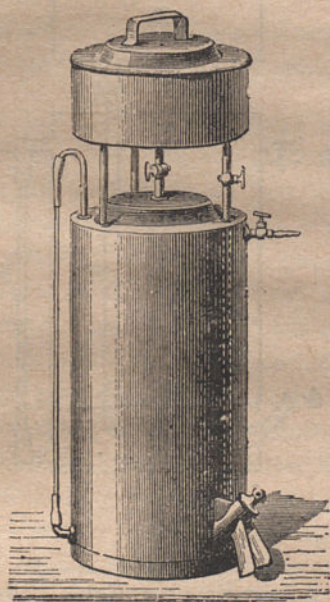


Fig. 14

bióxido de manganésio e clorato de potássio; o oxigénio obtido recebe-se em frascos na tina hidropneumática (Fig. 13); vão-se tapando os frascos, cheios de oxigénio, com lâminas de vidro e neles se fazem depois as experiências.

Mas se quisermos preparar o oxigénio para futuras experiências, guardamo-lo num gasómetro, como o da fig. 14.

O gasómetro é formado por um depósito *A* ao qual está ligada a tina superior *B*. Esta comunica com o depósito por dois tubos munidos de torneiras *E* e *F*. O tubo *T* vai até ao fundo do depósito; uma torneira lateral *D*, um nível de vidro *C* e um orifício inferior *G* completam o aparelho (Fig. 15).

Quando se quer encher o gasómetro deita-se água pelo tubo *T* até encher completamente o depósito *A* e mais de metade da

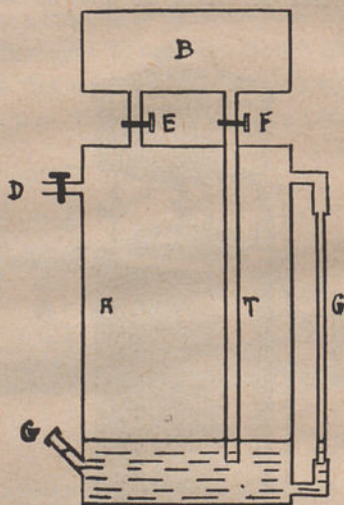


Fig. 15

tina *B*. Fecham-se as torneiras superiores e tira-se o tampão *G*; a água não sai devido à pressão atmosférica. Mete-se agora em *G* a extremidade do tubo abdutor do aparelho produtor de oxigénio; a água vai saindo à medida que o gás entra. O nível *C* indica-nos a altura da água e portanto a quantidade do gás. Fecha-se então o orifício *G*. Para tirar o gás abre-se a torneira *F* e coloca-se dentro da tina *B* e por cima do orifício do tubo *E* o frasco ou a campânula que se quer encher de gás, tendo-o previamente enchido de água.



Abre-se agora a torneira *E* e o gás, comprimido pela água que entrou no depósito, sai e vai encher o frasco que está dentro da tina.

Se quisermos obter uma corrente de gás abre-se a torneira *F*, fecha-se a torneira *E* e abre-se a torneira lateral *D*; o gás é então obrigado a sair, em corrente, por *D*.

## 6. Algumas propriedades do oxigénio.

### Peso de 1 litro de oxigénio. Comparação com o peso de 1 litro de ar nas mesmas condições. Densidade

Para determinar o peso de 1 litro de oxigénio, à pressão e temperatura do laboratório, pode proceder-se como segue:

Enche-se com oxigénio seco um balão de 1 litro munido de torneira e pesa-se numa balança. Faz-se, depois, o vácuo no balão e torna-se a pesar; a diferença de peso dá o peso de 1 litro de oxigénio, nas condições de pressão e temperatura do laboratório. Fazendo igual determinação com o ar seco, nas mesmas condições, obtém-se o peso de 1 litro de ar. O quociente do peso de 1 litro de oxigénio pelo peso de 1 litro de ar é a densidade do oxigénio em relação ao ar, nas condições do laboratório.

De experiências feitas com todo o rigor e medindo o oxigénio e o ar nas condições normais de pressão e de temperatura, concluiu-se que 1 litro de oxigénio pesa 1,429 gramas; 1 litro de ar pesa 1,293 gramas; a densidade do oxigénio em relação ao ar é, portanto, 1,105 a 0º e 760 mm. de mercúrio (condições normais de temperatura e de pressão).

### A comburência do oxigénio. Combustões vivas e lentas. Oxidações. Oxidantes

#### 1.ª Experiência:

Tomai um dos frascos que foram cheios de oxigénio na tina hidropneumática; notai que o gás é invisível e inodoro; é tam-

bém *pouco solúvel* na água, visto que os frascos puderam encher-se na tina hidropneumática.

Destapai o frasco e chegai-lhe um pavio inflamado; vede que o gás *não arde, é incombustível*; introduzi o pavio dentro do gás: notai que o pavio arde mais depressa e a *chama é muito mais viva*; o gás *alimenta a combustão — é comburente*.

### 2.<sup>a</sup> Experiência:

Tomai outro frasco de oxigénio; adaptai-lhe uma rolha de cortiça e a esta um arame de que se possa suspender um pedaço de porcelana sobre a qual se colocam as substâncias a combutar; (usam-se com vantagem nestas experiências as chamadas *colheres de combustão*, feitas de ferro e que se suspendem com facilidade à rolha de cortiça). Deitai um pouco de água dentro do frasco de modo a cobrir o fundo; na porcelana (ou na colher de combustão) colocai um pedacito de enxofre e inflamai-o no ar. Vede que arde com chama azul, pouco intensa. Soprai a chama: notai que ela não se apaga e, pelo contrário, se torna mais viva.

Metei agora a colher de combustão dentro do frasco que contém o oxigénio (*Fig. 16*). A chama aviva-se muito e toma uma bela cor azul claro.

Notai que se formam alguns fumos esbranquiçados que se vão depositando nas paredes do frasco ou dissolvendo na água. Ao mesmo tempo nota-se na sala um cheiro desagradável, sufocante, a «enxofre queimado»; esse cheiro é devido a um gás que se formou durante a combustão; o oxigénio combinou-se com o enxofre e produziu esse gás — o *anidrido sulfuroso*.

### 3.<sup>a</sup> Experiência:

Enchei outro frasco com oxigénio e colocai na colher de combustão um pedaço de carvão de madeira; levai o carvão à chama do bico de gás até ficar com alguns pontos em brasa.



Introduzi-o agora dentro do frasco com oxigénio: Vede que o carvão arde *sem chama* mas com grande brilho (*incandescência*), projectando faúlhas em todas as direcções (*Fig. 17*).

#### 4.ª Experiência:

Introduzi noutro frasco com oxigénio uma fita de magnésio inflamada no ar (*Fig. 18*); vede como ela arde com uma chama



Fig. 16



Fig. 17

ofuscante que vos magoa a vista. O magnésio (metal) combinou-se com o oxigénio para constituir um óxido de magnésio, sólido, o qual ficando incandescente na chama, lhe comunica esse brilho extraordinário.

#### 5.ª Experiência:

Enrolai em hélice um fio de ferro (de preferência fio de corda de guitarra); colocai-lhe numa extremidade um pedacito de madeira para servir de *isca*; inflamai a isca e metei rapidamente o fio dentro de um frasco cheio de oxigénio (*Fig. 19*): Vede que o

ferro *arde sem chama*, mas projectando centelhas incandescentes de um óxido de ferro conhecido pelo nome de *óxido salino* ou *magnético de ferro*.

*Observação:*

Muitas outras substâncias simples ou compostas podem ser análogamente inflamadas no seio do oxigénio.

Nas experiências realizadas o oxigénio vai combinar-se (*combustar* ou *oxidar*) com os metais ou com o enxofre, e com o car-



Fig. 18



Fig. 19

vão, produzindo um composto oxigenado chamado *anidrido* no caso do enxofre e do carvão, ou *óxido* no caso dos metais.

Diz-se que uma substância se *oxida* quando se combina com o oxigénio; se a combinação (*oxidação*) se faz *sem elevação sensível* de temperatura dá-se-lhe o nome de *oxidação* ou *combustão lenta*; se há elevação de temperatura diz-se *oxidação* ou *combustão viva*, quer se passe *com chama* (o que acontece quando se formam gases combustíveis a essa temperatura) quer se dê só com *incandescência*.



As substâncias capazes de *fornecerem oxigénio* denominam-se *substâncias oxidantes*; o oxigénio, o bióxido de manganésio, a água oxigenada, o clorato de potássio, etc., são substâncias oxidantes.

Se destaparmos uma garrafa de água oxigenada e lhe chegarmos à boca um pauzito com uns pontos em brasa veremos que ele se inflama, denunciando a presença do oxigénio livre.

Pode contudo haver *combustão viva* sem haver oxidação pelo oxigénio; isto é, sem haver *combinação* com oxigénio. Veremos mais tarde alguns exemplos de combustões vivas em que não entra o oxigénio.

Como exemplos de *combustões lentas* citaremos, por agora, a oxidação dos metais expostos ao ar húmido; a reacção do fósforo com o oxigénio, a frio; a respiração dos animais e das plantas.

## 7. Resumo das propriedades do oxigénio.

O oxigénio é um gás invisível, inodoro, insípido, pouco solúvel na água; a 0º centígrados e a 760 mm. de mercúrio (*condições normais de temperatura e pressão*) um litro de oxigénio pesa 1,429 gramas; a densidade do oxigénio em relação ao ar é 1,105. É portanto, um gás um pouco mais denso que o ar.

É um gás incombustível, mas comburente; é um oxidante enérgico; combina-se directamente com vários corpos simples transformando-os em óxidos; oxida também muitos corpos compostos. Indispensável à vida dos animais e das plantas, é absorvido durante a respiração.

São inúmeras as suas aplicações industriais, na soldadura e corte de metais; na produção de óxidos metálicos, e em medicina, em inalações ou mesmo em certas doenças em que o doente tem dificuldade de respirar; aplicam-se-lhe *balões de oxigénio* para lhe minorar o sofrimento. No caso de haver paralisação muscular devido à acção de um choque eléctrico, enforcamento

ou no caso dos afogados, é inútil administrar os balões de oxigénio; nestes casos deve fazer-se aos sinistrados a *respiração artificial*, pois na maioria dos casos, apesar dos sinistrados apresentarem todos os sinais de morte aparente o seu coração continua pulsando se bem que tenha cessado a respiração.

Há vários processos de executar a respiração artificial; o mais usado é o método de Silvestre que consiste em deitar o sinistrado de costas, colocar-lhe uma almofada debaixo dos ombros de modo que a cabeça fique caída, despertar-lhe a roupa, deixando-lhe o peito nu e puxar-lhe a língua para fora da boca, que se deve conservar aberta. Em seguida seguram-se-lhe os braços acima dos cotovelos e puxam-se devagar para cima e além da cabeça, até ficarem completamente estendidos. Assim se provoca o movimento de *inspiração* que deve levar dois segundos; em seguida levam-se de novo rapidamente os braços para baixo, o que provoca o movimento de *expiração*. Isto continua 15 vezes por minuto até que o sinistrado suspire ou sobre; prosseguem-se então suavemente os mesmos movimentos até que o sinistrado comece a respirar naturalmente.

Além dos balões de oxigénio a indústria fornece o oxigénio em garrafas de aço de 40 litros de capacidade; mas, como o oxigénio vem aí comprimido a 150 atmosferas, cada garrafa contém aproximadamente 6000 litros de gás à pressão normal.



## A ÁGUA

### 8. Estado natural.

A água existe na natureza à superfície da Terra. No estado líquido constitui os oceanos, os mares, os rios, os lagos (*águas telúricas superficiais*); no subsolo dá origem às fontes, às nascentes e a todas as águas subterrâneas (*águas telúricas de profundidade*); na atmosfera forma as núvens, os nevoeiros, etc., e dá lugar à formação das chuvas, orvalho, granizo, saraiva, etc. (*águas meteóricas*). No estado sólido constitui o gelo dos mares, a neve dos glaciares. O gelo é de origem superficial; a neve é de origem meteórica.

9. Como a água é um bom dissolvente contém sempre dissolvidas, em maior ou menor quantidade, substâncias sólidas, líquidas ou gasosas.

Além das substâncias que possui em dissolução, encontram-se também na água várias substâncias em suspensão (terras arrastadas, microrganismos, etc.).

Conforme a natureza e a quantidade de substâncias que as águas contêm assim se classificam em *águas potáveis* (boas para a alimentação), *águas salobras* (que sabem a sal) e *águas minerais* (com sais e gases em grande quantidade).

Quanto à temperatura as águas dizem-se *frias* (temperatura inferior a 25 graus centígrados) ou *termais* (temperatura superior a 25 graus).



A água faz parte integrante dos tecidos dos animais e das plantas que chegam a ter mais de 60 % do seu peso, de água; entra na constituição de inúmeras substâncias e forma-se num grande número de reacções; os animais e plantas emitem vapor de água durante a sua respiração.

Também nós emitimos vapor de água quando respiramos, o que podemos comprovar muito facilmente, bafejando um vidro bem limpo: o vidro fica embaciado, isto é, cobre-se de uma camada de vapor de água que vai condensando sobre ele.

## 10. Águas potáveis e salobras.

Dá-se o nome de *água potável* à água que é boa para a alimentação. Deve ser límpida, incolor (quando em pequenas massas), inodora e insípida ou ligeiramente sávida, mas agradável; não deve conter substâncias orgânicas nem microrganismos patogénicos (que transmitem doenças); deve conter dissolvidos os gases da atmosfera (oxigénio, azoto e anidrido carbónico) e alguns sais, nomeadamente o carbonato de cálcio (sob a forma de bicarbonato) e o sulfato de cálcio.

A água potável não é, pois, água *pura*; todos conhecem os depósitos que a água de alimentação deixa nas cafeteiras (*pedra* das cafeteiras) o qual é constituído por carbonato e sulfato de cálcio que a água deposita por evaporação.

Uma água potável não deve, porém, deixar, por evaporação total, mais de 0,5 a 0,6 gramas por litro de resíduo de carbonato e sulfato de cálcio; o limite admitido é de 0,5 gramas por litro para o carbonato, e de 0,15 gramas por litro para o sulfato de cálcio.

*Praticamente* uma água potável deve ser de fácil digestão, cozer bem os legumes e dissolver o sabão sem fazer grumos.

Quando a água deixa por evaporação mais de 0,6 gramas por litro de resíduo sólido diz-se *salobra*; se o resíduo de carbonato é superior a 0,5 gramas por litro chama-se salobra *calcárea*;



se o resíduo de sulfato é superior a 0,15 gramas por litro, salobra *selenitosa*.

As águas salobras são indigestas e não fazem espuma com o sabão (fazem *grumos*). A água das chuvas e a proveniente da fusão dos gelos ou das neves é bastante pura; mas é pouco arejada e só depois de ser exposta ao ar durante algum tempo deve ser empregada na alimentação.

## 11. Águas minerais; águas termais.

Chamam-se águas minerais àquelas que têm grandes quantidades de sais ou gases dissolvidos; muitas águas minerais são usadas em terapêutica; tomam várias designações conforme as substâncias sólidas ou gasosas que têm em dissolução.

A água do mar tem cerca de 30 gramas por litro de cloreto de sódio (sal marinho ou sal das cozinhas), além de outros sais em menor quantidade; é uma água *salgada*; as águas *férreas* contêm sais de ferro que por vezes lhes dão a cor amarelada. As águas de Seltz e de Vidago são águas *acidulas* (contêm anidrido carbónico); outras têm dissolvido o *ácido sulfídrico* e chamam-se *águas sulfúreas*, como as águas do Arsenal, em Lisboa, as de S. Pedro do Sul, Cucos, Caldas da Rainha, etc.; têm cheiro desagradável a ovos podres — é o cheiro do *gás sulfídrico*. São usadas no tratamento de várias doenças; as águas termais cuja temperatura é superior a 25 graus, têm, em geral, dissolvidas várias substâncias e são usadas correntemente em terapêutica.

## 12. Purificação da água natural.

Se se tem em vista tornar a água própria para a alimentação basta, por vezes, *filtrá-la* para lhe tirar as impurezas em suspensão (terras arrastadas, microrganismos, etc.) e *esterilizá-la* em seguida.

Se se quer, porém, obter a água *pura*, então a filtração é insuficiente e é necessário *distilar* a água, isto é, reduzi-la a vapor e condensar em seguida esse vapor. Por distilação a água perde todos os gases que contém e também todas as substâncias sólidas que nela se encontravam dissolvidas.

A água destilada é água *pura*.

### 13. Decantação. Filtração. Esterilização.

A *decantação* consiste em deixar repousar os resíduos sólidos e em seguida transvasar o líquido superior com cuidado.

A filtração separa da água as substâncias que se encontram em *suspensão*, quer dizer, *não dissolvidas*. Essas substâncias podem chegar a turvar a água.

Para filtrar a água usam-se os *filtros*, substâncias porosas que se deixam atravessar pela água mas não deixam passar (*filtram*) as substâncias em suspensão.

Os filtros mais simples são os filtros de papel especial (papel sem cola ou papel de filtro) que se vendem no comércio.

O papel de filtro, convenientemente dobrado, é colocado num funil e sobre ele deita-se o líquido a filtrar o qual se recebe num copo, por exemplo (*Fig. 20*).

Usam-se também filtros constituídos por camadas alternadas de carvão de madeira e de areia.

A filtração é uma operação morosa; na filtração da água de alimentação usam-se filtros de porcelana tipo «Pasteur» (*Fig. 21*); são constituídos por um cilindro metálico ou de porcelana vidrada *D*, que tem no interior um outro cilindro oco, de porcelana porosa, a *vela*, *A*.

Liga-se à torneira o cilindro exterior; a água passa para o espaço anelar *E*, que fica entre os dois cilindros e atravessa, por pressão, de fora para dentro, os poros da vela no exterior da qual ficam retidas as substâncias que a água contém em suspensão. A água filtrada sai por *B*.



Estes aparelhos exigem um grande cuidado na sua limpeza e conservação; se não se limparem amiudadas vezes corre-se o risco de eles inquinarem a água com bactérias em vez de a purificarem.

Há inúmeros modelos de filtros; as companhias que distribuem nas cidades a água de alimentação devem ser obrigadas a

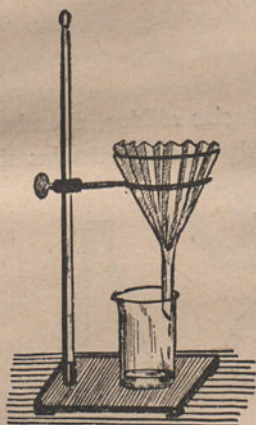


Fig. 20

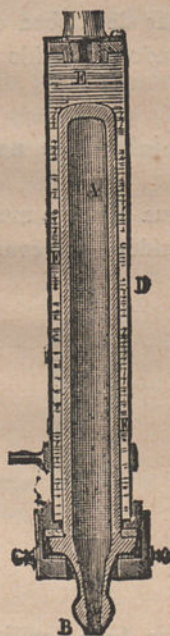


Fig. 21

possuir filtros a fim de evitar que seja distribuída aos consumidores água turva carregada de substâncias, umas, inofensivas mas que dão à água um aspecto leitoso, repugnante; outras perigosíssimas (bacilos, etc.). Quando a água se apresenta turva é aconselhável *fervê-la* evitando deste modo a aquisição e a propagação de doenças bacilosas (tifo, disenteria, etc.). Com efeito a ebulição da água constitui, de certo modo, um processo

de *esterilização*, pois à temperatura da ebulição são destruídos muitos microrganismos transmissores do doenças infecciosas.

Não é, porém, um processo de eficácia absoluta. Usam-se actualmente a *javelização* e a *verdunização* das águas; estes processos consistem em juntar à água (nas bombas elevatórias dos depósitos de distribuição) uma certa quantidade de hipoclorito de cálcio por cada metro cúbico de água. Na desinfecção das águas de Lisboa e de Coimbra tem-se usado um produto hipoclorado conhecido pelo nome de «caporit».

#### 14. Solubilidade na água.

A água dissolve muitas substâncias sólidas, abandonando-as como resíduo, por evaporação. Algumas substâncias são muito



Fig. 22

solúveis na água (anilinas, açúcar, sal das cozinhas ou cloreto de sódio, etc.) mesmo a frio; outras são pouco solúveis como o clorato de potássio, o sulfato de cálcio, etc.; há substâncias insolúveis na água, como o carbonato de cálcio, a areia, as gorduras. Algumas substâncias, como por exemplo, alguns sais de chumbo, são insolúveis na água fria mas dissolvem-se na água quente; na maioria dos casos as substâncias são mais solúveis a quente do que a frio.

Dá-se o nome de *dissolução* à operação que tem por fim levar uma substância sólida (ou gasosa) ao estado líquido pela



acção de um líquido apropriado (*dissolvente*); à mistura homogénea obtida dá-se o nome de *soluto* ou *solução*.

A quantidade de substância que um volume de um líquido pode dissolver totalmente depende da natureza da substância e da do líquido e varia, em geral, com a temperatura do soluto. A solução está *saturada* à temperatura da experiência quando o líquido já não pode dissolver mais substância. Dá-se o nome de *dissolvente neutro* àquele que *não ataca* a substância que dissolve.

A dissolução faz-se a frio, em copos de pé ajudando a operação por agitação com uma vareta; a quente, em copos da Boémia (*gobelets*) (*Fig. 22, I*), em balões (*Fig. 22, II*) ou vasos cônicos que possam ir ao lume (*Fig. 22, III*); em cápsulas (*Fig. 23*).



Fig. 23

Quando se dissolvem certas substâncias na água nota-se, em geral, *um abaixamento de temperatura*.

#### *Experiência:*

Tomai num tubo de ensaio uma porção de água e deitai-lhe dentro um pouco de açúcar; agitai o tubo para facilitar a dissolução do açúcar. Notai que o tubo arrefece bastante; e se, em vez de açúcar dissolverdes cristais de uma substância chamada *cloreto de amónio* (usada nos elementos de pilhas eléctricas) sentireis, ao apertar o tubo na mão, um grande abaixamento de temperatura.

Outras substâncias, pelo contrário, *aquecem* quando se dissolvem na água.

*Experiências:*

Num tubo de ensaio com água deitai um pedaço de uma substância branca chamada *soda cáustica*. Deveis pegar-lhe com uma pinça de ferro (Fig. 24), pois a *soda ataca a pele*.

Vede que o tubo aquece enquanto a *soda* se dissolve.

No comércio vende-se uma substância chamada *soda do comércio* a qual é quimicamente o *carbonato de sódio*; usa-se



Fig. 24

na lavagem; com ela fazem-se os *sais para banho* que se vendem cristalizados e perfumados.

Pois bem, lavai as mãos com essa substância: notai que sentis calor.

*Observação:*

Em todas as experiências anteriores as várias substâncias que se dissolveram na água podem ser recuperadas por evaporação do dissolvente. Não foram alteradas pela dissolução na água que, para elas, é um *dissolvente neutro*.

Se dissolvermos na água um pedaço de *cal viva* tão conhecida, a *cal transforma-se* noutra substância — a *cal apagada* — que dá à solução, quando em excesso, o aspecto do leite; é com ela que se fazem as *caiações das paredes*.



Neste caso a cal *reagiu* com a água e deu origem a um produto novo; se evaporarmos a solução *já não obtemos* a cal viva. A água não é, pois, para a cal *um dissolvente neutro*.

### 15. Recuperação das substâncias dissolvidas por evaporação do dissolvente.

A evaporação tem por fim aumentar a concentração dos solutos diluídos ou mesmo separar a substância dissolvida reduzindo a vapor o dissolvente.

A operação faz-se em cápsulas de porcelana e a fogo directo ou a *banho de areia*, de *água* (banho-maria) (*Fig. 25*) ou de

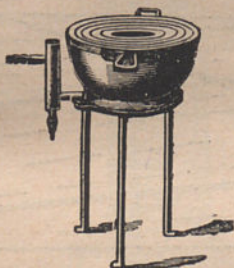


Fig. 25



Fig. 26

*vapor*. A cápsula é então aquecida por intermédio da água ou da areia.

Durante a evaporação deve ter-se cuidado em não deixar o líquido entrar em ebulição para evitar projecções da substância para fora da cápsula.

## Separação do sal no laboratório e nas salinas

### 1.<sup>a</sup> Experiência:

Deitai água numa cápsula (*Fig. 26*) e dissolvi nela um pouco de sal das cozinhas (cloreto de sódio); aquecei lentamente a solução; notai que a água se vai reduzindo a vapor e por fim vede que no fundo da cápsula se acumula uma substância sólida; examinando-a com mais atenção distinguireis nela pequenos cristais. Essa substância é o sal que se separou da água.

Podíamos ter empregado o *banho-maria* e demorado mais tempo a evaporação; então os cristais ficariam muito maiores.

### 2.<sup>a</sup> Experiência:

Deitai numa lâmina de vidro uma gota da solução de sal e examinai-a ao microscópio. Vereis que, à medida que a gota

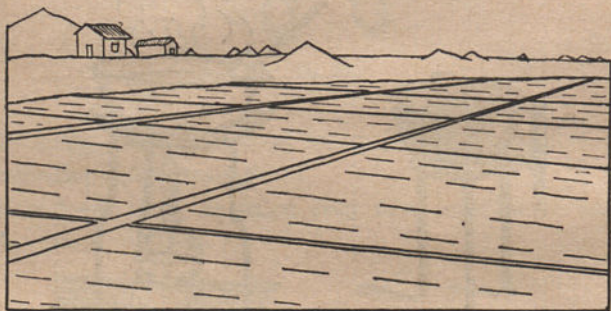


Fig. 27

se vai evaporando vão aparecendo pequenos cristais, primeiro na periferia da gota e por fim em toda a massa.

O cloreto de sódio, *sal das cozinhas*, *sal comum* ou *sal marinho* extrai-se da água do mar, por evaporação desta, nas salinas ou *marinhas de sal* (*Fig. 27*). São vastos recintos abertos no terreno e de pouca profundidade, em comunicação com o mar;



as marinhas têm vários *tabuleiros* que comunicam uns com os outros. A água vai-se evaporando pela acção do calor da atmosfera e do vento que activa a evaporação; nos *tabuleiros* fica o sal. São muito importantes as marinhas do Sado, do Tejo e do Vouga; as marinhas do Algarve são menos importantes.

## 16. A água destilada. Alambiques.

A destilação serve para separar líquidos voláteis doutras substâncias fixas ou de ponto de ebulição mais elevado que o deles.

Nesta operação usam-se *alambique* (Fig. 28) em geral de cobre, constituídos por uma *caldeira*, onde é aquecida a solução

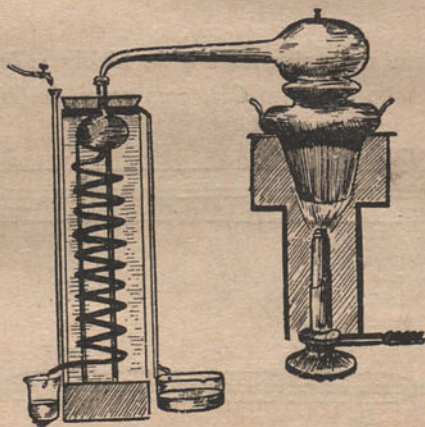


Fig. 28

e uma *alonga* ou tampa tubulada, o *capitel*, que vai comunicar com a *serpentina* ou *refrigerante* onde se dá a condensação dos vapores formados.

A serpentina é resfriada por uma corrente de água fria que entra pelo fundo da caixa da serpentina e sai por cima.

Nos laboratórios empregam-se *aparelhos de destilação* formados por um balão ou uma retorta de vidro que serve de caldeira; e um *refrigerante* ou *condensador* de vidro, que serve de serpentina (Fig. 29).

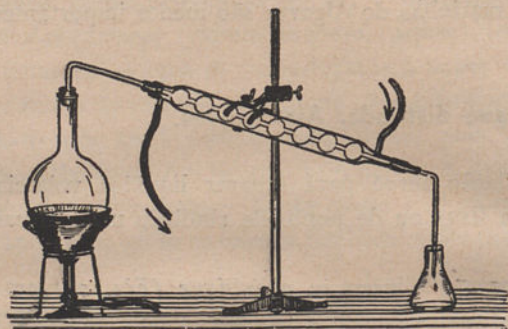


Fig. 29

O refrigerante mais simples é o de Liebig (Fig. 30); é formado por um tubo de vidro  $CD$ , com cerca de 60 cm de com-

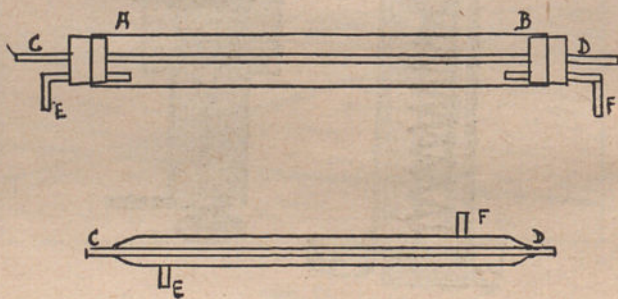


Fig. 30

primento, metido dentro de uma manga de vidro ou de metal,  $AB$ , onde se faz circular uma corrente de água que entra pelo tubo  $F$ , por exemplo, e sai pelo tubo  $E$ . A água deve circular em sentido contrário ao da passagem dos vapores pelo tubo  $CD$ .



Há diversos modelos de refrigerantes (*Fig. 31*), todos modificações do refrigerante de Liebig. O da *Fig. 29* é um modelo de Allihn com esferas condensadoras.

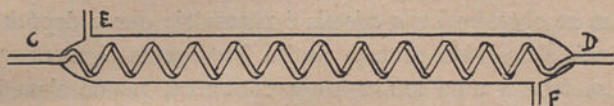


Fig. 31

## 17. Formação de cristais por evaporação.

### *Experiência:*

Deitai num copo de pé uma porção de água e, pouco a pouco, juntai-lhe o sal marinho; ajudai o sal a dissolver-se mexendo-o com uma vareta de vidro. Quando o sal já não se dissolver decantai o soluto e filtrai o líquido decantado.



Fig. 32

Deitai-o em seguida num cristalizador (*Fig. 32, I, III*), deixai-o repousar num lugar fresco e aguardai que o líquido se evapore.

No dia seguinte observai o cristalizador: vede que parte do líquido se evaporou e que no fundo do cristalizador existem pequenas massas poliédricas com o aspecto de cubos. São *cristais* de cloreto de sódio.

### **Cristalização por via húmida. Substâncias amorfas e cristalinas**

A operação de acabamos de executar tem o nome de *cristalização por via húmida*. Diz-se então que a substância *cristalizou*.

Para se obterem bons cristais é necessário que o depósito da substância dissolvida se faça muito lentamente, que a evaporação se faça a uma temperatura constante, pouco elevada, e não existam correntes de ar ou trepidações que perturbem o repouso do líquido.

As substâncias que podem formar cristais chamam-se substâncias *cristalinas*. Há substâncias que nunca se apresentam cristalizadas: são chamadas *substâncias amorfas*.

### **Água de cristalização. Eflorescência. Deliquescência.**

Por vezes, quando os sais cristalizam combinam-se com a água, fixando-a em maior ou menor quantidade. A esta água que *fica combinada* com o sal dá-se o nome de *água de cristalização*.

#### *Experiência:*

Aquecei num cadinho de porcelana alguns cristais azuis desta substância denominada *sulfato de cobre*. Notai que ao princípio se liberta algum vapor de água; aquecei o cadinho fortemente: vede que o sal de cobre perde, pouco a pouco, a sua cor azul e vai-se tornando esbranquiçado, ao mesmo tempo que os cristais perdem a sua forma poliédrica; dentro do cadinho fica uma substância *branca* e pulverolenta. Deixai arrefecer o cadinho e juntai a essa substância uma gota de água: vede que ela retoma a primitiva cor azul.

A substância branca é sulfato de cobre que perdeu a sua *água de cristalização*; é conhecido pelo nome de *sulfato de cobre anidro* (quer dizer: *sem água*); os cristais azuis são cristais de sulfato de cobre que contém *água de cristalização*.



Quando os sais têm água de cristalização e são mantidos numa atmosfera seca, podem perder a sua água de cristalização, reduzindo-se pouco a pouco, a pó, mesmo que a temperatura do ambiente não seja muito elevada.

Diz-se que esses sais são *eflorescentes* e ao fenómeno dá-se o nome de *eflorescência*.

Cristais de outras substâncias, mantidos em atmosferas húmidas, absorvem água da atmosfera e dissolvem-se nela. Diz-se que esses cristais são *deliquescentes* e ao fenómeno dá-se o nome de *deliquescência*.

O mesmo sal pode ser deliquescente ou eflorescente conforme as condições de humidade da atmosfera.

#### *Observação:*

Os sais eflorescentes cobrem-se de pó, mesmo dentro dos frascos; os sais deliquescentes humedecem e soldam-se dentro dos frascos, chegando a dissolver-se, com acontece com o sal das cozinhas.

### **18. A água não é uma substância simples.**

Algumas substâncias são capazes de decompor a água ou à temperatura ordinária ou a temperaturas mais ou menos elevadas; umas vezes é posto em liberdade o oxigénio; outras vezes liberta-se um gás combustível que se chama *hidrogénio*.

Fazendo passar a corrente eléctrica através de água tornada condutora pela adição de umas gotas de uma substância chamada *ácido sulfúrico*, podemos, em aparelhos especiais (*voltímetros*) receber simultaneamente os dois gases componentes da água: o *oxigénio* e o *hidrogénio*.

O voltmetro é um aparelho no qual se realiza a decomposição da água pela corrente eléctrica (*Fig. 33*).

Consta de um vaso de vidro cujo fundo é atravessado por duas pontas metálicas (os *eléctrodos*) feitas de um metal cha-

mado *platina*. No vaso deita-se água à qual se juntam umas gotas de ácido sulfúrico; sobre os eléctrodos invertem-se duas campânulas graduadas, cheias de água acidulada; ligam-se depois as extremidades exteriores dos eléctrodos a uma fonte eléctrica (pilhas, acumuladores, etc.). Quando a corrente passa vêem-se libertar bolhas gasosas junto dos eléctrodos: no eléctrodo que está ligado ao pólo positivo da pilha ou do acumulador recebe-se oxigénio que *se pode reconhecer pelas suas proprie-*

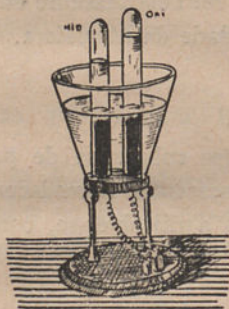


Fig. 33

*dades comburentes*; no eléctrodo que está ligado ao pólo negativo da pilha ou do acumulador recebe-se o hidrogénio que *se reconhece por ser combustivel*.

Notemos que o volume do oxigénio é *metade* do volume do hidrogénio recebido no mesmo tempo; quer dizer: a *água* é composta de oxigénio e de hidrogénio unidos na proporção de *um volume de oxigénio para dois volumes de hidrogénio*.

Ao fenómeno da decomposição da água nos seus elementos dá-se o nome de *análise* da água: a análise feita pela corrente eléctrica toma o nome de *electrólise*.

A electrólise permite fazer a *análise volumétrica* da água e de muitas outras substâncias.



## 19. Como se prepara hidrogénio.

Nos laboratórios prepara-se o hidrogénio a partir dos *ácidos*, compostos hidrogenados que cedem fàcilmente o seu hidrogénio.

### *Experiência:*

Deitai num tubo de ensaio uns pedacitos de grenalha ou de folha deste metal tão conhecido — o zinco —; cobri-os com um pouco de solução aquosa da substância chamada *ácido sulfúrico*; notai que junto das folhas ou da grenalha de zinco se formam



Fig. 34

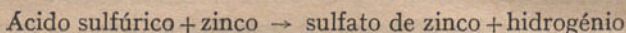
abundantes bolhas gasosas que sobem no líquido e se desprendem à superfície. Aproximai da boca do tubo de ensaio um corpo inflamado (*Fig. 34*), um pedaço de madeira em chama, por exemplo; vedê que a chama salta dentro do tubo indicando a existência de um gás inflamável; reparai que ao inflamar-se súbitamente o gás, se ouve um silvo especial; este silvo indica que o gás *está misturado com o ar*.

Observai que o zinco se vai dissolvendo no ácido e acaba por desaparecer totalmente (desde que o ácido seja em quantidade suficiente). Se fizerdes a evaporação do dissolvente obtêreis como resíduo uma substância branca de aspecto cristalino que nada tem de parecido com o zinco. É uma substância *nova* chamada *sulfato de zinco* que se formou a partir do ácido sulfú-

rico e do zinco: o ácido sulfúrico reagiu com o zinco libertando o seu hidrogénio e transformando-se em sulfato de zinco.

A este fenómeno químico dá-se o nome de *reacção química*; chamam-se *reagentes* às substâncias de que partimos (ácido sulfúrico e zinco) e designam-se por *produtos da reacção* as substâncias que se obtiveram no fim da reacção (sulfato de zinco e hidrogénio).

A reacção do ácido sulfúrico com o zinco pode representar-se, *por agora*, como segue:



#### Observações:

- 1.<sup>a</sup> Quando se mistura o ácido sulfúrico com a água nota-se uma grande elevação de temperatura; para que a mistura se possa fazer *sem perigo deve juntar-se gota a gota, o ácido à água*; e não a água ao ácido.

Notai que o ácido sulfúrico *concentrado* não ataca o zinco se este for puro; mas se se diluir o ácido a reacção começa imediatamente. *A presença da água é indispensável.*

- 2.<sup>a</sup> É evidente que, quanto maior for a quantidade de zinco que reaja com o ácido maior será a quantidade de hidrogénio obtida.

De experiências feitas com todo o rigor concluiu-se que *1 grama de zinco puro liberta 342,5 centímetros cúbicos de hidrogénio*, medido o gás a zero graus centígrados e à pressão 760 milímetros de mercúrio (*condições normais de pressão e de temperatura*).

- 3.<sup>a</sup> O ácido sulfúrico não é o *único* ácido capaz de libertar o seu hidrogénio quando o possa substituir por um metal (zinco, ferro, etc.); pelo contrário, *todos os ácidos têm hidrogénio substituível, directa ou indirectamente, pelos metais.*



4.ª Extrai-se de certos líquenes uma substância corante chamada *tornesol* ou *tornassol* que se dissolve, de certo modo, na água dando um soluto azul conhecido pelo nome de *tintutura de tornassol*; todos os ácidos têm a propriedade de *tornar vermelha a tintura azul*; há outras substâncias, como por exemplo a *água de cal*, tão conhecida, capazes de tornarem a dar a *cor azul* à solução *avermelhada*. Veremos as aplicações importantes destas propriedades.

## 20. Preparação do hidrogénio em frasco de duas tubuladuras.

Para estudar as propriedades do hidrogénio é conveniente montar um aparelho que produza o gás em quantidade suficiente (Fig. 35).

### a) Montagem do aparelho.

O aparelho produtor de hidrogénio é constituído por um frasco de duas tubuladuras munido de um tubo de carga e de um tubo de descarga (tubo *abdutor*); no frasco deitam-se aparas de zinco ou pedaços de ferro, e água; pelo tubo de carga deita-se o ácido clorídrico ou o ácido sulfúrico. O gás desenvolvido a frio, passa por um frasco de lavagem, com água, onde abandona as impurezas que o acompanham, e é recebido numa campânula ou em tubos de ensaio cheios de água e invertidos numa tina com água (tina *hidropneumática*).

### b) Propriedades. Experiências.

#### 1.ª Experiência:

Colocai a ponta do tubo abdutor sob a água da tina; observai que se formam bolhas gasosas que rebentam à superfície; são

bolhas de *hidrogénio* o qual atravessa a água sem se dissolver.

O hidrogénio é, pois, um gás insolúvel ou pelo menos pouco solúvel na água; não tem cheiro — é *inodoro* —.

2.<sup>a</sup> *Experiência — Perigo da mistura de hidrogénio e ar.*

Cobri agora a extremidade do tubo por onde saem essas bolhas gasosas com um tubo de ensaio ou uma campânula cheios

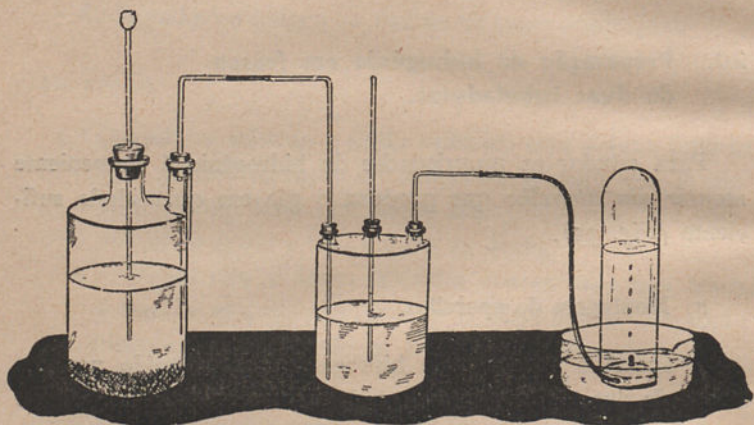


Fig. 35

de água; notai que a água vai descendo no tubo ou na campânula à medida que o gás o vai enchendo. Notai que o gás é *invisível*.

Aproximai o tubo de uma chama: vede que a chama salta dentro do tubo produzindo-se um *silvo* intenso. O gás está ainda misturado com o ar e **não pode ser inflamado** no tubo de saída porque se produziria uma violenta **explosão**.

Continuai a encher tubos de ensaio e a aproximá-los da chama até que **o silvo já não se produza**. Vede como o gás arde então tranquilamente na boca do tubo, com uma chama pálida, ligeiramente amarelada.



### 3.ª Experiência:

Tentai introduzir um pavio *aceso* dentro de uma campânula cheia de hidrogénio; notai que o gás se inflama na boca da campânula, mas *apaga* o pavio quando este entra dentro dela, tornando a inflamá-lo à saída (*Figs. 36 e 37*).

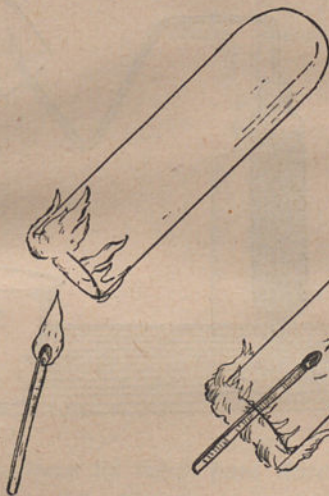


Fig. 36

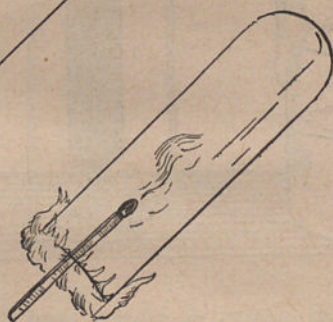


Fig. 37

*Conclusão:* O hidrogénio *arde* com chama pálida; é um gás *combustível*. Não alimenta a combustão, apagando os corpos inflamados; é um gás *incomburente*. A *combustibilidade* e a *incomburencia* são propriedades químicas.

### 4.ª Experiência—Combustão do hidrogénio. Secagem do gás.

Ligai agora o tubo abdutor do aparelho a uma proveta contendo uma substância que absorva a humidade, a cal, por exemplo (ou a pedra pomes embebida em ácido sulfúrico); o

gás depois de atravessar a cal (ou a pedra pomes embebida em ácido sulfúrico) fica seco. Inflamai-o debaixo de uma campânula como indica a Fig. 38; vede que o vidro começa a embaçar e, pouco a pouco vão-se formando gotas de água que escor-

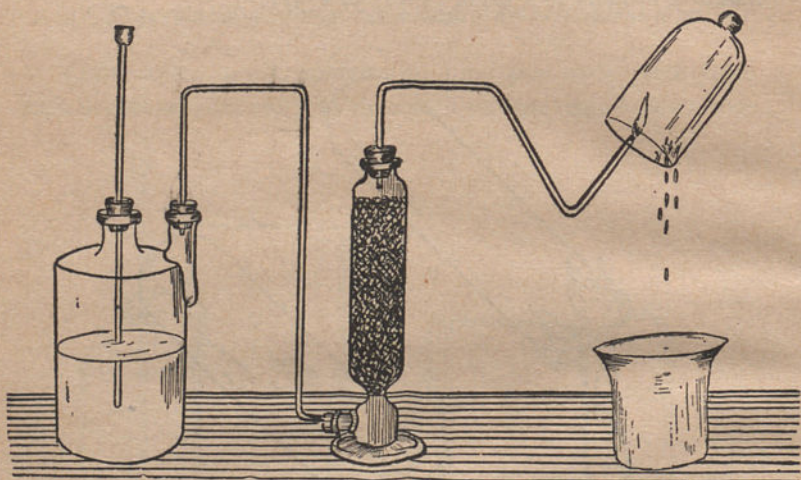
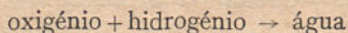


Fig. 38

rem pelas paredes da campânula. Podemos verificar que o líquido é a água recebendo-o sobre um pouco de sulfato de cobre anidro, que azula. (Vide N.º 17).

*Conclusão:* O hidrogênio quando arde produz água por se combinar com o oxigênio do ar; assim se formou a água a partir dos seus elementos: o oxigênio e o hidrogênio.



Dá-se o nome de *síntese* à formação de um composto a partir dos seus elementos.



*Observações:*

- 1.ª A proveta usada na experiência tem o nome de *torre de dessecação*; também se empregam frascos de Drechsel que podem ser usados como frascos *lavadores* ou *secadores* (Fig. 39); tubos em U conhecidos no comércio



Fig. 39

pele nome de *tubos para cloreto de cálcio*, substância muito ávida de água; tubos de bolas de vários feitios (Fig. 40) ou tubos de Liebig, etc.

- 2.ª Já vimos (N.º 18) que se dá o nome de *análise à decomposição* de um composto nos seus elementos.
- 3.ª *História da descoberta do hidrogénio.*

O hidrogénio é um gás conhecido desde o século XVI; Boyle estudou a sua inflamabilidade (1672); em 1781, Cavendish e Watt demonstraram que na combustão do hidrogénio no ar se obtém água; Lavoisier deu-lhe o nome de *hidrogénio* que quer dizer «produtor de água». Em 1800, Nicholson fez a análise da água pelo voltâmetro. (Vide N.º 18).

5.<sup>a</sup> *Experiência — Temperatura da chama do hidrogénio.*

Limpai bem um fio de cobre e aquecei uma das suas extremidades à chama de uma lâmpada de álcool; tomai nota do tempo (alguns minutos) necessário para ficar em brasa.

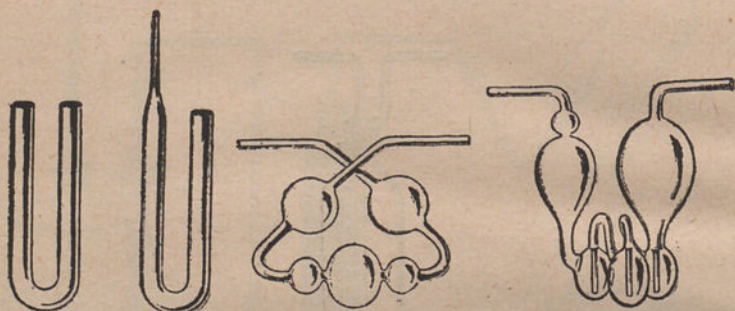


Fig. 40

Limpai do mesmo modo, um fio idêntico, mas aquecei-o agora na chama do hidrogénio: vereis que, no fim de alguns segundos o fio fica incandescente e começa a fundir na ponta.

*Conclusão:* A chama do hidrogénio, apesar de pouco iluminante, é muito calorificante.

*Observação:* Durante o aquecimento do fio de cobre notai que, em ambas as experiências, as chamas tomaram uma bela cor esverdeada. Essa cor é devida à presença de vapores de cobre na chama.

6.<sup>a</sup> *Experiência — Harmónica química.*

Inflamai o hidrogénio à saída do tubo abdutor (o gás já não deve estar misturado com o ar); envolvi a chama por um tubo de vidro aberto nas duas extremidades; notai que a chama se



alonga e em breve ouvireis um som prolongado. É a experiência conhecida pelo nome de «*harmónica química*» (Fig. 41).

Vede que pela parte superior do tubo saem abundantes

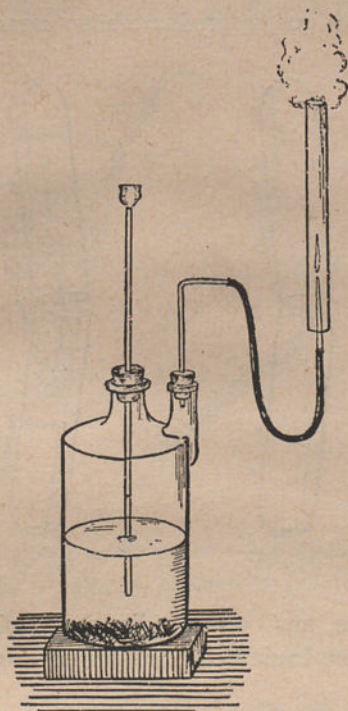


Fig. 41

fumos de vapor de água. O hidrogénio combinou-se, ao arder, com o oxigénio do ar e *produziu água*.

7.<sup>a</sup> *Experiência — Fraca densidade.*

Enchei uma campânula com hidrogénio; colocai-a verticalmente *com a boca para baixo* e ajustai-lhe outra campânula como indica a Fig. 42.

Invertei rapidamente a posição das duas campânulas sempre com as bocas encostadas; a campânula cheia de ar fica agora superiormente (*Fig. 43*), e a que tem o hidrogénio fica por baixo. Aproximai a campânula superior (a que continha ar) de uma chama: notai que se produz o *silvo* característico da mis-



Fig. 42



Fig. 43

tura — hidrogénio, ar — o que indica que o gás passou rapidamente para a campânula superior onde se misturou com o ar.

#### 8.<sup>a</sup> Experiência:

Deitai num copo de pé raspas de sabão e uma porção de água e preparai uma solução concentrada de sabão (*Fig. 44*). Fazei borbutar o gás nessa solução; vede que se forma espuma; tentai encher bolas de sabão com o hidrogénio que sai; notai que elas sobem rapidamente na atmosfera, devido à fraca densidade do hidrogénio.

*Conclusão:* O hidrogénio é um gás muito menos denso que o ar.



### Peso de 1 litro. Densidade

Um litro de hidrogénio pesa 0,0896 gramas ou aproximadamente 9 centigramas. Para determinar a sua densidade em relação ao ar basta dividir o peso de um litro de hidrogénio pelo

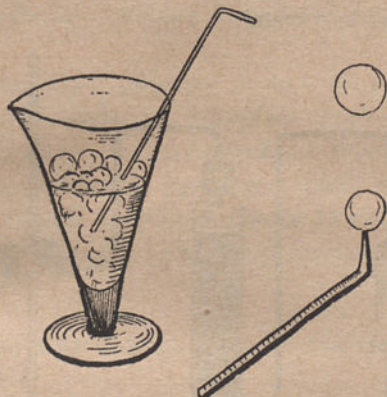
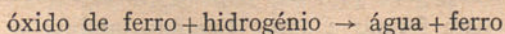


Fig. 44

peso de um litro de ar que sabemos ser 1,293 gramas. O quociente é 0.069 e representa o valor da densidade procurada.

#### 9.ª Experiência — Proporção em peso, na água.

Fazei passar o hidrogénio *seco* por um tubo contendo uma substância chamada *óxido de ferro* (é um composto de oxigénio e ferro); aquecei o óxido de ferro (*Fig. 45*) até ficar em brasa; deixai que o hidrogénio passe então sobre ele; notai que saem do tubo fumos de vapor de água; o hidrogénio *roubou* o oxigénio do óxido e formou a água; dentro do tubo ficou o ferro metálico tão dividido que, se sacudires o tubo na atmosfera o ferro torna-se incandescente (*ferro pirofórico*). É uma experiência muito interessante.



Diz-se que o óxido de ferro *foi reduzido* pelo hidrogénio e ao fenómeno dá-se o nome de *redução*. As substâncias que *forne-  
cem hidrogénio ou fixam oxigénio* chamam-se substâncias *redu-  
toras*. A redução é um fenómeno químico.

*Conclusão:* O hidrogénio é um *reductor*; reduz os óxidos metálicos libertando o metal.

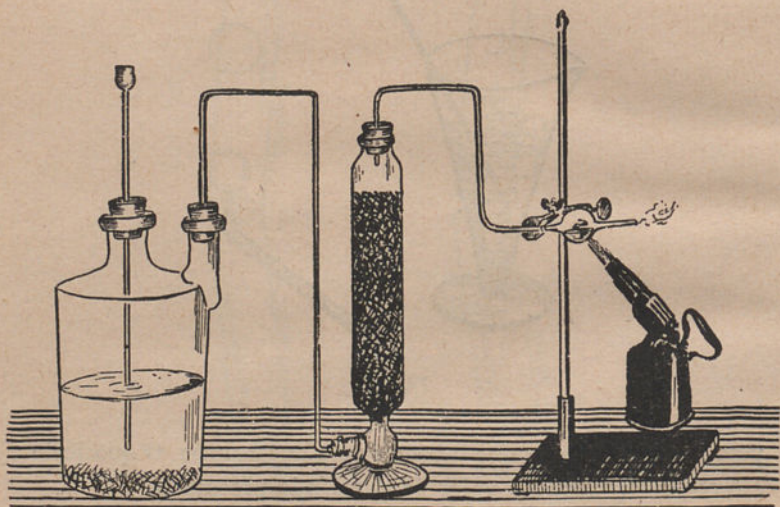


Fig. 45

*Observação 1.<sup>a</sup>* — Esta experiência pode fazer-se empregando em vez do óxido de ferro uma substância amarela conhecida pelo nome de *oxalato ferroso*, a qual é composta pelos elementos carbono, oxigénio e ferro. No tubo de redução obtém-se, além do ferro muito dividido, um resíduo negro de carvão.

*Observação 2.<sup>a</sup>* — Pesando o tubo que contém o óxido de ferro no princípio da experiência e depois do óxido estar reduzido, a diferença dá o peso de oxigénio que se combinou com o hidrogénio para formar a água. Pesando também a água for-



mada determina-se a composição da água, *em peso*; do resultado de várias experiências concluiu-se que: *9 gramas de água são formadas por 8 gramas de oxigénio e 1 grama de hidrogénio.*

10.ª *Experiência — Mistura detonante.*

Recebi num frasco pequeno (de 50 c. c.) e sob a tina hidropneumática um volume de hidrogénio igual a *dois terços* da capacidade do frasco; acabai de encher o frasco com o oxigénio do gasómetro; envolvi o frasco num pano e aproximai-lhe a boca de uma chama; ouvireis uma forte detonação: o hidrogénio combinou-se súbitamente com o oxigénio para produzir a água.

11.ª *Experiência: Difusibilidade do hidrogénio.*

Enchei um tubo de ensaio com hidrogénio e colocai-o verticalmente, *de boca para baixo*, por cima de um outro tubo cheio de ar. Passado pouco tempo chegai a uma chama o tubo inferior: notai que se ouve o silvo característico da mistura hidrogénio-ar.

O hidrogénio, apesar de muito menos denso que o ar, passou para o tubo inferior, misturando-se com o ar. O fenómeno, que é comum a todos os gases, tem o nome de *difusão*; a propriedade recebe o nome de *difusibilidade*.

O hidrogénio é o gás que tem maior difusibilidade.

12.ª *Experiência — Poder osmótico.*

Tapai com papel de filtro a boca de um tubo cheio de hidrogénio; colocai o tubo de boca para cima e aproximai-lhe uma chama; vede que o gás arde *por fora do papel*; o gás *passou* através dos poros do papel.

13.<sup>a</sup> Experiência — Poder osmótico.

Ligai o tubo abdutor a uma vela de filtro de água (estas velas são tubos de porcelana porosa usados na filtração da água); colocai a vela verticalmente e cobri-a com uma campânula de vidro; passado algum tempo retirai a campânula e chegai-a a uma chama; observareis que a chama lhe salta dentro indicando, pois, a presença de hidrogénio. Este passou, portanto, através dos poros da porcelana (*Fig. 46*).

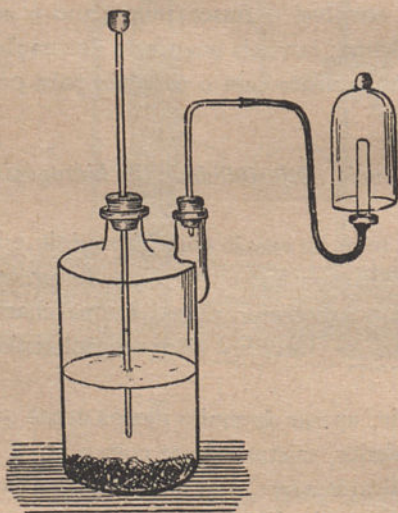


Fig. 46

*Conclusão:* O hidrogénio atravessa as paredes dos corpos porosos (papel, porcelana, etc.); a esta *propriedade física* do gás dá-se o nome de *poder osmótico*.

*Nota* — Todos os gases possuem esta propriedade; mas o hidrogénio é o gás que tem maior poder osmótico.



## 21. Aplicações mais importantes.

Devido à sua fraca densidade o hidrogénio é usado no enchimento dos aeróstatos; como porém é muito inflamável tem sido substituído por um outro gás, o *hélio*, que apesar de ser mais denso tem a vantagem de ser incombustível. Na indústria utiliza-se a alta temperatura da combustão da mistura de hidrogénio e oxigénio; esta temperatura permite fazer a soldadura ou o corte de chapas metálicas por fusão das partes a unir ou a cortar (soldadura *autogénia*). Emprega-se um instrumento chamado maçarico oxídrico (*Fig. 47*); consta essencialmente de

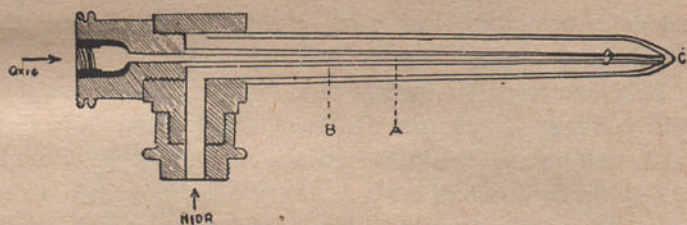


Fig. 47

dois tubos concêntricos *A* e *B*; o oxigénio é conduzido pelo tubo *A* e o hidrogénio caminha pelo tubo exterior *B*; os gases só se misturam à saída, no ponto *C* onde se faz a inflamação do hidrogénio numa atmosfera do oxigénio.

## 22. Corpos simples e corpos compostos; combinações e misturas.

Há substâncias como o ferro, o zinco, o cobre, o hidrogénio, etc., que não se têm podido decompor até hoje noutras mais simples: essas substâncias elementares, indecomponíveis, receberam o nome de *elementos* ou *espécies químicas simples*. Outras há como o ar atmosférico, a água, o óxido de ferro, etc., que são

decomponíveis em elementos; essas têm o nome de *substâncias compostas*.

Nas substâncias compostas podem ainda distinguir-se as *combinações*, *espécies químicas compostas* ou simplesmente *compostos* e as *misturas*.

Algumas experiências esclarecerão melhor estas duas noções, tão próximas e confundíveis.

### 1.<sup>a</sup> Experiência:

Juntai num papel, uma pitada de açúcar e um pouco de areia: tereis feito uma *mistura* das duas substâncias; mas, por mais íntima que seja essa mistura, podereis reconhecer sem dificuldade os pontinhos brancos dos cristais de açúcar e os grãos amarelados da areia.

Deitai em seguida a mistura num tubo de ensaio e juntai-lhe água: vereis que o açúcar se dissolverá e no fundo do tubo ficar-vos-á uma massa constituída apenas pela areia. Se filtrardes (N.<sup>o</sup> 13) o líquido recolhereis no filtro toda a areia; o açúcar passará em solução através do filtro e podereis recuperá-lo *totalmente* por evaporação do dissolvente.

As substâncias que compunham a mistura foram, pois, separadas por *processos físicos*.

### 2.<sup>a</sup> Experiência:

Misturai um pouco de limalha de ferro com um pouco de enxofre pulverizado num almofariz (*Fig. 48*); observareis ainda que, na mistura, se distinguem à vista desarmada os grãosinhos de enxofre, de cor amarela, dos pedacitos escuros da limalha de ferro. Com um íman podereis separar do enxofre *todo* o ferro (*Fig. 49*).

Experimentai, agora, aquecer a mistura num tubo de ensaio (*Fig. 50*): observareis que, ao fim de algum tempo, a massa começa a ficar em brasa e notareis que se passa uma reacção intensa entre o ferro e o enxofre.



Retirai o aquecimento: verificareis que a reacção continua, com incandescência; quando a reacção terminar deitai o conteúdo do tubo sobre a mesa; separai algum enxofre (ou alguma limalha) que, por estar em excesso não reagiu; notai que vos resta uma massa escura, a qual em nada se parece com o enxofre, nem



Fig. 48

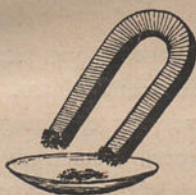


Fig. 49

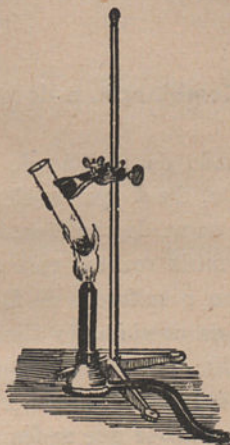


Fig. 50

com o ferro. Dela já não podereis separar o ferro por meio de um íman.

Eis-vos em presença de um corpo novo formado pela *combinação* do ferro com o enxofre; esse corpo é uma *espécie química composta*, um *composto*, que deve ser designado por um nome novo: dá-se-lhe o nome de *sulfureto de ferro*.

**23.** Um composto é uma espécie química homogénea e no qual os elementos estão unidos em proporções *fixas*; como *espécie química* tem propriedades próprias, *diferentes* das propriedades dos elementos que o constituem. Os seus elementos só podem ser separados por meio de *fenómenos químicos*.

Uma mistura *não é uma espécie química*; é formada por elementos ou por compostos que nela entram em *quaisquer* pro-

porções. As propriedades da mistura dependem directamente das propriedades e das proporções quantitativas das substâncias que a constituem.

As misturas não são, em geral, homogêneas; mas mesmo que o sejam (soluções homogêneas) os seus elementos separam-se facilmente por meio de *fenómenos físicos*.

## 24. Combinação e decomposição.

Quando da reacção de dois ou mais elementos resulta um composto, diz-se que os elementos *se combinaram*; ao fenómeno dá-se o nome de *combinação* e designa-se por *síntese* o processo que permitiu realizar essa combinação.

Assim o sulfureto de ferro é um composto que resulta, *por síntese*, da *combinação* directa do enxofre com o ferro.

*Análise* é o processo que permite separar os elementos que entram num composto; e quando o composto é separado nos seus elementos diz-se que se fez a *decomposição* desse composto.

Assim a água *decompõe-se* em oxigénio e hidrogénio pela acção da corrente eléctrica; diz-se então que se fez a *análise* da água.

## 25. Lei de Lavoisier.

Nas suas inúmeras e célebres experiências empregou Lavoisier a balança, como instrumento indispensável às suas observações.

Assim, realizando várias reacções em recipientes herméticamente fechados, chegou à conclusão que a balança não acusava, durante as experiências, a menor variação de peso.

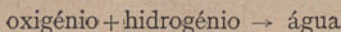
Enunciou então a lei que tem o seu nome:

*Em qualquer transformação conserva-se invariável a massa total das substâncias que nela entram.*



## 26. Também se costuma enunciar a lei de Lavoisier de outros modos.

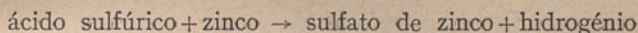
Sabemos que o oxigénio se combina com o hidrogénio, produzindo água: podemos escrever



Também sabemos que 8 gramas de oxigénio se combinam com 1 grama de hidrogénio e produzem 9 gramas de vapor da água; isto é,  $8 + 1 = 9$ , ou:

*O peso de 1 composto é igual à soma dos pesos dos componentes.*

Recordemos ainda a equação química da preparação do hidrogénio:



Como o peso total das substâncias que reagem fica invariável, podemos dizer:

*A soma dos pesos dos reagentes é igual à soma dos pesos dos produtos da reacção.*

## 27. Lei de Proust.

Vimos que quando aquecemos a mistura de enxofre e limalha de ferro se obtinha uma substância nova, o sulfureto de ferro. Mas notámos, então, que tinha sobrado algum enxofre ou alguma limalha, que estavam em excesso.

Estavam em excesso, porquê?

Porque ao passo que a *mistura* de enxofre e de limalha de ferro se pode fazer *em todas as proporções*, a *combinação* do enxofre com a limalha *só se faz numa única proporção*.

Com efeito a análise do sulfureto de ferro obtido mostra que o enxofre está combinado com o ferro na proporção de 4 de enxofre para 7 de ferro, *seja qual for a quantidade de sulfureto analisado*.

Anàlogamente vimos que o oxigénio se combina com o hidrogénio na proporção de 8 de oxigénio para 1 de hidrogénio. Quando temos uma mistura desses dois gases em proporções diferentes daquelas e os fazemos reagir, forma-se água, mas sobra sempre um dos gases.

Assim, se a proporção do oxigénio para o hidrogénio for de 8 para 2, sobra o hidrogénio, por estar em excesso.

Destas e de muitas outras experiências semelhantes concluiu Proust as suas leis:

- 1.º *Os pesos dos elementos que entram na composição de um composto estão, entre si, numa razão constante.*
- 2.º *São constantes as razões entre o peso de um composto e o peso de qualquer dos seus componentes.*

## 28. Composição centesimal da água.

Como sabemos, em 9 gramas de água há 1 grama de hidrogénio e 8 gramas de oxigénio. A lei de Proust permite-nos calcular os pesos de hidrogénio e de oxigénio que entram em 100 gramas de água.

Com efeito, como os elementos que formam um composto estão combinados em *proporções fixas*, podemos escrever:

se em 9 gr. de água há 1 gr. de hidrogénio  
em 100 gr. de água há x gr. de hidrogénio

donde:

$$x = \frac{100 \cdot 1}{9} = 11,11 \text{ gr.}$$

Do mesmo modo:

se em 9 gr. de água há 8 gr. de oxigénio  
em 100 gr. de água há x gr. de oxigénio

donde:

$$y = \frac{100 \cdot 8}{9} = 88,89 \text{ gr.} \wedge$$



Dá-se o nome de *composição centesimal* de um composto ao peso dos elementos que entram em 100 partes desse composto.

Assim a composição centesimal da água será

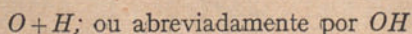
hidrogénio .....	11,11%
oxigénio .....	88,89%
água .....	100.00

## 29. Significação ponderal da fórmula da água.

Se quisermos registar, por escrito, o resultado das observações colhidas nas várias experiências realizadas temos necessidade de adoptar uma escrita convencional, inteligentemente escolhida e de fácil interpretação para todos aqueles que se dedicam ao estudo da química. Convencionou-se representar cada elemento pela primeira ou primeiras letras do seu nome latino ou latinizado. Essa abreviatura do nome do elemento é o *símbolo* do elemento e representa a *qualidade* da substância.

Mas como os compostos são formados por elementos *unidos em proporções fixas*, determinadas pela lei de Proust, convencionou-se ainda atribuir a cada *símbolo* um valor numérico especial, escolhido dentro de certas normas. Assim, o oxigénio é representado pelo símbolo *O*, ao qual se atribui o valor numérico 16; o hidrogénio pelo símbolo *H*, de valor numérico 1; o azoto pelo símbolo *N*, de valor numérico 14, etc.

Como a água é um composto de oxigénio e de hidrogénio podemos representar a sua composição qualitativa por

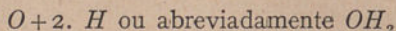


Sabemos que em 9 gramas de água há 8 gramas de oxigénio e 1 grama de hidrogénio; ou, pela lei de Proust, em 18 gr. de água há 16 gr. de oxigénio e 2 gr. de hidrogénio.

Mas se empregarmos os símbolos escolhidos acima, e atendendo aos valores numéricos de cada um, podemos escrever:

2 gramas de hidrogénio .....	2 H
16 gramas de oxigénio .....	O

e então a composição quantitativa da água pode representar-se por:



ou ainda  $OH^2$ ; escrevendo o coeficiente 2 à maneira de *índice* ou de *expoente*.

A fórmula  $OH_2$  indica-nos, pois, que a água é um composto de oxigénio e de hidrogénio, *os quais se encontram combinados* na proporção de 16 de oxigénio para 2 de hidrogénio.

**30. Observação 1.<sup>a</sup>** — Dá-se o nome de *pesos atómicos* dos elementos aos valores numéricos escolhidos para cada um deles. O livro traz uma *tabela de pesos atómicos* dos elementos.

*Observação 2.<sup>a</sup>* — Todos os compostos podem ser representados por meio de fórmulas.

FIM DO TERCEIRO ANO



## Tabela dos pesos atômicos dos corpos simples

Publicada pela Comissão Internacional de Pesos Atômicos O=16

Nomes dos corpos simples	Símbolos	Peso atômico	N.º redondo	Nomes dos corpos simples	Símbolos	Peso atômico	N.º redondo
Alumínio . . . .	Al	26,97	27,	Ítrio . . . . .	Y	89,0	89,0
Antimônio . . .	Sb	121,76	122,	Kripto . . . .	Kr	82,92	83,
Argo . . . . .	A	39,94	40,	Lantano . . . .	La	138,9	139,
Arsénio . . . .	As	74,91	75,	Lítio . . . . .	Li	6,94	7,
Azóto . . . . .	N	14,008	14,	Lutécio . . . .	Lu	175,0	175,
Bário . . . . .	Ba	137,36	137,4	Magnésio . . . .	Mg	24,32	24,5
Bismúto . . . .	Bi	209,0	209,	Manganésio . .	Mn	54,93	55,
Bóro . . . . .	B ou Bo	10,82	11,	Mercúrio . . . .	Hg	200,61	200,5
Biómo . . . . .	Br	79,92	80,	Molibdeno . . .	Mo	96,0	96,
Cádmio . . . . .	Cd	112,41	112,5	Néo . . . . .	Ne	20,2	20,
Cálcio . . . . .	Ca	40,08	40,	Néodímio . . . .	Nd	144,3	144,5
Carbono . . . .	C	12,005	12,	Níquel . . . . .	Ni	58,69	58,5
Cério . . . . .	Ce	140,25	140,	Nito . . . . .	Nt	222,4	222,5
Césio . . . . .	Cs	132,81	133,	Ósmio . . . . .	Os	190,9	191,
Chumbo . . . .	Pb	207,22	207,	Ouro . . . . .	Au	197,2	197,
Clóro . . . . .	Cl	35,457	35,5	<b>Oxigénio . . .</b>	<b>O</b>	<b>16,0</b>	<b>16,</b>
Cobalto . . . .	Co	58,94	59,	Paládio . . . .	Pd	106,7	106,5
Cobre . . . . .	Cu	63,57	63,6	Platina . . . .	Pt	195,23	195,
Colômbio ou Nióbio . . . .	Cb ou Nb	93,5	93,5	Potássio . . . .	K	39,096	39,1
Crómio . . . .	Cr	52,01	52,	Praseodímio . .	Pr	140,9	141,
Disprósio . . .	Dy	162,5	162,5	Prata . . . . .	Ag	107,88	108,
Enxófre . . . .	S	32,06	32,	Rádio . . . . .	Ra	226,05	226,
Érbio . . . . .	Er	167,7	167,5	Ródio . . . . .	Rh	102,9	103,
Escândio . . . .	Sc	45,10	45,0	Rubídio . . . .	Rb	85,45	85,5
Estanho . . . .	Sn	118,70	118,5	Ruténio . . . .	Ru	101,7	101,5
Estrôncio . . .	Sr	87,63	87,5	Samário . . . .	Sa	150,4	150,5
Európio . . . .	Eu	152,0	152,	Selénio . . . .	Se	78,96	79,
Ferro . . . . .	Fe	55,84	56,	Silício . . . . .	Si	28,06	28,0
Flúor . . . . .	F on Fl	19,00	19,	Sódio . . . . .	Na	22,997	23,
Fósforo . . . .	P ou Ph	31,02	31,	Tálio . . . . .	Tl	204,4	204,
Gadolínio . . .	Gd	157,3	157,5	Tântalo . . . .	Ta	181,5	181,5
Gálio . . . . .	Ga	69,72	70,	Telúrio . . . .	Te	127,5	127,5
Germânio . . .	Ge	72,5	72,5	Térbio . . . . .	Tb	159,2	159,
Glucfnio ou Berílio . . . .	Gl ou Be	9,02	9,	Tório . . . . .	Th	232,1	232,0
Hélio . . . . .	He	4,002	4,	Titânio . . . .	Ti	48,1	48,
Hidrogénio . .	H	1,008	1,	Urânio . . . . .	U ou Ur	238,14	238,0
Hólmio . . . .	Ho	163,5	163,5	Vanádio . . . .	V ou Va	51,0	51,0
Índio . . . . .	In	114,8	115,	Volfrâmio ou Tungsteno . .	W ou Tg	184,0	184,
Iodo . . . . .	I	126,92	127,	Xeno . . . . .	Xe	130,2	130,0
Írídio . . . . .	Ir	193,1	193,	Zinco . . . . .	Zn	65,38	65,5
Ítérbio . . . .	Yb	173,5	173,5	Zicornio . . . .	Zr	91,2	91,0
				—	—	—	—





4.º ANO





## CARVÃO

### 31. Tipos de carvões naturais e artificiais.

#### 1.<sup>a</sup> Experiência:

Acendei uma vela e deixai-a arder um bocado; esmagai em seguida a chama com uma lâmina de vidro ou com um pedaço de porcelana; vede que a lâmina (ou a porcelana) fica coberta de um pó negro que suja os dedos; esse pó negro, conhecido pelo nome *negro de fumo* ou *fuligem*, é uma variedade de *carvão*. É ele que suja as chaminés e os utensílios quando estes se aquecem ao lume.

#### 2.<sup>a</sup> Experiência:

Deitai agora dentro de um tubo de ensaio alguns pedacitos de madeira e aquecei à chama de uma lâmpada de álcool. Vede que a princípio, os bocados de madeira vão enegrecendo ao mesmo tempo que se libertam fumos mais ou menos escuros e se espalha no ar um cheiro característico, a madeira ardida.

No fim de algum tempo deixam de se libertar fumos e os pedacitos de madeira ficam completamente *carbonizados*. Deixai arrefecer o tubo e vazai-o sobre um pedaço de papel. Vede que a *madeira se transformou em carvão*; é o *carvão de madeira*.

O tubo ficou *sujo, de negro de fumo*.

### 3.<sup>a</sup> *Experiência:*

Deitai ainda noutro tubo uma pitada de açúcar ordinário (*sacarose*) e começai o aquecimento. Vede que o açúcar começa a fundir e forma um líquido espesso; continuai o aquecimento: notai que se formam fumos espessos de vapor de água e outros vapores de cheiro agradável e um pouco sufocantes até que, começando o enegrecimento rápido da substância (começo de calcinação) se espalha um cheiro intenso a açúcar queimado. Deixai arrefecer e deitai o resíduo negro num papel branco; vede que é uma substância negra, brilhante que suja os dedos e o papel. É o *carvão de açúcar*.

Todas as substâncias obtidas são variedades de *carvão*; na indústria preparam-se diferentes variedades de carvão cujo grau de pureza depende das aplicações a que se destinam; os processos empregados são: a destilação seca e a combustão incompleta de substâncias orgânicas.

O negro do fumo, o carvão de açúcar, o carvão de madeira, o carvão vegetal, o carvão de ossos ou carvão animal, o coque e o carvão das retortas, são variedades comuns; todas elas constituem *carvões artificiais*.

Na natureza encontram-se substâncias complexas, de origem vegetal, formadas por decomposição lenta e subterrânea de restos de plantas que viveram noutras eras. São os *carvões amorfos naturais* ou *carvões fósseis*, os quais por ordem de antiguidade são a antracite, a hulha, a lenhite e a turfa; são usadas como combustíveis, dando-se vulgarmente à antracite e à hulha o nome de *carvão de pedra*.

## 32. **Carvão de madeira.**

O carvão de madeira, tão conhecido, obtém-se por combustão incompleta da madeira ou por calcinação da madeira em vaso fechado (*destilação seca*).



Os carvoeiros preparam-no pelo primeiro processo dispendo a madeira em medos ou pilhas nas quais abrem chaminés e orifícios laterais a várias alturas; deitam depois fogo ao medo, cobrem-no com terra e esperam que a operação esteja terminada; empregam, em geral, a madeira de sobreiro (*carvão de sobro*) ou de azinheira (*carvão de azinho*).

Neste processo dos *carvoeiros* perdem-se contudo, certos produtos voláteis que têm grande importância industrial; por outro lado, o carvão é compacto, sempre de irregular calcinação, não podendo sem empregado, por exemplo, para o fabrico da pólvora.

Quando se quer obter um carvão mais puro e de superior qualidade recorre-se à *distilação seca*, que se faz em grandes retortas de ferro que comunicam superiormente com um condensador onde se condensam os vapores provenientes da distilação. Estes, depois de condensados, constituem um líquido espesso, amarelado, de onde se extrai o *alcatrão* de madeira, o *ácido pirolenhoso* ou *vinagre de madeira* e outras substâncias de grande valor industrial.

Dentro da retorta fica o carvão, bastante puro; applica-se para fazer os *carvões de desenho* e no fabrico das *pólvoras negras*.

### 1.ª *Experiência:*

Deitai num tubo de ensaio umas aparas de madeira, pauzitos ou serradura (*Fig. 51*), rolhai o tubo com uma rolha munida de um tubo de descarga; deitai um pouco de água num frasco lavador de duas tubuladuras; numa delas colocai um tubo *A* que deveis ligar ao tubo abdutor; na outra colocai um tubo *B* afilado à lâmpada; o tubo *A* deve mergulhar *um pouco* na água. Montado o aparelho e preso o tubo de ensaio a um suporte começai o aquecimento, primeiro brandamente e por fim com mais intensidade. Notai que os vapores desenvolvidos ficam, em parte condensados e retidos na água de lavagem; pelo tubo *B* saem também alguns vapores *que podeis inflamar* na ponta do tubo.

Vede que no tubo ficou o *carvão* obtido por distilação da madeira; no frasco de lavagem ficam entre outros produtos, o *alcatrão* de madeira; no tubo *B* inflamaram-se os gases combustíveis provenientes da distilação.

2.<sup>a</sup> *Experiência: a pólvora ordinária.*

Deixai arrefecer o tubo e vazai o carvão obtido, num almofariz; reduzi-o aí a pó; tirai-o para uma chapa de ferro; deitai

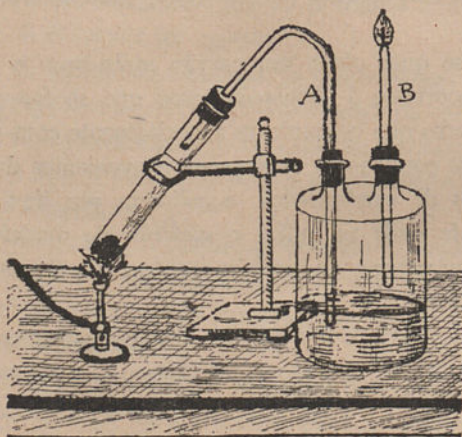


Fig. 51

agora no almofariz um pouco de *salitre*, reduzi-o a pó fino e misturai-lhe uma porção de enxofre moído; juntai-lhe o pó de carvão; a mistura fica negro-amarelada pela presença do enxofre. Espalhai-a sobre a chapa e deitai-lhe fogo. Vede que arde violentamente, produzindo grande quantidade de fumo e desenvolvendo muito calor.

O *salitre*, substância oxidante, forneceu o oxigênio necessário para a combustão do carvão e do enxofre.

A mistura, assim obtida constitui uma *pólvora de nitrato* (salitre); também se pode usar o clorato de potássio em substi-



tuição do salitre; mas deve haver cuidado na pulverização do clorato que pode explodir quando se tritura no almofariz; a pólvora obtida é então uma *pólvora de clorato*.

A *pólvora ordinária* é uma pólvora de nitrato. É uma mistura de enxofre moído, carvão em pó e nitrato de potássio (*salitre*); as proporções das substâncias na mistura variam conforme a aplicação da pólvora; o enxofre regula por 10 %, o carvão de 12 a 15 % e o nitrato de potássio de 78 % a 75 %.

### 3.ª *Experiência:*

Invertei sobre uma tina com mercúrio uma campânula cheia de ar e introduzi-lhe por debaixo um pedaço de carvão de madeira, aquecido previamente a uma chama. O pedaço de carvão sobe no mercúrio; notai que o mercúrio da tina vai subindo lentamente na campânula; o carvão vai absorvendo os gases do ar, que ficam retidos nos seus poros. Este fenómeno tem o nome de *adsorção*.

Este poder adsorvente do carvão de madeira, para os gases, é utilizado na construção de filtros para água; são formados por camadas alternadas de carvão e areia bem lavada; a água entra por cima e vai saindo, límpida e *sem gases, nem cheiro*, pela parte de baixo.

## 33. O carvão, quando arde no ar livre, produz anidrido carbónico.

O carvão é usado como combustível, porque, quando arde, produz grande quantidade de calor. Vulgarmente, para usos domésticos, queima-se em *fogareiros* de ferro ou de barro; o fogareiro tem *uma grelha* sobre a qual se coloca o carvão, um *cinzeiro* para onde caem as *cinzas* e uma abertura inferior pela qual se faz a entrada do ar; a combustão é activada por meio de uma ventóinha, por meio de um fole ou mais geralmente por meio do *abano* tão conhecido.

Na indústria usam-se fogões mais complicados nos quais a *tiragem* do ar é feita por tubos de tiragem ou por chaminés.

As cinzas resultantes da combustão são provenientes de *impurezas* do carvão, isto é, de produtos incombustíveis ou só parcialmente combustíveis; contém, em geral, pedacitos de carvão que caem pela grelha, e outras substâncias, umas insolúveis na água, outras solúveis como, por exemplo, o *carbonato de potássio* ou *potassa* do comércio, empregado na lavagem; por isso as lavadeiras aproveitam as *cinzas* para fazerem as *barrelas*.

Além das cinzas a combustão do carvão produz um gás *invisível, incombustível e incomburente* chamado *gás carbónico* ou *anídrido carbónico*. É o gás que nós expelimos na nossa respiração.

### 34. Como se reconhece o anídrido carbónico.

Já vimos que, quando se dissolve a *cal viva* na água se obtém a *cal apagada*, a qual, se a água for em excesso, dá ao líquido um aspecto leitoso, o *leite de cal*, usado nas caiações.

Filtremos um pouco deste soluto; obtemos um líquido, límpido como água, que contém dissolvida a cal apagada; a este soluto dá-se o nome de *água de cal*.

Pois bem: o anídrido carbónico tem a propriedade de *turvar a água de cal*; aqui temos um processo muito simples de *reconhecer* a presença do anídrido carbónico.

#### 1.<sup>a</sup> Experiência:

Numa colher de combustão queimai um pedacito de carvão dentro de um frasco de boca larga cheio de ar, ou melhor, de oxigénio; deixai acabar a combustão, retirai a colher com o resto do carvão. Chegai uma chama à boca do frasco: Vede que o gás resultante da combustão *não é combustível*; introduzi agora dentro do frasco um bocadito de vela, acesa; notai que a chama



amortece e extingue-se, demonstrando que o gás *não é comburente* (ao contrário do ar e do oxigênio); deitai, finalmente, dentro do frasco uma porção de *água de cal*; tapai o frasco e agitai-o bem. Vede que a água de cal *turvou*.

### 2.ª *Experiência:*

Tomai um copo de pé com um pouco de água de cal e soprai essa água por meio de um tubo de vidro (*Fig. 52*); vede como,



Fig. 52

ao fim de algum tempo, a água fica turva, *indicando a presença do anidrido carbônico* no gás expelido dos pulmões.

## 35. O elemento carbono.

1.ª — Para combustar completamente 1 grama de carvão de madeira são necessários cerca de 6 litros de ar, e isto explica a necessidade de existir uma forte corrente de ar durante a combustão.

Quando, porém, a quantidade de ar é insuficiente forma-se, além do anidrido carbônico, um outro gás, *também invisível*, chamado *óxido de carbono*. Este gás é *muito tóxico* e distingue-se

do gás carbónico porque é *combustível* e *não turva* a água de cal.

É o *óxido de carbono* que origina os acidentes devidos ao uso de *braseiras* para aquecer as casas durante o inverno, e ainda os envenenamentos pelo *gás de iluminação*, tão comuns, infelizmente, nas casas de banho.

2.<sup>a</sup> — Vimos que o carvão não é uma substância pura; dá-se o nome de *carbono* ao elemento que entra na constituição dos carvões. Costuma representar-se o carbono pelo símbolo *C*; o óxido de carbono e o anídrido carbónico são compostos de carbono e de oxigénio; mas o anídrido carbónico tem mais oxigénio que o óxido de carbono (para a mesma quantidade de carbono). Representam-se simbólicamente por *CO* (óxido de carbono) e por *CO<sub>2</sub>* (anídrido) e dá-se-lhes também os nomes de *monóxido* de carbono (*CO*) e *dióxido* de carbono (*CO<sub>2</sub>*).

3.<sup>a</sup> — Podemos representar esquemáticamente a combustão do carbono pelas seguintes expressões:

carbono + oxigénio → anídrido carbónico

carbão + oxigénio → óxido de carbono

Mais tarde veremos como se podem escrever estas mesmas expressões, empregando os *símbolos* dos elementos e as *fórmulas* dos compostos.

4.<sup>a</sup> — O carbono tem grande tendência a combinar-se com o oxigénio, *sendo capaz de o roubar* às substâncias que o contêm para se transformar em anídrido carbónico.

O carbono é, pois, uma substância redutora: como sabemos, o hidrogénio é, também, um redutor.

### 36. Origem dos carvões amorfos naturais. Minas de carvão. Carvão português.

Vimos já (N.º 31) que os carvões naturais são provenientes da decomposição lenta e subterrânea de plantas que viveram noutras eras. A *antracite*, negra, espelhenta, compacta é o carvão



fóssil mais antigo; tem elevada percentagem de carbono, por vezes mais de 90 %, e nunca apresenta vestígios de fósseis; a *hulha*, menos compacta e mais brilhante que a antracite, apresenta-se com arestas espelhentas dando reflexos quando exposta à luz solar; é mais moderna que a antracite e tem menor percentagem de carbono; por vezes apresenta vestígios fossilizados de de folhas de fetos.

A *lenhite* tem aspecto fibroso e é mais clara que os carvões de pedra; os fósseis que nela aparecem sempre, demonstram a sua formação muito mais recente; há contudo lenhites em que o aspecto fibroso quase desaparece, podendo confundir-se com a hulha; mas distinguem-se dela pela cor e pelos fósseis que contém. Finalmente a *turfa*, de aspecto esponjoso, provém da carbonização de plantas como os musgos; é um carvão de pouco valor; a sua pouca antiguidade deixa ver quais os vegetais que lhe deram origem; actualmente há ainda turfeiras em formação.

Os carvões fósseis encontram-se em *jazigos* ou *minas* de onde são extraídos; uns, como os de turfa, são explorados a *céu aberto*, pois são pouco profundos; os outros encontram-se a maiores profundidades, e é necessário abrir *poços* e *galerias* para fazer a extracção do carvão que se encontra em *filões*. As galerias têm ar *condicionado* e maquinismos variados para esgoto de águas, etc.; há mineiros que vivem sempre dentro das minas, por vezes, a profundidades de 500 metros e mais; o carvão arrancado é transportado em vagonetas até poços verticais por onde é elevado para o exterior.

A existência de jazigos de carvão de pedra é de uma importância capital na economia de uma nação; a sua distribuição à superfície da Terra é, porém, muito irregular; os países produtores de carvão são os Estados Unidos, a Inglaterra, a Alemanha, a Checo, a Polónia, a França, etc.; Portugal possui muito pouco carvão; a *antracite* existe na faixa carbonífera do Douro e é explorada nas minas do Pejão e nas de S. Pedro da Cova; a *hulha* existe nas minas do Cabo Mondego e nas de Santa Susana, em Alcácer do Sal; a *lenhite*, principalmente em Leiria,

apresenta-se sem vestígios de estrutura fibrosa e muito semelhante à hulha; a *turfa* e a *lenhite* encontram-se ainda numa faixa que vai desde Soure até a Serra dos Candeeiros.

Em Angola há carvões betuminosos, conhecidos por *Libolites*, em Quilungo e Calucala; lenhite em Quissamá e turfa nas margens do Cuanza; em Moçambique encontram-se também carvões no distrito de Tete, no vale do Zambeze e no Niassa.

Mas a lavra das minas carboníferas portuguesas é incapaz de chegar para fornecer a nossa indústria. Há, pois, necessidade de recorrer ao aproveitamento da *hulha branca* (energia das quedas de água) e da *hulha azul* (energia do vento); notemos que se temos falta de *hulha negra* possuímos, em troca, rios importantes que, convenientemente explorados, forneceriam energia mais que suficiente para electrificar toda a metrópole.

### 37. A hulha. O metano e o grisú. Lâmpadas de segurança.

Como vimos a hulha encontra-se em filões a profundidades maiores ou menos e a sua extracção exige a abertura de galerias pelas quais vai sendo retirada.

Acontece, porém, que, durante a extracção, se espalha frequentemente no ar um gás, composto de carbono e hidrogénio, o *metano*, o qual forma com o ar das galerias misturas altamente explosivas; essas misturas constituem o *grisú* ou *Terror dos mineiros*; o grisú pela acção de uma faísca ou de uma chama, provoca as terríveis explosões de que são vítimas os mineiros.

O metano encontra-se também na vasa dos pântanos e é devido à decomposição de substâncias vegetais que se acumulam e apodrecem no fundo; dá-se-lhe, por isso, o nome de *gás dos pântanos*; basta remexer com um pau a vasa para vermos bolhas de gás rebentarem à superfície; podemos recolher o gás invertendo sobre as bolhas um funil adaptado a um frasco cheio de água; o gás vai deslocando a água do frasco.



Para fazer ideia da violência da explosão do grisú misturemos num frasco um volume de metano com 10 volumes *de ar*, envolvamos o frasco com um pano e cheguemos a boca do frasco a uma chama. Ouviremos uma violenta explosão e, por vezes, o frasco quebra-se em pedaços.

Como defesa contra as explosões de grisú, além de se arejarem fortemente as galerias, empregam-se as *lâmpadas de segurança*.

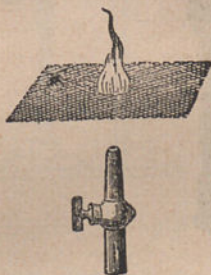


Fig. 53

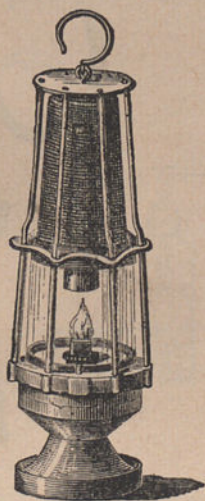


Fig. 54

A construção destas lâmpadas baseia-se na *propriedade que têm as redes metálicas* de arrefecer as chamas a ponto de as apagar.

#### *Experiências:*

Colocai por cima de um bico de gás uma rede de cobre de malhas muito apertadas; abri o grás e inflamai-o *por cima* da rede. Notai (Fig. 53) que a chama *não passa para a parte inferior da rede*.

Retirai a rede: a chama salta para o bico de gás; esmagai-a então com a rede; notai agora que o gás *só arde por debaixo da rede*.

A primeira lâmpada de segurança foi construída pelo químico inglês Davy; a chama de um candeeiro de azeite era completamente envolvida por uma rede metálica de malhas apertadas, servindo de chaminé. Tinha o inconveniente de dar fraca iluminação e foi substituída pela lâmpada de Combes (*Fig. 54*).



Fig. 55

A chama é envolvida por um forte cilindro de vidro inquebrável tapado superiormente por uma rede metálica; uma chaminé de cobre, protegida por rede, faz a tiragem do ar que entra por orifícios inferiores tapados com rede.

Quando na galeria há pequena percentagem de metano a chama, aumentando de volume, avisa o mineiro do perigo; se a percentagem do gás aumenta dá-se a explosão *dentro da lâmpada* e a chama apaga-se; para que o mineiro não fique completamente às escuras a lâmpada tem dentro um fio metálico de platina ou de paládio, metais que têm a propriedade de ficarem incandescentes numa atmosfera de metano; esse débil fio de luz



chega para guiar o mineiro. A galeria é, neste caso, abandonada e sujeita a forte ventilação de modo a expulsar todo o gás.

Actualmente a lâmpada de chama é apenas empregada como aparelho indicador do grisú e uma ou duas por galeria; a iluminação do trabalho é feita exclusivamente por lâmpadas portáteis alimentadas por acumuladores alcalinos; a lâmpada Jeumont (*Fig. 55*) é usada já há algumas dezenas de anos, em França, na Alemanha e na Inglaterra; nos Estados Unidos a lâmpada tem ainda um projector que pode ligar-se ao chapéu do

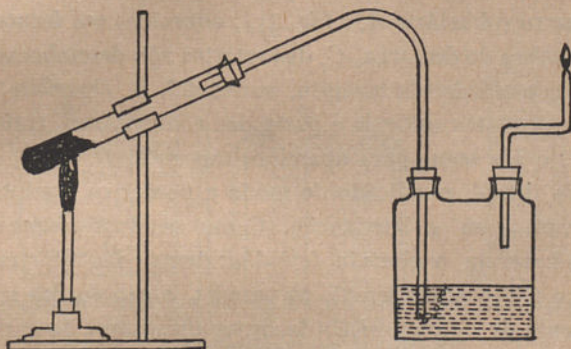


Fig. 56

mineiro para lhe iluminar o trabalho. Estas lâmpadas têm o inconveniente de pesarem de 2 a 5 quilos; mas como se dependuram na armação da galeria o peso só influi durante o transporte; a duração média para a ampola da lâmpada está calculada em 200 horas.

### 38. A destilação da hulha.

Montemos um aparelho análogo ao que empregámos na 1.ª experiência do N.º 32, para obter o carvão de madeira (*Fig. 56*).

No tubo de ensaio coloquemos pedacitos de hulha em vez da

serradura e repitamos a experiência; veremos que no frasco de lavagem fica agora o *alcatrão* da hulha e outros produtos com cheiro característico a *amoniaco*; no tubo *B* podemos inflamar os gases combustíveis provenientes da distilação (*gás iluminante* muito impuro); no tubo de ensaio fica, como resíduo, um carvão cavernoso, de brilho metálico, que não suja os dedos; é o *coque*. Arde quase sem deixar cinzas e é empregado em grandes quantidades na indústria da extracção do ferro e de outros metais.

Na indústria faz-se a distilação da hulha em grandes retortas de barro refractário *A*, (*Fig. 57*), aquecidas em fornos especiais; os tubos de descarga, *C*, das retortas vão desembocar todos num grande cilindro de lavagem, horizontal, *B*, (*barrilete*), onde ficam os produtos solúveis e parte dos condensáveis (*sais amoniacaes*); o gás segue para aparelhos especiais, *D*, *E*, *F*, onde é *depurado*, isto é, purificado de modo a perder os produtos que não sirvam para a iluminação. Como resíduos obtém-se, na água do barrilete, o *alcatrão da hulha*; dentro das retortas ficam em baixo o coque; e aderente às paredes, o *carvão das retortas*, proveniente da decomposição de certos compostos de carbono e hidrogénio (*hidrocarbonetos* ou *carbonetos de hidrogénio*); é duro, muito denso, compacto, sonoro, muito bom condutor do calor e da electricidade; é empregado no fabrico de lápis para arco voltaico; nas pilhas eléctricas, etc.

As *variedades* de hulha são muito numerosas e são designadas por diferentes nomes; vulgarmente dividem-se em hulhas *antracitosas*, hulhas *magras*, hulhas *gordas* e hulhas *secas*; as primeiras ardem quase sem chama, nem fumo e têm grande percentagem de carbono; as *magras* ardem com pequena chama e pouco fumo, são empregadas como bom combustível; as hulhas gordas são as mais importantes, pois umas fornecem grande quantidade de gás, outras dão por distilação coque de boa qualidade para a metalurgia; as hulhas secas ardem com grande chama e muito fumo; fornecem grandes quantidades de gás mas com fraco poder iluminante.



Conforme se tem em vista a produção do gás de iluminação ou a produção de coque metalúrgico assim se distilam uma ou outra variedade de hulha.

*Todos os produtos da distilação da hulha têm grande importância industrial.*

Do alcatrão da hulha, cuja composição varia com a natureza da hulha submetida à distilação, podem extrair-se inúmeras substâncias; é um líquido escuro, denso, de cheiro característico que corre no barrilete misturado com outras substâncias, principalmente sais amoniacaes. Uma vez separado dos sais amoniacaes

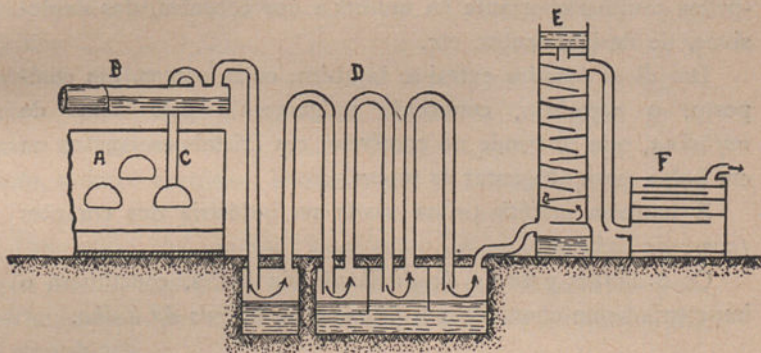


Fig. 57

é sujeito à distilação em grandes caldeiras ligadas a *serpentina*s resfriadas a diferentes temperaturas; nelas condensam sucessivamente: os *óleos leves*, os *óleos médios* e os *óleos pesados*. Nas caldeiras fica como resíduo, o *pez* ou *breu* que entra no fabrico do *asfalto*. Dos *óleos leves* extrai-se o *benzeno*, *benzina* ou *benzol*, hidrocarboneto líquido, muito móvel, de cheiro etéreo, pouco agradável; é miscível com o álcool e com o éter, mas é insolúvel na água. É um bom dissolvente das resinas, gorduras, caucho, enxofre, etc.; no comércio existe outra substância chamada *benzina de petróleo*, mistura de vários hidrocarbonetos provenientes da distilação do petróleo bruto; mas distinguem-se

fácilmente pela densidade: assim um litro de *benzeno* pesa 870 gramas, ao passo que um litro de *benzina de petróleo* pode pesar desde 630 gramas até 740 gramas, conforme a composição.

O benzeno tem inúmeras aplicações, como dissolvente, carburante, matéria-prima no fabrico de anilinas (*cores de anilina*), etc.

Dos *óleos médios* extrai-se o *fenol ordinário*, impròpriamente chamado *ácido fénico*, muito solúvel no álcool, pouco solúvel na água; a solução usada como desinfectante, tem o nome vulgar de *água fénica*. O fenol é também uma matéria-prima muito importante na indústria dos corantes, dos explosivos, de desinfectantes, etc.

Dos *óleos pesados* extrai-se também, entre outros, um composto, o *naftaleno*, conhecido vulgarmente pelo nome de *naftalina*, que se vende no comércio, em cristais escamosos ou em bolas, para afugentar as traças.

É também matéria-prima usada na indústria dos corantes (*cores de naftaleno*).

Os *produtos gasosos da destilação da hulha*, constituem o impròpriamente chamado *gás iluminante*, ou *gás da hulha*.

### 39. Gás de iluminação. Composição.

O gás iluminante foi descoberto, em 1787, pelo engenheiro Filipe Lebon e, pouco depois, em 1792, pelo irlandês William Murdoch, a quem os ingleses chamam o «pai do gás».

Lebon partia da destilação da madeira; Murdoch, da destilação da hulha.

Em 1808 fizeram-se em Inglaterra as primeiras experiências para a exploração industrial do gás iluminante; e, a partir de 1829 a indústria do gás iluminante espalhou-se rapidamente, pela maioria dos países civilizados.

Vimos que o gás iluminante se prepara pela destilação da



hulha em vaso fechado (*distilação seca*); a operação realiza-se em retortas ovais de barro refractário aquecidas a 1165°, em fornos especiais.

100 quilos de hulha fornecem, em média, 24 metros cúbicos de gás, deixando como resíduos da distilação: o coque (74 %), o carvão das retortas, o alcatrão (6 %), as águas amonia-cais (5 %), etc.

O gás que sai das retortas constitui o *gás bruto* cuja composição média é, segundo Berthelot:

Hidrogénio .....	45 a 50 %
Ácido sulfídrico .....	2 a 4 %
Amónio .....	0,2 a 0,5 %
Anídrido carbónico .....	1 a 3,5 %
Metano .....	33 a 37 %
Óxido de carbono .....	5 a 15 %
Azoto, etileno, acetileno, benzeno, etc. ....	5 a 9 %

Este gás é, em seguida, *purificado*; separam-se, *por depuração física*, os produtos solúveis na água ou condensáveis pelo resfriamento; e, *por depuração química*, os gases incombustíveis ou prejudiciais.

Contudo o gás nunca é completamente desembaraçado dos hidrocarbonetos (acetileno, benzeno, naftaleno e outros), pois é à presença de alguns deles que o gás deve, em grande parte, o seu poder iluminante.

Depois da purificação a composição média do gás, é, aproximadamente, a seguinte:

Hidrogénio .....	51,5 %
Metano .....	33,9 %
Óxido de carbono .....	8,7 %
Anídrido carbónico .....	1,5 %
Benzeno .....	1,0 %
Hidrocarbonetos diversos .....	3,4 %

A densidade do gás de iluminação varia entre 0,35 e 0,42; tem um cheiro característico, devido aos vestígios de alcatrão que sempre contém, para facilitar o reconhecimento *das fugas de gás*.

Arde com chama iluminante cujo brilho é acrescido pelo emprego de bicos especiais, envolvidos por *camisas* de óxidos metálicos, que ficam incandescentes à elevada temperatura da chama (*bicos de incandescência, tipo Auer*).

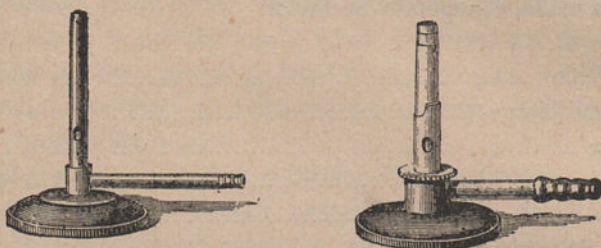


Fig. 58

A chama do gás é amarela quando se faz a combustão numa atmosfera em que o acesso do ar seja difícil; queimando, porém, o gás em bicos de Bunzen (*Figs. 58 e 59*), e regulando conve-

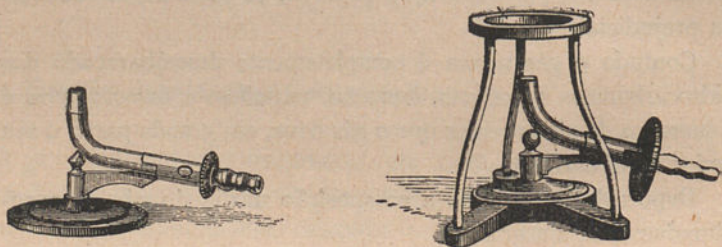


Fig. 59

nientemente a quantidade de ar, obtém-se uma chama quase invisível, mas muito calorificante.

A regulação dos bicos de Bunzen faz-se por meio de uma anilha furada que permite deixar entrar na chaminé do bico, maior ou menor quantidade de ar.



A elevada temperatura da sua chama é devida à presença do hidrogénio; a toxicidade é motivada pelo óxido de carbono.

O gás forma com o ar misturas explosivas, sendo, por isso, empregado como força motriz nos motores a gás. O gás iluminante tem sido empregado principalmente na iluminação; como calorificante; como carburante nos motores; para encher aerostatos; etc.

#### Observação:

Os perigos das instalações de gás provêm da sua toxicidade e da sua explosividade.

#### Funcionamento de um bico de Bunzen

O bico de Bunzen (*Fig. 60*) é formado por um tubo metálico de 10 a 15 cm de altura que tem em baixo duas aberturas

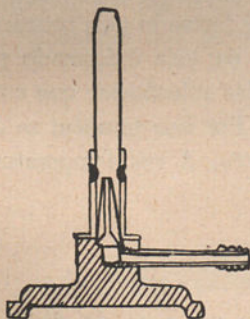


Fig. 60

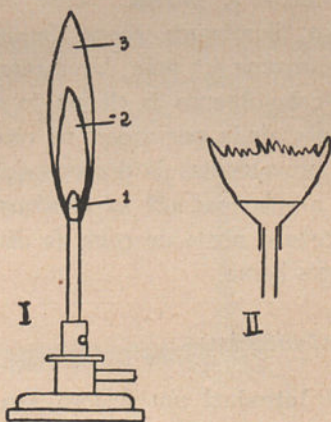


Fig. 61

diametralmente opostas; o tubo ajusta pela parte inferior numa pequena peça cónica, perfurada, por onde entra o gás. Por fora do tubo há uma anilha móvel, com dois orifícios. Rodando com

a anilha podem tapar-se ou destapar-se os dois orifícios inferiores da chaminé. Se os orifícios estão destapados o gás vai aspirando o ar e arde na extremidade do tubo com chama muito calorificante, incolor ou ligeiramente azulada nos bordos. Se a anilha tapa os orifícios da chaminé, a chama é então amarelada e semelhante à chama de uma vela.

#### 40. Observação da chama; chama circular e em leque. Maçarico de boca.

Vimos que a chama é um fenómeno luminoso que acompanha as combustões vivas nas quais se formam produtos gasosos, inflamáveis à temperatura a que se dá a combustão.

Observando com atenção a chama do gás iluminante (Fig. 61), ou a de uma vela (Fig. 62), distinguiremos nela 3 regiões (Fig. 61, I).

A zona 1, interna, (*cone obscuro*), envolvida por uma zona 2, iluminante (*cone iluminante*), por fora da qual se encontra uma 3.<sup>a</sup> zona, levemente azulada (*cone calorificante*).

O cone obscuro da chama do gás é formado pela mistura de ar e gás ainda por arder; na chama da vela é formado pelos gases provenientes da decomposição das substâncias que constituem a vela *mas não há combustão*. Por isso também se dá a este cone o nome de *cone de distilação*. A sua temperatura é bastante baixa.

##### *Experiências:*

a) Introduzi um fósforo apagado no cone de distilação; podeis conservá-lo aí uns dois a três segundos, sem o fósforo se inflamar; o que prova a baixa temperatura desta zona.

b) Colocai agora o fósforo na zona iluminante; vereis que ele se inflama quase imediatamente.



c) Dobrai um tubo de vidro como indica a Fig. 63 e colcai uma das extremidades dentro do cone obscuro.

Podereis inflamar os gases que *distilam* no outro extremo do tubo; o que demonstra a existência do cone de distilação.

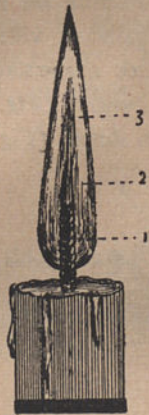


Fig. 62



Fig. 63

A zona média ou cone iluminante é uma zona de combustão incompleta, e o seu brilho é devido à incandescência das partículas de carvão que possui. Se esmagarmos a chama por um



Fig. 64

corpo frio (um pedaço de porcelana, por exemplo), obteremos sobre ele uma mancha de negro de fumo.

O cone iluminante constitui uma *zona redutora*, pelo carvão que contém.

A zona exterior é uma zona de combustão completa devida ao fácil acesso do oxigénio do ar; a sua temperatura é bastante elevada; constitui uma *zona de oxidação*, pelo oxigénio.

As chamas do álcool e do gás iluminante são empregadas correntemente nos laboratórios e na indústria (ourives, etc.), aproveitando-se já as propriedades oxidante ou redutoras, já as propriedades caloríficas (fusões, trabalho do vidro, etc.).

A temperatura das chamas pode ser aumentada por meio do *maçarico de boca* ou *maçarico de ourives* (Fig. 64), com o qual, soprando a chama, se obtém um *dardo* (Fig. 65) que se pode dirigir à nossa vontade.



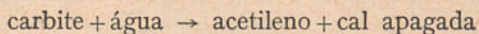
Fig. 65

No trabalho do vidro há, por vezes, conveniência em alargar a chama em leque; para isso adapta-se ao bico de Bunzen uma *cabeça especial* (Fig. 66, I). Para outros fins usam-se as *coroas* (Fig. 66, II), que distribuem a chama circularmente.

#### 41. Outro processo de iluminação a gás: o acetileno.

O acetileno é um carboneto de hidrogénio e foi descoberto por Edmundo Davy em 1836; Marcelin Berthelot fez a síntese do acetileno em 1868; Henri Moissan foi o iniciador da exploração industrial do acetileno a partir da reacção do *carboneto de cálcio*, ou *carbite*, sobre a água.

A carbite é uma substância muito dura, com o aspecto de pedra cinzento-amarelada, muito compacta, partindo-se bem com um martelo. Por reacção com a água, a frio, produz acetileno:





*Experiência:*

Enchei um tubo de ensaio com água, quase até à boca, e deitai-lhe um bocadinho de carbite. Vede que imediatamente se começa a dar uma efervescência indicando a libertação de um gás. É o acetileno que se está a desenvolver; notai que a água toma um aspecto leitoso. Chegai agora uma chama à boca do tubo: o gás arde, dando-nos o tubo a impressão de uma vela



Fig. 66

acesa; reparai que se liberta negro de fumo. Quando a chama se apagar deixai repousar o líquido e decantai-o. Vede que no fundo do tubo ficou uma massa branca, semeada de pontos pretos.

A massa branca é a cal apagada; os pontos negros são pedacitos de carvão que constituem impurezas da carbite.

Nos laboratórios a preparação deve fazer-se, de preferência, em gasómetros metálicos, porque a reacção liberta muito calor (reacção *exotérmica*) e é comum partirem-se os vasos de vidro.

Todos conhecem os gasómetros usados pelos vendedores ambulantes (*Fig. 67*); têm um reservatório inferior para a carbite e um outro superior para a água cuja queda se regula por meio de um parafuso. O gás libertado sai por um tubo munido de um bico especial que alarga a chama, tornando-a muito brilhante.

Um quilo de carbite fornece cerca de 300 litros de acetileno.  
Há inúmeros modelos de gasômetros para acetileno.

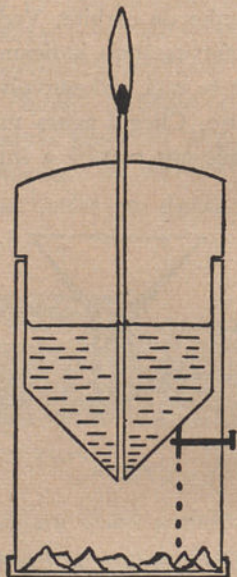


Fig. 67

Para pequenas quantidades de gás pode usar-se o aparelho produtor de hidrogênio, substituindo o tubo de carga simples, por um tubo de carga com torneira.

### Propriedades físicas

#### *Experiência:*

Deitai água no fundo de um tubo de ensaio e juntai-lhe um bocadinho de carbite; vede que se dá uma viva efervescência denunciando a libertação do acetileno; notai que o acetileno é um gás incolor, de cheiro desagradável, devido a impurezas que sempre contém.



O acetileno é menos denso que o ar e pouco solúvel na água. O seu melhor dissolvente é a acetona ordinária, que à pressão normal, dissolve 24 vezes o seu volume de acetileno, e a 15 atmosferas, cerca de 360 vezes; a solução acetónica do acetileno é praticamente inexploriva.

### Combustão

É combustível; arde no ar com chama muito iluminante mas fuliginosa; combustada em bicos especiais a chama torna-se muito mais brilhante, branca, deixa de ser fuliginosa e adquire



Fig. 68

uma potência luminosa 23 vezes superior à do gás da hulha (*gás iluminante*).

Com o oxigénio ou com o ar forma misturas explosivas:

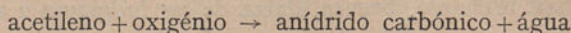
#### 1.ª Experiência:

Enchei na tina hidropneumática, uma campânula com o gás acetileno e aproximei-a de uma chama: ouvireis uma explosão

abafada (sem perigo algum) e vereis o acetileno arder rapidamente enchendo a atmosfera de flocos de negro de fumo (Fig. 68).

### 2.<sup>a</sup> Experiência:

Tomai num frasco pequeno uma mistura de 2 volumes de acetileno e 5 volumes de oxigénio; envolvi-o num pano e aproximai-o de uma chama: ouvireis uma violenta detonação; a reacção da combustão do acetileno pode representar-se:



### A chama. Aplicações

O gás acetileno é empregado para a iluminação devido à intensidade luminosa e à bela cor branca da sua chama, quei-



Fig. 69

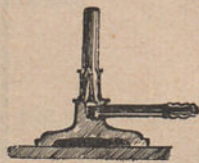


Fig. 70

mando-se em bicos especiais que alargam a chama ou em bicos de incandescência.

Emprega-se também no aquecimento, em instalações fixas, canalizado, e combustando-se em bicos análogos aos que se empregam para o gás iluminante (bico de Bunzen), (Figs. 69 e 70).

O gás é ainda aproveitado no maçarico oxi-acetilénico, para a soldadura autogénia e corte de chapas metálicas. O maçarico



oxi-acetilénico é análogo ao maçarico oxídrico (*vide* hidrogénio) mas fornece uma temperatura muito mais elevada (*Fig. 71*).



Fig. 71

O acetileno dissolvido em acetona à pressão de 10 a 15 atmosferas é fornecido à indústria em bidões de ferro; 1 litro de solução contém 240 a 360 litros de gás.





## OUTROS COMBUSTÍVEIS

### 42. Petróleo natural.

Os petróleos naturais são líquidos mais ou menos espessos, em geral escuros ou negros, raras vezes amarelos ou incolores.

Pertencem ao grande grupo das substâncias bituminosas que se apresentam na natureza sob os aspectos mais variados.

O petróleo, *óleo mineral* ou *nafta*, é conhecido desde a mais remota antiguidade. Na Birmânia os extensos jazigos de petróleo foram explorados desde tempos imemoriais.

São importantes os depósitos da Galitzia, da Roménia e do Cáucaso; de Bakú, do Irac, etc., e os da América do Norte (Pensilvânia, Ohio, Virginia), México e Canadá.

Até meados do século XIX o petróleo foi extraído por processos primitivos, abrindo-se poços de onde se tirava o óleo que sobrenadava a água.

Actualmente é extraído fazendo perfurações profundas no terreno (*furos de sonda*) até encontrar a camada petrolífera (*Fig. 72*).

A primeira perfuração deste género foi feita em Ohio; começada por Drake em 1858 foi acabada por Williams Schmith em 1859. A saída do petróleo é muitas vezes provocada pela pressão dos gases que o acompanham; em 1883 abriu-se um poço artesiano em Lianozoff (Cáucaso) que projectou uma coluna de

petróleo a cerca de 60 metros de altura; em Druzba (Cáucaso) o jacto de petróleo elevou-se a 90 metros, produzindo diariamente 8.000 metros cúbicos de óleo; como não havia onde armazená-lo o líquido correu para os campos próximos, inundando-os e destruindo todas as culturas.

O acréscimo da produção mundial do petróleo é devido ao desenvolvimento extraordinário da indústria, que absorve enor-

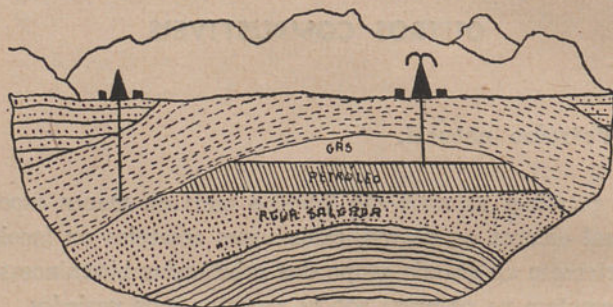


Fig. 72

mes quantidades de derivados do petróleo na alimentação dos seus motores.

Em 1936 a produção mundial foi de 246 milhões de toneladas; os Estados Unidos produziram 155 milhões de toneladas (67,7 %); a U. R. S. S. 30 milhões (12 %); a Venezuela 23 milhões (9 %); o restante (18 %) foi fornecido por vários outros países (Roménia, Irão, Índias Holandesas, México, Perú, Argentina, etc.).

Em 1937 a produção mundial elevou-se a 280 milhões de toneladas; os Estados Unidos, a U. R. S. S. e a Venezuela forneceram 205 milhões, mas durante a grande guerra a produção aumentou extraordinariamente.



### Composição dos petróleos

Os petróleos são constituídos por misturas de vários hidrocarbonetos.

Nos petróleos da América predominam certos hidrocarbonetos líquidos; os petróleos do Cáucaso (*petróleos russos*) são formados por misturas de hidrocarbonetos especiais muito diferentes dos primeiros.

O petróleo bruto assenta, em geral, sobre uma camada de água salgada e é sempre acompanhado por hidrocarbonetos gasosos, como o metano e outros que se perdiam nas antigas explorações. Actualmente alguns desses hidrocarbonetos, como o *propano* e o *butano*, são aproveitados; a mistura destes hidrocarbonetos, em proporções determinadas é liquefeita, encerrada em garrafas especiais e vendida no comércio com o nome de *buta-gás*, *gás butano* e de *gás Cidla*. Substitui o gás da hulha no aquecimento e na iluminação e é queimado em bicos e fogões especiais, análogos aos bicos de Bunzen e aos fogões de gás. As garrafas transportam-se facilmente e sem perigo.

### Distilação do petróleo bruto

O petróleo é distilado a temperaturas sucessivamente crescentes e os produtos de distilação são recolhidos separadamente (*distilação fraccionada*).

A fracção mais volátil distila de 40 a 150° e constitui o *éter de petróleo*, a *gasolina*, a *ligroina*, formados pelos hidrocarbonetos mais simples. São usados como dissolventes e como combustíveis nos motores de explosão.

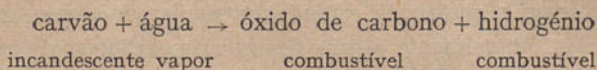
De 150 a 300° distila o *petróleo comum* empregado na iluminação e como combustível.

Entre 300 e 350° distilam os *óleos pesados* empregados como combustíveis nos motores de combustão interna (tipo *Diesel*).

Dos produtos que distilam a mais de 350° extrai-se a *parafina* e a *vaselina* usados como lubrificantes.

### 43. O gás da água, o gás do ar e o gás pobre.

O *gás da água* obtém-se fazendo passar uma corrente de vapor de água sobre carvão incandescente; o carbono (do carvão), redutor enérgico, apodéra-se do oxigénio da água pondo em liberdade o hidrogénio, e transforma-se, a alta temperatura, em óxido de carbono.



A mistura do óxido de carbono e hidrogénio tem o nome de *gás da água*. Na reacção pode formar-se um pouco de anidrido carbónico; mas está demonstrado que, desde que haja excesso de carvão e uma temperatura acima de 1000 graus a percentagem do anidrido carbónico é apenas de 0,6 %.

O *gás de gerador*, *gás do ar* ou *gás de Siemens* é produzido pela passagem de uma corrente de ar sobre o carvão incandescente; forma-se óxido de carbono e azoto ou nitrogénio; a mistura contém uns 30 % de óxido de carbono e é empregada nos motores de explosão. Durante a guerra os automóveis foram apetrechados com *gasogénios* que fabricavam o *gás* necessário para o motor.

O *gás pobre* obtém-se pela acção de uma mistura de ar e de vapor de água sobre carvões incandescentes; é uma mistura de gases combustíveis (óxido de carbono e hidrogénio) e gases incombustíveis (anidrido carbónico e azoto ou nitrogénio); apesar do seu fraco poder calorífico é empregado nos motores de explosão.

É contudo perigoso o uso destes combustíveis devido à grande toxicidade do óxido de carbono; só devem empregar-se na falta de outros melhores.



#### 44. Negro de fumo. Carvão animal.

O negro de fumo ou fuligem obtém-se na combustão incompleta de substâncias ricas em carbono, como, por exemplo, madeiras resinosas, pez, sebo, óleos de resina, etc.

O negro de fumo é dirigido para câmaras sucessivas nas quais se vai depositando; nas primeiras câmaras fica o negro de fumo mais denso e nas últimas o mais fino.

É uma substância que se apresenta em pó fino, impalpável, um pouco gorduroso; purifica-se por processos especiais. É inalterável ao ar, resiste à acção dos reagentes químicos ordinários e à dos dissolventes.

Emprega-se, em bruto, no fabrico das tintas de óleo; purificado usa-se na preparação das tintas de impressão e na da tinta da Chinta.

#### **O carvão de ossos, carvão animal ou negro animal, obtém-se a partir dos ossos**

Os ossos frescos, bem desengordurados e partidos em pequenos pedaços, são metidos em retortas de ferro aquecidas em fornos especiais. A massa obtida, depois de tratada pelo ácido clorídrico diluído, lavada e seca, constitui o *carvão de ossos lavado*.

Tem a propriedade de reter, por filtração, as matérias corantes, os aromas e certos sais que se encontrem dissolvidos, nomeadamente os sais de chumbo.

#### *Experiência:*

Num copo de pé deitai uma porção de vinho tinto ou de tintura de tornassol, e juntai-lhe um pouco de carvão animal em pó; agitai bem o líquido de modo a incorporar o carvão e aquecei a mistura.

Preparai um filtro de papel; quando a mistura estiver quente deitai-a dentro do filtro; notareis que o vinho ou a tintura saem do filtro absolutamente descorados e com um cheiro menos intenso.

O carvão de ossos é empregado nas fábricas de açúcar como descorante das ramas; usa-se também como desodorisante nos filtros para água.



## CARBONO CRISTALIZADO

Vimos que os carvões são substâncias mais ou menos ricas em carbono amorfo, mas o carbono encontra-se também cristalizado, formando o *diamante* e a *grafite*.

### 45. Diamante.

O diamante encontra-se na natureza cristalizado no sistema cúbico, em cristais incolores e muito lípidos, por vezes com faces curvas. Encontram-se também variedades coradas de negro designadas pelo nome de *carbonados*, e mais raramente, amarelas, rosas azuis e verdes.

O diamante é formado por carbono puro; a sua densidade varia de 3,5 a 3,55; possui uma refrangência elevada, reflectindo totalmente os raios luminosos que nele penetram de modo que a luz parece provir de dentro dos seus cristais; é a substância *mais dura* que se conhece, riscando todas as outras substâncias; é, porém, frágil.

O diamante resiste à acção dos reagentes químicos; arde, contudo, no seio do oxigénio como se fosse um bocadito de carvão, produzindo anidrido carbónico.

Os diamantes existem principalmente na Índia, no Brasil e na África do Sul; encontram-se em terrenos de aluvião onde se

encontram também, por vezes, jazigos auríferos e de várias pedras preciosas. Portugal possui, em Angola, as minas de diamantes da Lunda, que são bastante importantes.

Conforme o modo de jazida assim se faz a exploração; o diamante bruto tem de ser trabalhado (*talhe do diamante*) para lhe aumentar o seu valor comercial, que varia com a sua transparência, limpidez, pureza, ausência de cor e peso. Com o talhe aumenta-se o brilho; para talhar o diamante começa-se pelo *desbaste* segundo os *planos de clivagem* que possui; em seguida é *afagado* e *polido*; se o diamante tem pouca espessura talha-se *em rosa* (Fig. 73, I), ficando com uma base plana para



Fig. 73-I



Fig. 73-II

a montagem e abrem-se na parte mais espessa de 6 a 24 facetas triangulares; quando o diamante é espesso talha-se *em brilhante* (Fig. 73, II), e fica com a *mesa* ou *coroa* superior plana rodeada por 8 losangos e 24 triângulos; a parte inferior forma uma pirâmide de 24 facetas e aproceita cerca de dois terços da espessura da pedra. Os diamantes *rosa* são montados por colagem; os *brilhantes* são cravados e seguros por meio de garras, ficando em aberto.

O valor industrial do diamante provém da sua dureza; na indústria empregam-se os diamantes de menos valor, como os *carbonados*, para cortar vidro, furar rochas, trabalhar o aço, talhar e polir os diamantes. Moissan conseguiu obter artificialmente o diamante; porém os cristais que obteve eram pequeníssimos.



## 46. Grafite ou plumbagina.

### Estado natural

A grafite encontra-se na Natureza cristalizada, formando escamas, lamelas, ou massas compactas granulosas; são notáveis os filões de grafite de Ceilão e da Sibéria oriental; também são importantes os jazigos da Morávia, Áustria e Califórnia.

### Propriedades. Aplicações

É uma variedade cristalina de carbono, de cor negra com reflexos azulados, que se apresenta em lamelas hexagonais romboédricas, untuosas ao tacto e riscando-se bem com a unha; suja os dedos de negro e deixa um traço negro sobre o papel. A sua densidade é 2,2; a grafite é boa condutora do calor e da electricidade e resiste às temperaturas mais elevadas; dissolve-se no ferro em fusão; não é atacada pelos ácidos mas tratada por uma mistura de clorato de potássio e ácido nítrico transforma-se numa substância cristalina especial (*ácido grafítico*); arde no seio do oxigénio, produzindo anidrido carbónico.

Emprega-se no fabrico de lápis, cadinhos refractários e como lubrificante; como substância condutora da electricidade tem inúmeras aplicações.

## 47. Importância do elemento carbono.

Além de se encontrar no estado livre, formando os carvões e o carbono cristalizado, existe ainda o carbono sob a forma de combinação, constituindo milhares de compostos carbonados; assim o *calcáreo*, tão abundante na natureza; o óxido de carbono ( $CO$ ) e o anidrido ou dióxido de carbono ( $CO_2$ ); os carbonetos de hidrogénio ou hidrocarbonetos, como o metano ( $CH_4$ ), o propano ( $C_3H_8$ ), o butano ( $C_4H_{10}$ ), o acetileno ( $C_2H_2$ ), o

o benzeno ( $C_6H_6$ ), o naftaleno ( $C_{10}H_8$ ); a carbite ou carboneto de cálcio ( $C_2Ca$ ), o fenol, a acetona, o álcool ordinário, já do nosso conhecimento, e centenas de milhar de outros produtos são *compostos que contêm o elemento carbono*.

O carbono entra ainda na constituição do corpo dos animais e das plantas; são inúmeros os compostos em que entra o carbono e durante muito tempo não puderam ser obtidos, por síntese, no laboratório; supunha-se que só os animais e as plantas os podiam fornecer. Eram designados por *compostos orgânicos*; mas a partir de meados do século XIX obtiveram-se por síntese vários desses compostos e actualmente há processos de os obter quase todos.

A parte da Química que estuda os compostos de carbono tem o nome de *Química Orgânica*, dando-se o nome de *Química Inorgânica* ou *Mineral* à parte da Química que estuda os compostos minerais.

Mas a Química é só uma, e só por uma conveniência de estudo se conserva essa antiga divisão.



## O VINHO

### 48. A vinha e o sulfato de cobre.

A videira é uma planta cultivada desde a mais remota antiguidade; os egípcios cultivavam a videira 3500 anos antes da era cristã; do Egipto propagou-se à Grécia 1500 anos antes de Cristo e passou à Itália; os Romanos introduziram a cultura da vinha na antiga Gália e na Espanha; só em meados do século XVIII a vinha foi cultivada nas Américas (Califórnia, Missouri, Chile, Argentina, Brasil), mas os seus vinhos não conseguem bater, em qualidade, os vinhos europeus.

A cultura da vinha requer grandes cuidados (*empas, podas, cavas*, etc.); além disso a videira tem inúmeros inimigos que a atacam como verdadeiras pragas. Dos parasitas animais o pior é a filoxera, hémiptero originário da América, o qual, propagando-se rapidamente destrói as cepas, produzindo prejuízos incalculáveis; a filoxera tem sido combatida injectando no solo 20 a 30 gramas de sulfureto de carbono, por metro quadrado de superfície. É curioso que a filoxera não se desenvolve em terrenos exclusivamente arenosos, por razões ainda desconhecidas. Como as cepas americanas resistem bem à picada da filoxera enxertam-se nelas os bacelos europeus. A videira é ainda atacada por várias *tinhas* que se alimentam de rebentos novos; certos *gorgu-*

lhos que enrolam as folhas da videira (*cigarreiros*) de modo que as fêmeas aí possam depositar os ovos; alguns *ácaros*, etc.

Os parasitas vegetais são: o *míldio*, fungo que se desenvolve sobre as folhas formando uma espessa camada esbranquiçada na página inferior e manchas amarelo-pálidas na página superior; os seus esporos são muito sensíveis aos sais de cobre, o que permite combater o míldio empregando a *calda bordaleza*, solução aquosa de sulfato de cobre misturada em partes iguais com solução de cal apagada; a concentração das soluções oscila entre 0,5 e 2 %. A calda deve ter reacção ligeiramente alcalina; com ela se pulverizam as páginas inferiores das folhas durante o Verão; o *oidio*, fungo que se desenvolve nas partes verdes da videira, formando sobre elas uma teia branca com manchas cinzento-escuras, é combatido por meio de pulverizações com enxofre; o *bolor negro* ou *black-rot* forma nas folhas manchas pardas semeadas de pontos negros; enegrece as uvas e fá-las cair ao fim de 3 a 4 dias; é combatido pela calda bordaleza.

Além destes parasitas a vinha é ainda atacada por uma doença, a *clorosis* ou *icterícia da vinha*, devida à má qualidade do terreno; as folhas fazem-se amarelas e por fim caem; as flores e o fruto caem também com facilidade.

#### 49. O vinho. Fermentação alcoólica. Aguardente.

O vinho é um líquido alcoólico que se obtém por fermentação espontânea do sumo da uva ou mosto.

No mosto existe um açúcar, a *glicose* ou açúcar de uvas, que, pela acção de um fungo unicelular, anaeróbio, um *Saccaromices* (*levedura de cerveja*) (*Fig. 74*), se desdobra em álcool e anidrido carbónico. A este desdobramento dá-se o nome de fermentação alcoólica.

*Fermentos*, *enzimas* ou *diástases* são substâncias produzidas pelas células vivas de certos microrganismos; são essas substâncias que provocam as fermentações.



A glicose existe também no néctar das plantas, no mel e em vários frutos maduros; encontra-se ainda na urina dos diabéticos; é uma substância branca ou branco-amarelada, cristalina, solúvel



Fig. 74

na água e no álcool; é muito empregada na preparação de compotas, etc.

A fermentação da glicose pela acção da levedura é fácil de realizar no laboratório.

#### *Experiência:*

Deitai num frasco, munido de um tubo abdutor, soluto de glicose e um pouco de levedura de cerveja. Dirigi o tubo abdutor para um copo contendo um soluto de água de cal (*Fig. 75*).

Conservai o frasco num recinto a uma temperatura próxima de 35º; no fim de pouco tempo vereis desenvolverem-se bolhas gasosas dentro da água de cal, que vai turvando pouco a pouco.

A turvação da água de cal indica a libertação de anídrido carbónico.

Se distilardes o líquido que ficou no frasco, recolhereis um destilado com o cheiro do álcool ordinário.

Para fazer o vinho começa-se por *vendimar* as vinhas quando as uvas estão bem maduras; em seguida procede-se à *pisa* da uva, feita a pés ou em prensas especiais; segue-se a *fermentação do mosto* abandonado em *dornas* durante alguns dias; quando acaba a fermentação o vinho é trasfegado para tonéis e *tratado* convenientemente para evitar o aparecimento de doenças que atacam o vinho e o podem estragar.



Fig. 75

Quando se quer obter a *aguardente* procede-se à distilação do vinho em alambiques apropriados; a *aguardente* é uma solução aquosa de álcool cuja concentração é, em regra, inferior a 50 %; pode medir-se a quantidade do álcool com o alcoómetro de Gay Lussac, conhecido da Física.

### 50. Riqueza alcoólica de um vinho; propriedades do álcool.

Dá-se o nome de riqueza alcoólica de um vinho ao número de partes de álcool puro, a 15° centígrados, existentes em 100 partes de vinho. É o *grau alcoólico real*.



Se se trabalha a outra temperatura o alcoómetro centesimal de Gay Lussac indicará um *grau aparente* ou *grau à temperatura da experiência*. Como o alcoómetro é graduado (por lei) a 15º, determina-se o grau real empregando uma tabela anexa ao aparelho a qual é uma fracção da tabela de Gay Lussac; para a determinação da riqueza alcoólica de um vinho comum costuma empregar-se um alcoómetro graduado apenas de 0º a 25º centesimais, visto que o grau desses vinhos varia entre 10º e 15º do alcoómetro;

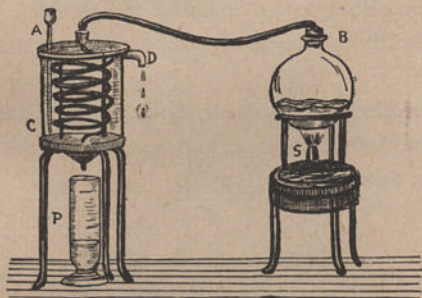


Fig. 76

e como é sempre fácil no laboratório ter uma temperatura compreendida entre 10º e 25º do termómetro centígrado, a tabela dará a correcção a fazer.

Nos laboratórios é uso determinar-se a riqueza alcoólica de um vinho pelo olambique de Salleron ou na falta dele, fazendo a destilação do álcool num aparelho de destilação.

### Alambique de Salleron. Método de destilação

O alambique consta de um vaso *B* de 250 c.c. munido de rolha de borracha com tubo abductor que se liga à serpentina do refrigerante *C* (Fig. 76); a água deita-se pelo funil *A* e sai pelo tubo *D*; uma proveta graduada *P*, um suporte *S* para o balão; uma lâmpada de álcool, um termómetro e dois alcoómetros de

Gay Lussac de escala fraccionada completam o aparelho; o conjunto das peças está alojado num estojo de madeira; acompanha o estojo uma tabela de correção e as indicações para o seu uso.

Deita-se em *B* um volume de vinho previamente medido na proveta *P*; rolha-se o balão e liga-se ao refrigerante *C*. A água do refrigerante deita-se pelo funil *A* que vai até ao fundo do vaso *C* e sai pelo diversório *D*.

Quando tiver distilado metade do volume do vinho, pára-se a operação porque já distilou todo o álcool; junta-se então água distilada ao líquido que se recolheu na proveta, até completar o volume primitivo e mergulha-se no soluto o alcoómetro de Gay Lussac.

O grau alcoólico, se o soluto estiver a 15°, é indicado directamente pelo instrumento; se a temperatura for diferente de 15° usa-se então a tabela de correção.

### Rectificação do álcool

Os solutos alcoólicos obtidos por destilação do vinho ou de outros líquidos fermentados são sujeitos a novas destilações, e fornecem o álcool comercial ou *rectificado* que marca 92 a 95° do alcoómetro; a operação realiza-se em aparelhos chamados *rectificadores*.

Para se obter o álcool, absolutamente isento de água (*álcool absoluto*) deve redistilar-se o álcool a 95°, em presença de desidratantes (cal viva, sódio metálico, etc.). O álcool a 100 % ou álcool absoluto é muito ávido de humidade e de difícil conservação.

### Propriedades do álcool

O álcool ordinário é um líquido incolor de cheiro agradável, característico e de sabor cáustico; a sua densidade é 0,80; ferve a 78°,4 à pressão normal. É miscível com a água e com o éter em todas as proporções; muito ávido de água, dificilmente se conserva anidro; é um bom dissolvente; dissolve o iodo, o bromo,



a soda e potassa cáusticas, as gorduras, as essências, a cânfora, etc.

As soluções alcoólicas têm o nome de *tinturas*; a tintura de iodo, a tintura de cânfora ou *álcool canforado*, são usados como desinfectantes.

O álcool ordinário ou álcool etílico é usado também como combustível, nas lâmpadas de álcool e como carburante em motores de explosão.



Fig. 77

O álcool *desnaturado* obtém-se dissolvendo no álcool comercial certas substâncias, como a acetona, difíceis de separar e que lhe comunicam cheiro especial; não pode ser empregado, por isso, no fabrico de bebidas alcoólicas, mas é usado na indústria dos vernizes.

## 51. Vinagre. Ácido acético.

Se deixarmos o vinho em vasilhas abertas, expostas ao ar, o vinho cobre-se de uma camada gelatinosa produzida pelo desenvolvimento de um microrganismo chamado *Bactérium acéti*, *Micoderma acéti* ou *mãe do vinagre*, o qual faz azedar o vinho, transformando-o em vinagre (Fig. 77).

Diz-se que o álcool do vinho sofreu a *fermentação acética*; o álcool *oxidou-se* e deu origem a um produto novo, o *ácido acético*, que dá ao vinagre o cheiro e o gosto característicos.

Na indústria usam-se principalmente o processo de Pasteur e o processo alemão. No processo Pasteur o vinho é colocado em grandes tinas, pouco profundas e com tampas perfuradas por onde circula o ar; junta-se ao vinho o Micoderma, que se desenvolve rapidamente à superfície; no processo alemão faz-se correr lentamente o vinho em tonéis de duplo fundo no qual se colocam aparas de madeira e micoderma; o líquido sai por baixo e é deitado de novo por cima até estar completamente acetificado.

O vinagre é usado na alimentação, na indústria de conservas, etc.; o ácido acético, líquido incolor de cheiro forte e picante, a vinagre, provoca as lágrimas; anidro cristaliza em agulhas com o aspecto da neve (*ácido acético glacial*); mistura-se com a água e com o álcool em todas as proporções; usa-se em tinturaria; na indústria dos corantes; nos laboratórios, etc.

## 52. Vinhos tintos e brancos. Vinhos espumosos. Outras bebidas fermentadas.

Os vinhos tintos obtêm-se fazendo a fermentação do mosto em presença das cascas da uva; o vinho carrega-se mais ou menos de taninos; para se fabricarem os vinhos brancos separaram-se, imediatamente à *pisa*, o mosto e as cascas e engaços; a fermentação dos vinhos brancos é sempre mais demorada que a dos vinhos tintos.

Os vinhos espumosos fabricam-se a partir de bons vinhos brancos aos quais se junta xarope de açúcar; engarrafam-se em seguida e deixam-se fermentar dentro das garrafas em lugar fresco; as garrafas têm os gargalos inclinados para baixo e as impurezas juntam-se sobre a rolha; quando o líquido está bem claro fazem-se saltar as rolhas e com elas saem as impurezas. Enchem-se de novo as garrafas e rolham-se.



Actualmente fabricam-se *espumantes* artificiais dissolvendo nos vinhos brancos, anídrido carbónico sobre pressão.

### Outras bebidas fermentadas

Muitos povos antigos que não conheciam o vinho fabricavam outras bebidas fermentadas; os índios preparavam o *rack*, aguardente obtida da fermentação do arroz, e a aguardente de cana de açúcar; todos os povos do Norte da Europa sabiam preparar a cerveja e conheciam a cidra e o hidromel; alguns preparavam mesmo vinhos de frutos a partir de frutos ácidos que maceravam na água em presença de um fermento.

A cerveja provém da fermentação do amido dos grãos de cevada quando esta começa a germinar; o fabrico da cerveja tem várias fases e começa pela preparação do *malte* que se faz deitando a cevada em tinas com água renovada várias vezes até completa lavagem dos grãos; a casca do grão cai e a cevada é colocada em *germinadores* onde o amido se vai transformando em *dextrina* e *maltose* (açúcar análogo à sacarose) pela acção de um fermento ou *diástase* que se desenvolve nos grãos durante a germinação. O malte é em seguida aquecido rapidamente a 60º para os maltes claros que dão a cerveja branca ou lentamente, até 100º se se pretende obter a cerveja preta; o malte escurece porque algum açúcar que se forma se transforma em caramelo, o que vai corar a massa.

O malte é depois retomado pela água e durante a maceração vai-se completando a transformação do amido em açúcar e em dextrina, formando-se o *mosto* que é filtrado e concentrado por ebulição mais ou menos prolongada conforme se quer ter cerveja mais escura ou mais clara. Junta-se em seguida flores de lúpulo para aromatizar o líquido e comunicar-lhe o gosto adstringente. Deixa-se arrefecer o mosto, junta-se-lhe *levedura de cerveja* (*Saccharomices*) e abandona-se à fermentação em caves a temperatura constante. A cerveja tem 4 a 7 % de álcool; é uma bebida higiénica e alimentícia.

A *cidra*, oriunda da Normandia, extrai-se por fermentação, da polpa das peras (cidra de pera ou *perada*) ou da polpa das maçãs (cidra de maçãs ou *cidra* propriamente dita). É um líquido alaranjado, espumoso, de gosto picante; é menos alcoólico que o vinho.

Os licores são misturas de água, álcool, açúcar e um princípio aromático extraído de raízes, cascas, sementes ou frutos; uns são obtidos *por maceração* dos princípios aromáticos no álcool e na água; o líquido macerado filtra-se e junta-se o açúcar e o corante, se precisar; outros obtêm-se por *distilação*.

São, em geral, xaroposos e bastante alcoólicos. São muito conhecidos o *aniz escarchado*, o licor de ginja, o licor de banana, ananás, kumel, beneditine e tantos outros que já se fabricam em Portugal.

Os *refrescos* são bebidas gasosas como os pirolitos, laranja-das, etc., obtidas por dissolução de anidrido carbónico sob pressão, em líquidos aquosos aromatizados ou não.



## A MADEIRA

### 53. Principais produtos da destilação da madeira.

Vimos (N.º 34) que quando se faz a destilação seca da madeira se obtém o carvão, o alcatrão de madeira, e outras substâncias como o *ácido pirolenhoso* ou *vinagre de madeira*; distilam ainda o álcool metílico e a acetona.

O álcool metílico impuro vem misturado com acetona, tem o nome comercial de *Metilena* e é empregado para desnaturar o álcool ordinário. O álcool metílico puro é um líquido incolor, de cheiro desagradável; é combustível e bom dissolvente de vernizes.

O ácido pirolenhoso é tratado por vários reagentes (soda, etc.) e fornece o ácido acético (N.º 51) e a acetona, líquido incolor de cheiro característico, muito volátil; bom dissolvente de vernizes; é o melhor dissolvente do acetileno.

O alcatrão de madeira, dá, por destilação fraccionada, várias substâncias, entre as quais, o *fenol* ou *ácido fénico* e o *creosoté*.

O resíduo da destilação constitui o *breu* usado na conservação da madeira.

## 54. Outros produtos de origem vegetal.

### Resina de pinheiro. Aguarrás. Vernizes

Muitas plantas elaboram nos seus tecidos secretórios, líquidos de cheiro particular e sabor pronunciado, característico; têm a consistência do mel, e espessam e endurecem ao ar, já por evaporação, já por absorção do oxigénio.

São combustíveis e ardem com chama iluminante e perfumada. Recebem o nome genérico de *bálsamos* <sup>(1)</sup>.

Os bálsamos são misturas de substâncias sólidas, as *resinas*, que se encontram dissolvidas em componentes líquidos, os *óleos essenciais* ou *essências*.

Extraem-se de várias plantas por meio de incisões praticadas em certas regiões dos caules.

Entre os bálsamos mais importantes figuram as *terebentinas*, que se extraem das incisões feitas em certas espécies de pinheiros, como por exemplo, do pinheiro marítimo (*Pinus Pinaster*) tão abundante em Portugal.

No caule faz-se uma incisão de 34 centímetros de comprimento por 18 centímetros de largura e 9 centímetros de profundidade; por baixo coloca-se uma escudela (processo Hugues) para onde corre a *gema mole*. Esta operação tem o nome de *sangra* ou *sangria*.

A gema contém cerca de 18 % de essência de terebentina, 70 % de resina, 10 % de água e 2 % de impurezas.

A gema é destilada em corrente de vapor de água que arrasta consigo a *essência de terebentina* deixando como resíduo, no alambique, o *pez*, que por purificação (fusão e clarificação) fornece o *colofónio* ou *pez louro*, *resina amarela*, etc., nomes que correspondem a vários graus de pureza de colofónio.

A *aguarrás* é a essência de terebentina muito impura.

---

(1) Em França, a palavra *bálsamo* tem um sentido mais restrito.



A essência de terebentina rectificada obtém-se a partir da *aguarrás do comércio*.

É um líquido incolor, muito móvel, de cheiro característico, agradável; é insolúvel na água e no álcool diluído; é miscível com o álcool a 90°, o éter, os óleos, etc. É um bom dissolvente do enxofre, fósforo, resinas, etc. Absorve o oxigénio do ar, torna-se espessa e resinifica por fim.

É constituída em grande parte (90 %) por um hidrocarboneto, o *pineno*,  $C_{10}H_{16}$ , que pertence a um grupo importante de hidrocarbonetos *hidroaromáticos*, os *terpenos*, de fórmula geral  $(C_5H_8)_n$ .

A essência de terebentina tem muitas aplicações: é matéria-prima na indústria dos vernizes.

Os vernizes são soluções de resinas ou gomas em diversos dissolventes. Distinguem-se os vernizes *de óleo*, *de álcool*, *de acetona*, *de essência de terebentina*, etc.

Nos vernizes de óleo usam-se os óleos de linhaça, de papoila, de rícino, etc., que se tornam *secativos* por cocção com certos óxidos de manganésio; o óleo forma então uma película que *dá fundo* ao verniz. Conforme se quer obter uma superfície envernizada, espelhenta ou *mate* assim se misturam aos vernizes de óleo maiores ou menores quantidades de essência ou de dissolvente volátil. Em geral os vernizes de álcool e de acetona são vernizes brilhantes; há inúmeras variedades de vernizes, adaptadas aos fins que se tiverem em vista.

### Cauchu. Ebonite. Cânfora e perfumes

Muitas árvores dos climas quentes exudam sucos leitosos ou *latex* formados por uma emulsão de glóbulos pequeníssimos num líquido esbranquiçado; a exudação pode ser natural, mas em geral é provocada por incisões feitas nos caules da planta, como para a extracção da resina de pinheiro. São várias as espécies de *árvores da borracha* e encontram-se no Brasil, nas Guianas, nas Índias, etc. O latex corre das incisões e vai coa-

gulando, sendo absorvido o líquido por pedaços de argila. A borracha ou *cauchu* bruto tem de ser tratada para poder ser aplicada; deve evitar-se que o caucho amoleça com a humidade, e perca a flexibilidade; para isso faz-se a *vulcanização*, que consiste em tratar a borracha por uma solução de enxofre e de cloreto de enxofre em sulfureto de carbono. A borracha vulcanizada é usada no fabrico de pneumáticos, tecidos elásticos, impermeáveis, e também na preparação da *ebonite*, caucho vulcanizado com grande quantidade de enxofre e impregnado de matérias minerais que lhe dão a dureza. A ebonite tem inúmeras aplicações, já em utensílios vários, já em isoladores eléctricos.

Fabrica-se actualmente o caucho sintético ou *Buna* que durante a guerra teve muita aplicação.

Entre as resinas mais importantes figuram as designadas pelos nomes de *gomas*; são empregadas na preparação de vernizes e têm grande valor industrial; as mais usadas são as *gomas copais fósseis* e as *copais frescas*.

Entre as *gomas fósseis* encontram-se a goma Kauri, o âmbar amarelo, etc.; as *copais frescas* são, entre outras, o sandaraque, a goma laca, o mastique em lágrimas, etc., etc. Actualmente fabricam-se *gomas sintéticas* a partir de matérias plásticas, como a *baquelite*.

A *cânfora ordinária* ou do Japão extrai-se dos ramos e troncos do «*loureiro cânfora*», que cresce espontaneamente no Japão, China e outras regiões do Oriente. Os ramos, cortados em pequenos pedaços, são destilados em vapor de água e fornecem a *cânfora bruta do comércio*. Depois de refinada, a cânfora forma massas compactas, transparentes ou translúcidas, de fractura granulosa, difíceis de pulverizar; muito voláteis, fundem a 175° e fervem a 204°, *sublimando sem se decompor*.

A cânfora é insolúvel na água; dissolve-se no álcool, clorofórmio e éter. É inflamável, ardendo com chama fuliginosa.

Actualmente fabrica-se a *cânfora artificial*, por transformação da essência de terebentina. O produto obtido tem as propriedades mais importantes da cânfora ordinária.



A sua importância técnica provém-lhe de ser um dos melhores dissolventes das nitroceluloses.

É empregada em farmácia; na indústria do celulóide; na preparação de pólvoras sem fumo; na indústria de perfumarias, como fixador de perfumes, etc.

Os *perfumes naturais* são extraídos dos óleos essenciais ou dos bálsamos (N.º 54), por *expressão*; por *distilação* a baixa pressão em autoclaves, sendo o óleo essencial arrastado na corrente de vapor de água; por *dissolução* em dissolventes apropriados ou ainda por *maceração* em gorduras que absorvem todo o perfume.

Da flor de laranjeira tira-se uma essência de reputação mundial e designada por *essência de Portugal*.

Os perfumes sintéticos não têm a finura dos naturais; mas são muito mais baratos; na indústria dos perfumes usam-se *fixadores*, como o âmbar, o almíscar, a cânfora e também, para perfumaria barata, a essência de Mirbane (sabonetes, pomadas para calçado, etc.).

A arte do perfumista é das mais difíceis; não é fácil imitar um perfume natural, como o da rosa, do trevo, da ervilha de cheiro, e de tantos outros; é que os perfumes actuam em quantidades mínimas e basta uma pequena variação para alterar profundamente um determinado *bouquet*.





## CORDURAS

### 55. Generalidades.

As gorduras ou corpos *gordos naturais* foram estudadas por Chevreul nos princípios do século XIX.

São substâncias de origem animal ou vegetal insolúveis na água, solúveis no álcool, no éter, etc.; untuosas ao tacto, deixam mancha oleosa sobre o papel. Umas são sólidas; outras líquidas (*óleos*); algumas têm consistência butirosa (*manteigas*).

Quimicamente as gorduras são, na sua maior parte, misturas de certos compostos da *glicerina* ordinária.

Chevreul pôde extrair das várias gorduras (sebos, manteigas, óleos, etc.) alguns dos seus componentes, como a *butirina*, a *palmitina*, a *estearina*, a *oleína*, etc.

Estas substâncias são derivados dos ácidos butírico, palmítico, esteárico, oleico, os quais são designados vulgarmente por *ácidos gordos*.

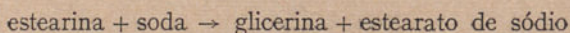
As misturas de palmitina, estearina, oleína, etc., em várias proporções, entram na composição da maioria dos corpos gordos. No sebo de carneiro predomina a estearina; na manteiga encontra-se a butirina; no óleo de palma, a palmitina; no azeite, a oleína, etc.

Tratando as gorduras pelo vapor da água, sob pressão elas desdobram-se em *glicerina* e *ácidos gordos*:



Diz-se que se fez a *hidrólise* da gordura.

Mas se tratarmos as gorduras por solutos de certas substâncias análogas à água de cal (*álcalis*), obteremos *glicerina* e sais de *ácidos gordos*:



Este desdobramento das gorduras tem o nome de *saponificação*.

A maior parte das gorduras oxidam-se ao ar e ficam com um cheiro desagradável (*rançam*); alguns óleos (*óleo de linhaça*, por exemplo) têm a propriedade de, quando oxidados ao ar, formarem uma película contínua (*óleos secativos*).

As gorduras são indispensáveis à nossa alimentação e constituem uma fonte de calor e de energia para o nosso organismo; parte das gorduras ingeridas pode acumular-se nos tecidos adiposos, onde vai constituir uma reserva nutritiva. O azeite, os óleos comestíveis, a manteiga, o toucinho, o sebo, são as gorduras mais vulgarmente consumidas.

## 56. O azeite e os óleos.

O azeite é uma gordura líquida, *um óleo*, que se extrai da polpa da azeitona, fruto da oliveira.

As oliveiras dever sem *ripadas*, isto é, devem apanhar-se as azeitonas à mão; mas ainda nalguns lugares se usa *varejar* as árvores para fazer cair o fruto; a azeitona é, em seguida, *sirandada*, isto é, separada das folhas, e colocada em *pilhas* até entrar no *lagar*. A extracção do azeite faz-se por *moedura* do fruto entre duas *mós*, uma vertical (*galga*) e outra fixa horizontal; o azeite obtido a frio na primeira moedura é o *azeite virgem*.

A pasta que fica é metida, por porções de 8 a 10 quilos, em *cinchos* de esparto, espécie de ceiras, e regada com água bem quente; os cinchos são então levados para as *prensas* que acabam de extrair o azeite.



O azeite tem a cor amarelo-clara ou amarelo-esverdeada; de saber doce e delicado, o seu aroma é agradável e ligeiramente perfumado com o cheiro do fruto; começa a coalhar à temperatura de 10º e congela a 0º. É usado quase exclusivamente na alimentação; contudo há outros óleos comestíveis, como o óleo de papoila, o de girassol, o de noz, o de amendoim, etc., mas nenhum deles é tão saboroso e alimentício como o azeite.

O azeite contém, como vimos, grande percentagem de *oleína*, da qual se extrai o *ácido oleico*. Alguns óleos são *secativos*; outros podem tornar-se secativos pela acção de certos óxidos (de chumbo, de manganésio, etc.) com os quais são *cozidos*, isto é, fervidos a alta temperatura durante algum tempo.

Como exemplos de óleos animais citaremos os óleos de peixe, de caranguejo, de baleia, etc., que têm sido empregados em concorrência com o óleo de linhaça (em pinturas) e são usados em saboaria.

As oleaginosas portuguesas são: a oliveira, o linho, a noqueira, a amendoeira, a papoila (espécies da metrópole); o amendoim, o rícino, a palmeira, o coqueiro, a copra, que são espécies coloniais.

É muito importante a cultura das oleaginosas, pois os óleos são empregados em muitas indústrias: de alimentação, de saboaria, de transformações várias, etc.

## 57. Saponificação das gorduras. Sabão e outros derivados.

A saponificação consiste, como vimos, no desdobramento da gordura em *glicerina* e *sal do ácido gordo* (N.º 55); no exemplo apresentado a estearina desdobrava-se pela acção da *soda cáustica* em *glicerina* e *estearato de sódio*; nas gorduras existem, porém, ainda, a *palmitina*, a *oléina*, etc., substâncias que, análogamente à estearina, se desdobram, por saponificação, em *glicerina* e *palmitato, oleato, etc., de sódio*. Notemos que estas substâncias são designadas, comumente, pelo nome de *sais*, res-

pectivamente, de ácido esteárico, palmítico, oleico, margárico, etc.

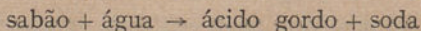
Dá-se o nome de *sabões* à mistura de sais dos ácidos palmítico, esteárico e oleico, obtida por *saponificação*.

Se na saponificação se emprega a soda, obtém-se os sabões de sódio ou *sabões duros*; se se emprega a potassa obtém-se os sabões de potássio ou *sabões moles*.

Estes sabões são solúveis na água; os sabões dos outros metais são insolúveis.

Um sabão de potássio ou de sódio é constituído principalmente por estearato, palmitato e oleato de potássio ou de sódio; quando se faz a saponificação pela cal obtém-se um sabão de cálcio que é insolúvel na água.

Os sabões usuais de sódio (ou de potássio) são parcialmente desdobrados pela água (*hidrólise*) em ácidos e soda (*ou potassa*):



A acção do sabão na lavagem é devida, já à quantidade de soda libertada, já à propriedade especial que têm as soluções de sabão de dividir a matéria gorda em pequeníssimas partículas, as quais ficam em suspensão no soluto dando-lhe um aspecto leitoso.

Diz-se que o sabão *emulsionou* a gordura; ao líquido resultante dá-se o nome de *emulsão*.

Os sabões de sódio e de potássio são insolúveis na água salgada; esta propriedade é aproveitada na preparação do sabão.

O sabão comum ou sabão de Marselha prepara-se industrialmente aquecendo à ebulição em grandes caldeiras a mistura da gordura (sebo, óleo de coco, azeite) com a solução de soda; a massa é agitada mecânicamente até se formar uma pasta bem homogénea; como o sabão é insolúvel na água salgada, faz-se a *salga* juntando sal das cozinhas à solução fervente. O sabão destaca-se em bocados que sobem à superfície; pouco a pouco esgota-se o líquido até ficar só o sabão, que é, em seguida, fundido e moldado em moldes de ferro.



Os sabões finos e os sabonetes fazem-se a partir do sabão de Marselha; funde-se o sabão, junta-se um perfume apropriado e molda-se a massa por compressão em moldes de vários feitios.

### Glicerina

A glicerina é um produto acessório da indústria do sabão e das velas esteáricas; resulta, como vimos, da saponificação das gorduras. É um líquido incolor, xaroposo, de sabor adocicado, ligeiramente cáustico; mistura-se com a água e com o álcool em todas as proporções; combina-se fácilmente com os ácidos orgânicos e mesmo com o *ácido nítrico* ou *azótico*, com o qual forma um composto líquido, oleaginoso e extremamente explosivo, chamado *trinitroglicerina* ou simplesmente *nitroglicerina*. Absorvendo a nitroglicerina por uma substância inerte, como a *terra de infusórios* ou a serradura, obtém-se a *dinamite*, que só detona pela explosão de uma cápsula fulminante; a dinamite é empregada na exploração de pedreiras e pode ser transportada sem perigo.

A glicerina é aplicada principalmente no fabrico da dinamite, mas também se emprega em medicina, no espessamento de licores, na preparação de tintas de impressão, de pastas dentífricas, etc.

### Velas de sebo. Sua indústria

O emprego das gorduras na iluminação data da mais remota antiguidade; as candeias eram alimentadas por azeite ou por sebo; os antigos iluminavam os cadáveres com archotes feitos de medula de cana impregnada de gordura; parece que as velas de sebo só apareceram no tempo do império romano e nos fins do século II já existiam velas de cera; estas velas tinham uma torcida de estopa e algumas foram até empregadas para medir aproximadamente o tempo, pelo tempo que levavam a consumir-se.

Só no século XV se começaram a fabricar velas de sebo, baratas e mais aperfeiçoadas, mas tinham ainda os inconvenientes de amolecerem com facilidade, darem muito fumo e cheiro desagradável; só depois dos trabalhos de Chevreul sobre a saponificação das gorduras, se chegou ao fabrico das *velas esteáricas*, as quais *já não contêm corpos gordos* (estearina, palmitina e oleína), mas sim os *ácidos esteárico e palmítico*.

No fabrico das velas de sebo preparava-se cuidadosamente a torcida embebendo-a em substâncias oxidantes e metendo-a em solutos de borato de sódio e outros, de modo a favorecer a combustão e evitar o morrão; as torcidas eram depois metidas na gordura fundida, ficando em posição vertical; em seguida as torcidas assim impregnadas eram mergulhadas, de novo, na gordura, pouco aquecida, e a *vela* ia-se formando. Mais tarde este fabrico, em parte manual, foi substituído pelo fabrico mecânico, passando as velas a serem feitas em moldes dentro dos quais se metia, primeiro, a torcida, bem centrada, e depois o sebo fundido e muito quente. Depois de arrefecida, a vela era tirada por uma ligeira pressão.

Actualmente ainda se fabricam algumas velas de sebo; mas para as cerimónias religiosas estas velas foram quase totalmente substituídas pelas velas de cera e de parafina, mais consistentes que as de sebo; a indústria dos *cereeiros* é ainda uma indústria importante.

As velas usadas comumente são fabricadas com ácidos esteárico e palmítico; são imprópriamente chamadas *velas de estearina*, mas devemos chamar-lhes *velas esteáricas*.

Para o fabrico destas velas saponificam-se primeiro as gorduras; a glicerina sai e a massa que fica é espremida, em prensas, para lhe tirar o ácido oleico, o qual, sendo líquido, tornava a vela menos consistente.

A pasta final é formada quase que só por ácidos esteárico e palmítico; o resto da manipulação faz-se em máquinas análogas às usadas no fabrico das velas de sebo.



## O LEITE

### 58. Composição do leite.

O leite é um alimento natural cuja composição é ainda mal conhecida, pois varia de animal para animal, e na mesma espécie e até no mesmo indivíduo a composição modifica-se com a alimentação, com a hora a que o leite é extraído (*mungido*), com a idade, etc.

De inúmeras análises realizadas concluiu-se que o leite contém grande percentagem de água na qual se encontra em *emulsão*, uma gordura, a *manteiga*; em *falsa solução*, uma substância, a *caseína*, empregada no fabrico do queijo; e dissolvidos, um açúcar, a *lactose* ou *açúcar de leite* (análogo ao açúcar ordinário) e várias substâncias minerais como o sal das cozinhas, sais de cálcio, etc.

O leite é um líquido branco, branco-amarelado e, por vezes, até com reflexos azulados, conforme a natureza dos pastos; tem cheiro característico variável de espécie para espécie. Pelo repouso, em sítio fresco, parte dos glóbulos da manteiga sobem à superfície e formam a *nata*; o líquido restante tem o nome de *leite desnatado* que ainda contém alguma gordura; exposto ao ar o leite *coagula* espontaneamente, separando-se, *coagulada*, a caseína. A coagulação é provocada por um fermento que acidifica o leite, *azedando-o*. A lactose, pela acção do *fermento láctico* (ou *lab*) transformou-se em *ácido láctico* (*fermentação láctica*); por vezes o ácido láctico forma-se durante a cozedura ou *fer-*

*vura* do leite e o leite *talha* ou *atalha*, como se diz vulgarmente. É para evitar a formação do fermento láctico que se deve *ferver* o leite; esta *fervura* serve ainda para destruir alguns *bacilos* ou gérmenes transmissores de doenças infecciosas que o leite possa conter.

Aceita-se que a composição média de um bom leite de vaca deve conter por litro 870 de água, 34 de caseína, 40 de manteiga e 50 de lactose (além dos sais minerais dissolvidos).

### 59. Produção da manteiga, margarina e queijo.

A manteiga é a gordura do leite solidificada e misturada com cerca de 15 % de leite desnatado; pode extrair-se das natas *batendo-as* em vasos fechados; mas actualmente empregam-se *desnatadeiras* centrífugas, movidas electricamente, nas quais se deita o leite; a manteiga separa-se, por centrifugação, e o leite desnatado vai saindo por aberturas especiais, munidas de torneiras.

A *margarina* é uma manteiga artificial fabricada a partir do sebo de vaca e de vários óleos que se misturam intimamente em máquinas misturadoras; o produto segue para a *emulsionadora*, na qual se deita leite acidificado, e quando a emulsão está completa constitui a *margarina*; seguem-se depois certas operações de acabamento do fabrico e por fim a margarina é moldada e empacotada para a venda.

O *queijo* prepara-se fazendo coagular a caseína do leite por meio de fermentos; se se coagula o leite inteiro obtém-se o *queijo gordo*; se se parte do leite desnatado obtém-se o *queijo magro*; juntando ao leite desnatado maior ou menor quantidade de nata podem obter-se queijos com várias percentagens de gordura. O resíduo que fica da preparação do queijo é o soro do leite; nalgumas regiões deixa-se ficar o soro com restos da massa coagulada e vende-se sob o nome de *almesse*: é fraco alimento mas tem um paladar agradável.



### Valor alimentar do leite

O leite é um alimento completo para o animal durante o período de aleitamento; no estado adulto a alimentação láctea, só por si, é insuficiente.

Não se deve, porém, tomar o leite cru, pois pode conter microrganismos prejudiciais à saúde; os adultos devem bebê-lo fervido; para as crianças deve usar-se o leite fervido e esterilizado.

Diariamente consomem-se enormes quantidades de leite e seus derivados, em especial o queijo e a manteiga, ambos de grande valor alimentar.

## O AÇÚCAR

### 60. Açúcar de cana e de beterraba.

O açúcar ordinário ou *sacarose* é uma substância doce, bem conhecida, que pode ser extraída da cana do açúcar ou da beterraba.

A cultura da cana do açúcar, originária da Índia, foi espalhada pelos Portugueses por todo o Mundo. No século XV o Infante D. Henrique introduziu a sua cultura na Madeira, nas Canárias, em Cabo Verde e nos Açores.

A cana foi levada das Canárias para a América Central por Cristóvão Colombo; a cana da Madeira foi introduzida no Brasil, então colónia portuguesa, e aí se desenvolveu extraordinariamente a sua cultura.

### Produção, extração e refinação

O açúcar é extraído da cana ou da beterraba por processos industriais variados. A cana de açúcar ou a beterraba são cortadas aos pedaços e espremidas entre cilindros ou pratos (conforme o processo) de prensas hidráulicas (*filtros prensas*). O suco obtido é tratado por uma pequena quantidade de cal (*defecação*) que insolubiliza certos produtos; clarifica-se e filtra-se através de carvão animal que lhe tira parte da coloração e absorve alguns produtos que não devem aparecer no açúcar; dirige-se o líquido



para as caldeiras de evaporação a baixa pressão, nas quais se vai concentrando o xarope até à cristalização; como resíduo fica o *melaço*, que tem várias aplicações. O açúcar assim obtido é o açúcar *bruto* ou *rama de açúcar*. Para se fabricar o açúcar *cristalizado* ou *moído* usado na alimentação, *refina-se* o açúcar; a refinação consiste em dissolver de novo as ramas em água ebuliente, filtrá-lo através de negro animal (carvão de ossos ou *grainha*, como lhe chamam os refinadores), clarificá-lo quimicamente e depois concentrá-lo em máquinas especiais; o xarope concentrado vai cristalizando e o açúcar refinado, ainda quente, segue para os moinhos onde é moído e peneirado; à saída das peneiras é logo ensacado e segue para o armazém.

Se se quer o açúcar cristalizado (açúcar *candi*) dirige-se o xarope concentrado para cristalizadores especiais (*ídolos*) a baixa pressão, para não se decompor o açúcar. Temos várias refinarias de açúcar muito bem montadas; nelas se refinam as *ramas* coloniais e as *ramas* brasileiras. Os resíduos da indústria açucareira têm muitas aplicações.

O açúcar ordinário, de cana ou de beterraba, é constituído por sacarose, quase pura. É uma substância cristalina, branca, muito doce, solúvel no álcool, muito solúvel na água.

Quando se aquece, em tubo de ensaio, funde e decompõe-se, espalhando um cheiro característico a *açúcar queimado*, e deixa como resíduo um depósito negro, carbonoso — o *carvão de açúcar*. Evaporando uma solução de açúcar, à secura, obtém-se o *xarope de açúcar*, e depois o *caramelo*. Por fim, fica um resíduo de carvão de açúcar.

#### **Distinção entre o açúcar ordinário, o açúcar de uva e o açúcar de leite**

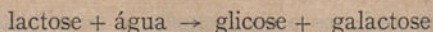
O açúcar da uva ou *glicose* tem uma composição centesimal que leva a tribuir-lhe a fórmula  $C_6H_{12}O_6$ .

Se tratarmos a glicose pela levedura de cerveja ela dobra-se em *álcool* ordinário e *anidrido carbónico* (*fermentação*

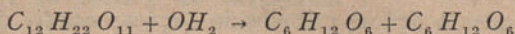
*alcoólica*); diz-se que a glicose é um açúcar *directamente fermentescível*.

O açúcar de leite (*lactose*) e a sacarose têm a mesma composição centesimal, isto é, são compostos *isómeros*; a fórmula dos dois compostos é a mesma:  $C_{12}H_{22}O_{11}$ .

Ora se tratarmos a lactose pela levedura de cerveja ela *não se transforma* directamente em álcool e anidrido carbónico, como a glicose, mas dá uma mistura de glicose e *galactose*, açúcar isómero da glicose e com a mesma fórmula  $C_6H_{12}O_6$ :



ou



Tratando a sacarose pela levedura de cerveja também se não obtém directamente álcool e anidrido carbónico, mas sim a mistura de dois açúcares isómeros, a glicose e a levulose:



As células da levedura segregam uma diástase, a *invertina*, que desdobra a sacarose em glicose e levulose; a esta transformação da sacarose dá-se o nome de *inversão* do açúcar, e a mistura, em partes iguais, de glicose e de levulose chama-se *açúcar invertido*. O açúcar invertido pode sofrer a fermentação alcoólica (ao contrário da sacarose); o *mel* é um açúcar invertido natural.

*Nota:* A galactose, a glicose e a levulose, *açúcar de frutos* ou *frutose*, têm a mesma composição química e a mesma fórmula  $C_6H_{12}O_6$ ; são compostos *isómeros*.

A lactose, a sacarose e a maltose (açúcar de malte) são também compostos isómeros, cuja fórmula é  $C_{12}H_{22}O_{11}$ .

Os isómeros têm, porém, propriedades diferentes.



A sacarose, a glicose e a lactose podem distinguir-se pelo aspecto, pelo gosto mais ou menos açucarado e, também, por meio de reacções simples, feitas em tubo de ensaio.

Os reagentes empregados são: o *soluto cúprico-alcalino*, de cor azul (característica das soluções diluídas dos sais cúpricos), conhecido pelo nome de *Licor de Fehling*; e o soluto sódico de nitrato de prata amoniacal que tem o nome de *reagente de Tollens*.

### 1.ª Experiência:

Deitai num tubo de ensaio um pouco de soluto de Fehling; aquecei-o ligeiramente e juntai-lhe uma porção de soluto de glicose. Vede que a cor azul do soluto passa a verde e, por fim, forma-se um depósito vermelho-rosado de óxido cuproso.

A glicose *reduziu o licor de Fehling*; é um açúcar redutor.

### 2.ª Experiência:

Deitai noutro tubo de ensaio um pouco do soluto de Fehling, aquecei-o levemente e juntai-lhe umas gotas do soluto de lactose. Vede que o soluto de Fehling é, ainda, reduzido. A lactose *reduz* o licor de Fehling; é também um açúcar redutor.

Experimentai, agora, noutro tubo, juntar ao licor de Fehling um soluto de sacarose: vede que *não há redução*, pois o licor fica com a mesma cor azul.

A sacarose *não reduz* o licor de Fehling; *não é* um açúcar redutor.

Empreguemos agora o reagente de Tollens:

1.º — Deitai num tubo de ensaio, *bem limpo*, um pouco de reagente de Tollens; aquecei-o ligeiramente e juntai-lhe um soluto de glicose. Vede que o líquido escurece e por fim fica aderente às paredes do tubo um depósito espelhento, brilhante, de prata metálica (*espelho de prata*).

2.º — Fazei idênticas experiências empregando um soluto de lactose, e, noutro tubo, um soluto de sacarose. Vede que a lactose dá o espelho de prata e a sacarose não dá.

Já vimos que a sacarose e a lactose não são directamente fermentescíveis; e que a glicose sofre a fermentação alcoólica.

Podemos, pois, distinguir os três açúcares porque: a lactose e a glicose reduzem o licor de Fehling e a sacarose não o reduz (distingue a sacarose); a lactose não sofre a fermentação alcoólica, ao contrário da glicose (distingue estes dois açúcares).

### Valor alimentar do açúcar

O açúcar é uma substância de grande valor alimentar, pois fornece ao nosso organismo grande número de calorías. Conso-mem-se enormes quantidades de açúcar, já para adoçar substâncias de gosto áspero ao paladar, já sob a forma de compotas, doces, rebuçados, etc.

Há substâncias que podem substituir o açúcar sob o ponto de vista de *adoçarem* (*poder edulcorante*); mas não possuem propriedades alimentícias, chegando o seu emprego a ser interdito por lei. As mais empregadas são a *dulcina*, 70 a 250 vezes mais doce que a sacarose, e a *sacarina* derivada do alcatrão da hulha, 200 a 700 vezes mais doce que o açúcar. Em 1946 o professor Verkade, da Universidade Técnica de Delft, na Holanda, descobriu um derivado do benzeno cujo poder edulcorante é avaliado em 4000 vezes o do açúcar; tem o aspecto de um pó cristalino amarelado e é absolutamente inofensivo; usa-se na Holanda misturado à lactose e fornece um produto 500 vezes mais doce que o açúcar.



## A FARINHA

**61.** A farinha é o produto resultante da trituração e peneiração das sementes dos cereais; as farinhas mais importantes são: a de trigo, de milho, de aveia, de centeio e de cevada, pois todas elas são panificáveis; empregam-se ainda na nossa alimentação outras farinhas, como a farinha de fava, a de arroz, a de mandioca, de sagú, etc.

As farinhas panificáveis têm como elementos essenciais o amido, o glúten, a celulose e matérias minerais.

### *Experiência:*

Amassai uma porção de farinha de modo a fazer uma pasta; deixai-a repousar e, no fim de algum tempo, levai-a para debaixo de uma corrente de água e tornai a amassá-la entre os dedos; colocai por baixo uma peneira assente sobre um copo grande ou uma cápsula. Vede que a água vai arrastando parte da farinha e vos deixa na mão uma substância plástica — é o *glúten*; notai que na peneira fica uma substância, áspera ao tacto; é a *celulose*; o líquido do copo tem no fundo um depósito branco; é o *amido*.

Na indústria separa-se mecânicamente o glúten do amido, por maceração da pasta de farinha em água, dentro de aparelhos rotatórios especiais.

O glúten é uma substância azotada, muito nutritiva, que entra no fabrico do pão; o glúten apodrece no ar húmido, devendo, pois, ser aproveitado em fresco. É o apodrecimento do glúten que deteriora as farinhas e o pão; no pão deteriorado vêem-se pontuações brancas, *de amido*, que não putrefaz.

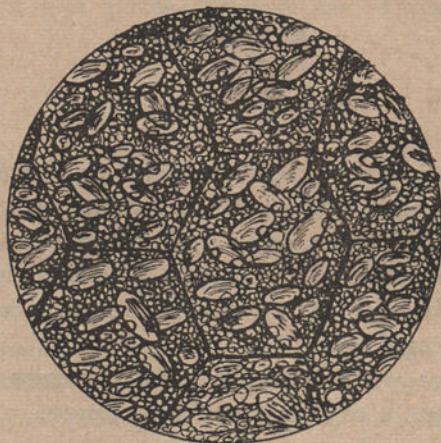


Fig. 78

O amido é uma substância de fórmula mal estabelecida; encontra-se nos tecidos de reserva dos vegetais, já nas sementes (gramíneas e leguminosas), já nas partes subterrâneas (tubérculos, raízes, etc.). Reserva-se o nome de *fécula* para o amido que não é extraído das sementes (*fécula da batata* — Fig. 78).

Extrai-se dos cereais e da batata, por maceração em água.

O amido é um pó branco granuloso, inodoro, insípido, insolúvel na água e no álcool. Pela acção da água ebuliente os grãos de amido incham e soldam-se uns aos outros (*goma de amido*); parte do amido transforma-se em *amido solúvel* e dissolve-se na



água (a 50º), constituindo a *água de amido que azula pelo iodo*. A coloração azul desaparece, a quente, e reaparece a frio.

*É o reagente característico do iodo livre.*

O amido transforma-se, por hidrólise, em glicose; e esta, à sua vez, em álcool e anídrido carbónico.

O amido transforma-se em maltose, pela acção da *ptialina* da saliva, ou pela acção de uma *diástase* que se forma durante a germinação da cevada (*maltase*).

A maltose é um açúcar isómero da sacarose, de fórmula  $C_{12}H_{22}O_{11}$ , como vimos.

Pela acção dos ácidos diluídos ou do calor, o amido transforma-se em *dextrina*, substância solúvel na água e insolúvel no álcool, que faz parte da côdea do pão.

As substâncias amiláceas constituem alimentos importantes.

### Fabrico do pão

O fabrico do pão tem quatro fases principais, a saber: a preparação do fermento, a amassadura, a formação dos pães e a cozedura.

Os fermentos empregados são vários: usam-se o *isco* formado por restos da amassadura que se deixam fermentar; a *levedura de cerveja*, para pão de luxo, os fermentos lácticos, holandeses, etc., que se encontram abundantemente no mercado.

A amassadura faz-se, na indústria, mecânicamente; as farinhas são *lotadas*, junta-se-lhe o fermento e a massa é revolvida até ficar em pasta homogénea; a pasta é então *tendida* em *enroladores* e dividida em pães; os pães são levados para o forno, que é aquecido previamente com rama de pinheiro ou de azinho, ou electricamente, a 250º ou 300º, e cozem aí durante 15 a 20 minutos.

Em geral um quilo de farinha de trigo produz, pelo menos, um quilo de pão; as outras farinhas dão pão de menor valor alimentício, pois possuem menos percentagem de glúten que a farinha de trigo. Conforme as regiões assim se consomem o pão de trigo, o de milho ou *broa*, o de cevada, de aveia, de centeio e o de mistura. O pão dos *diabéticos* é o pão de glúten e quase não contém amido.



## O ALGODÃO

### 62. Generalidades.

O algodão é uma substância fibrosa, branca ou acinzentada, macia, sedosa, que envolve as sementes do algodoeiro. Há duas espécies principais de algodoeiros: o algodoeiro herbáceo, com um porte de 0,5 a 2 metros, e o *arbóreo*, que chega a atingir 6 metros d altura. Vive nas Índias, China, Arábia, Egipto, donde foi levado para as Canárias, África e Américas. No comércio distinguem-se os algodões pelo comprimento da fibra; assim, os de *longa* seda têm fibras de 20 a 45 milímetros e os de *curta* seda têm fibras de 10 a 20 milímetros.

Os primeiros são os de maior valor industrial; a colheita do algodão faz-se quando o fruto está maduro e a cápsula começa a abrir; o algarão separa-se da semente por meio de máquinas especiais; depois de desgranado é reduzido a *balas* cilíndricas ou rectangulares, por meio de prensas hidráulicas; cada *bala* de algodão pesa, em média, 250 quilos.

O algodão é constituído por *celulose* quase pura; emprega-se principalmente no fabrico de tecidos, mas também serve para fabricar papel, algodão-pólvora, celulóide, nitrocelulose, seda artificial, etc.

### Celulose e derivados

A celulose é um composto de carbono, oxigénio e hidrogénio de composição mal estabelecida; é a celulose que forma a membrana das células vegetais: o algodão, o linho, o cânhamo, o papel de filtro, etc., são celulose quase pura.

A celulose pura é uma substância branca, insolúvel na água e na maior parte dos dissolventes. O seu dissolvente particular é um reagente conhecido pelo nome de *licor de Schweitzer*.

A celulose *não azula pelo iodo* (distingue-a do amido); pela acção do ácido sulfúrico concentrado a celulose transforma-se em *dextrina*, podendo, por transformação desta, chegar a dar a glicose.

A celulose constitui a matéria-prima indispensável a inúmeras indústrias (papel, explosivos, seda artificial); tratada por uma mistura de ácido sulfúrico e nítrico dá origem às *nitro-celuloses*. O *algodão-pólvora*, o *colódio elástico*, a *seda artificial*, o *celulóide*, a *gelatina explosiva*, são nitro-celuloses. O algodão-pólvora é uma substância áspera ao tacto, com o aspecto do algodão, muito inflamável no ar; explode pela acção do choque ou de uma cápsula de fulminato. É empregado no fabrico das *pólvoras sem fumo*. O colódio obtém-se dissolvendo na mistura de álcool e éter uma variedade de algodão-pólvora; por evaporação o colódio deixa uma película elástica, gelatinosa e muito aderente; é empregado em fotografia, em medicina, etc.

A seda artificial ou *seda vegetal* obtém-se dissolvendo a celulose no licor de Schweitzer e obrigando o soluto concentrado a passar através de fieiras muito finas para um banho que coagula a nitrocelulose. Fazem-se assim lindos fios muito brilhantes e com o aspecto da seda animal; as diferentes variedades de seda vegetal são mais baratas que a seda animal mas têm muito menos resistência.

O *celulóide* foi descoberto em 1861 pelo americano John Hyatt; obtém-se prensando a alta compressão uma mistura de algodão-pólvora e cânfora; é uma substância muito dura e elás-



tica que se presta bem à moldagem e pode ser facilmente corada; é, porém, muito inflamável. Apesar disso tem muitíssimas aplicações, mas está actualmente a ser batido pelos *plásticos* ou *vidros orgânicos*, derivados da caseína e do fenol ordinário.

O *celofan* ou *celite* é um derivado da celulose e do ácido acético: é uma *aceto-celulose*; é praticamente ininflamável e emprega-se no fabrico de filmes, *papel transparente* para embalagens, etc.

O celofan é solúvel na acetona; a solução pode ser corada com diferentes corantes e é empregada como verniz. O verniz para unhas é um verniz de aceto-celulose.

### Indústria do papel

Antes da invenção do papel os antigos gravavam as suas escrituras nas rochas, em mármore, em madeira ou em metal; os Egípcios usaram o *papiro*, cujo fabrico se desenvolveu extraordinariamente em Alexandria; na Idade-média empregou-se principalmente o *pergaminho*, de origem animal. Não se sabe ao certo em que época se inventou o papel, mas parece ser originário da China, donde foi trazido para a Europa no princípio do século XIV.

As matérias-primas empregadas no fabrico do papel são o trapo, a madeira e a palha.

A operação consiste em transformar a matéria-prima em *pasta de papel* e depois laminar a pasta para fazer as folhas de papel.

Se se parte de trapos de linho ou de algodão (o trapo de lã não serve), lavam-se muito bem e desfiam-se em máquinas especiais que os reduzem a pasta; se se emprega a madeira, corta-se esta em pequenos bocados e sujeitam-se à acção de vários reagentes.

A pasta obtida é laminada, passando entre vários pares de cilindros, até se obter a espessura desejada.

O papel leva finalmente diferentes *preparos* ou *cargas*, conforme o fim a que é destinado.

A produção actual do papel é enorme; algumas fábricas recebem, porém, a pasta de papel já fabricada e limitam-se a transformá-la em papel. As pastas mais conhecidas no mercado são a da Noruega e a pasta de *alfa*, nome que os árabes dão a certas gramíneas do norte de África, variedades de espartos empregados na preparação de cordas e de pasta de papel.

FIM DO 4.º ANO



5.º ANO





## OS METAIS

### 63. Propriedades físicas que caracterizam os metais.

Entre as diferentes substâncias simples ou *elementos* a que nos referimos anteriormente há algumas que designámos pelo nome genérico de *metais*.

Recordemos, ao acaso, os nomes e os símbolos de alguns dos elementos que já encontrámos: o oxigénio (*O*), o *hidrogénio* (*H*), o azoto ou nitrogénio (*N*), o zinco (*Zn*), o ferro (*Fe*), o mercúrio (*Hg*), o enxofre (*S*), o carbono (*C*), o cobre (*Cu*), o fósforo (*P*), o magnésio (*Mg*), o chumbo (*Pb*).

Quais, destes elementos, são *metais*? Instintivamente qualquer de nós separa estes elementos em dois grupos: 1.º grupo dos *metais*: zinco, ferro, mercúrio, cobre, magnésio, chumbo; 2.º grupo dos *não-metais*: oxigénio, hidrogénio, nitrogénio, enxofre, carbono e fósforo.

Mas o que é que nos guiou nesta separação?

É que os metais possuem certas propriedades que prendem em especial a nossa atenção, propriedades que não distinguimos nos elementos *não-metais*, ainda hoje designados pelo nome de *metalóides* (*semelhantes a metais*).

Assim os metáis são sólidos, à excepção do mercúrio, que é líquido à temperatura ordinária; pegando num pedaço de metal temos a sensação da sua consistência; porém *temos a certeza*, sem mesmo experimentarmos, que, se dermos uma martelada num pedaço de enxofre ele se fragmentará e se reduzirá a pó; temos, pelo contrário, *a certeza* que podemos martelar à vontade o ferro, o zinco, o cobre e a maior parte dos metais, que eles não se fragmentam; podem achatar-se, tomar a forma de lâmina, mas *não se quebram*.

Os metais têm, em geral, *brilho*, que adquirem facilmente quando polidos (*brilho metálico*); podem reduzir-se a lâminas, em *laminadores*; isto é, são *maleáveis*; podem estirar-se em fios, fazendo-os passar através de *fieiras* mais ou menos apertadas (*ductilidade*).

Quando reduzidos a fios podem suportar grandes cargas sem se romperem: são *tenazes*; a carga que faz romper um fio de dado diâmetro tem o nome de *carga de ruptura*; dos metais usuais o mais tenaz é o ferro, seguindo-se-lhe o cobre; o chumbo tem fraca tenacidade. O níquel é mais tenaz que o ferro.

Sabemos que se aquecermos uma barra de metal, pegando-lhe por uma ponta, em breve nos queimamos — os metais são *bons condutores do calor* —; sabemos também que eles conduzem a corrente eléctrica — são *bons condutores da electricidade*.

Ora os metalóides não têm, em geral, nenhuma das propriedades características dos metais; por isso se designam por *não-metais*.

#### 64. Observação cuidadosa dos metais usuais.

Se repararmos nos diferentes objectos e utensílios metálicos de que nos servimos diàriamente, notaremos que nem todos são feitos do mesmo metal. Assim uns são de ferro, outros de cobre, de chumbo, de alumínio, etc.



## Ferro

Examinemos com mais atenção alguns objectos de *ferro*: uma tesoura, um canivete bom, uma lâmina de barba, uma chave, uma mola, um pedaço de uma grade de ferro, um prego; todos eles podem *enferrujar* no ar húmido, mas o *ferro* apresenta-se em cada um com aspectos e propriedades diferentes; é que o *ferro puro* não se emprega normalmente no fabrico de utensílios, pois é muito difícil de trabalhar; as peças que nós dizemos serem *de ferro* são realmente constituídas por ligas de ferro e de carbono, as quais, conforme a percentagem de carbono, tomam o nome de *ferro fundido* ou *gusa*, *aço* e *ferro macio*. A tesoura, o canivete, a lâmina de barba, a mola, são de *aço*; a chave e o prego, são de *ferro macio*; o pedaço de grade é de *ferro fundido*. Distinguem-se bem, pelo aspecto, dureza e consistência; assim a chave, de ferro macio, pode ser levada à forja, batida e *caldeada*, isto é, pode soldar-se a si mesmo por martelagem, ao rubro; é o que fazem os ferradores para adaptarem as ferraduras ao casco dos animais.

Já o *aço* e o *ferro fundido* são quebradiços; mas o *aço* pode apresentar-se duro e rígido como o da tesoura ou maleável e flexível como o da lâmina de barba ou o da mola; conforme os instrumentos que se querem fazer, assim se dá *têmpera* ao *aço*.

A *têmpera* consiste em aquecer o *aço* a 900º e arrefecê-lo bruscamente por imersão num líquido; fica muito mais duro mas torna-se frágil e menos maleável. Aquecendo o metal *temperado* e deixando-o arrefecer lentamente (*recozimento*), ele vai retomando as suas propriedades primitivas, de modo que combinando convenientemente a *têmpera* com o *recozimento* consegue dar-se ao *aço* as propriedades exigidas para os variadíssimos usos a que se destina.

## Alumínio

Examinai alguns objectos de alumínio; tomai-lhes o peso sopesando-os na mão; vede que são *muito leves*, ou melhor,

*pouco densos*; a cor branco-acinzentada, muito brilhante, e a densidade bastam para distinguir o alumínio dos outros *metais brancos*. É bom condutor de calor e electricidade.

O alumínio não se altera no ar seco nem no ar húmido; resiste à acção do vinagre e de outros ácidos mas é atacado pelos solutos de soda diluídos.

Pela sua inalterabilidade ao ar, pela sua resistência aos ácidos e pela sua fraca densidade, é o alumínio usado na construção de instrumentos de física e também no fabrico de utensílios de cozinha e peças para automóveis e para aeroplanos.

### Cobre

Raspa com um canivete um fio dos empregados na condução da corrente eléctrica; uma vez destruído o *isolador* (seda, algodão ou cauchu) aparece por debaixo um fio metálico de cor vermelha. É um fio de cobre.

O cobre é um metal de cor vermelha, muito maleável, muito dúctil e tenaz; é um bom condutor do calor e da electricidade; ao ar húmido cobre-se de uma camada esverdeada de um composto de cobre a que se dá vulgarmente o nome de *verdete* ou *azebre*. Se aquecermos o metal em contacto com o ar, enegrece, por se transformar superficialmente em óxido cúprico ( $OCu$ ), o qual já sabemos que é negro.

#### *Experiência:*

Introduzi a ponta de um fio de cobre numa chama; vede que ela toma uma linda cor verde característica. Essa cor denuncia, só por si, a presença do cobre.

O cobre tem inúmeras aplicações, devido não só à sua boa condutibilidade para o calor e para a electricidade, mas também à facilidade com que é trabalhado.

Com o cobre fazem-se caldeiras, alambiques, barras, lâminas e fios para aparelhos eléctricos e para o transporte da energia eléctrica.



## Zinco

O zinco é um metal muito conhecido; é um metal azulado, bastante quebradiço, inalterável ao ar.

O zinco tem inúmeras aplicações e, como é inalterável ao ar, emprega-se para proteger o ferro contra a ferrugem, revestindo as lâminas ou os fios de ferro de uma camada de zinco (*ferro zincado* ou *galvanizado*).

## Chumbo

É com este metal que se fazem os tubos para condução de água e gás, desde o tempo dos Romanos; é também usado no fabrico de selos (*piombi*, donde veio a palavra *plumbum* que deu lugar ao símbolo *Pb*) e como é um metal muito pouco duro é facilmente gravado com um alicate. As companhias do gás e electricidade, das águas, bem como os fabricantes de vários produtos usam na protecção dos aparelhos e embalagens selos de chumbo gravados com as respectivas marcas.

O chumbo risca-se facilmente com a unha; é bastante maleável a frio; é pouco dúctil e pouco tenaz.

Resiste à acção dos ácidos clorídrico e sulfúrico concentrados e frios; dissolve-se, porém, no ácido nítrico.

O chumbo e os seus compostos são tóxicos.

É empregado na indústria química, em instalações onde se produzem substâncias que atacam os outros metais. Assim, por exemplo, usa-se para a construção das *câmaras de chumbo* onde se prepara o ácido sulfúrico.

Com o chumbo fabricam-se tubos para a condução de água ou gases; lâminas e chapas para revestimentos vários; placas para acumuladores, etc.

## Estanho

Todos conhecem o *papel de estanho* que forra o chocolate, os pacotes de chá, os maços de cigarros, etc. Em geral esses invólucros não são *estanho puro*, mas têm grande percentagem de

estanho. É um metal branco, brilhante, com reflexos azulados; tem um cheiro característico que se torna sensível quando esfregamos o metal. Não se oxida no ar seco; resiste à acção do vinagre; por isso é empregado na *estanhagem* de outros metais; o *ferro estanhado* constitui a *folha de Flandres* ou *lata dos funileiros*.

### Crómio e níquel

São metais que, por serem inalteráveis ao ar, se empregam para revestir outros metais, protegendo-os contra a oxidação. A *niquelagem* ou a *cromagem* dos metais, principalmente do ferro, são actualmente usadíssimas; o níquel tem uma cor quase igual à da prata mas tem reflexos amarelados e é bastante denso; o crómio é um metal menos denso e menos brilhante que o níquel mas é fácil de polir e é absolutamente inalterável ao ar. O níquel entra na composição de várias ligas; o crómio é empregado na cromagem de metais e principalmente no fabrico de aços cromados.

### Mercúrio

O mercúrio é o único metal líquido à temperatura ordinária; no século I Dioscórides deu-lhe o nome de *Hidrargirum* (prata líquida) donde lhe provém o símbolo *Hg*.

O mercúrio é usado para encher os reservatórios dos termómetros, dos barómetros, dos manómetros; como lastro emprega-se nos densímetros, se bem que actualmente seja substituído por grenalha de chumbo; é usado nas tinas hidrargiopneumáticas.

O mercúrio é um metal muito curioso que desperta a atenção de todos os alunos; é um líquido, mas *não molha as mãos* nem os vasos onde é contido; ao ver uma tina com mercúrio quem não tem a tentação de meter as mãos dentro dela? Se o mercúrio se derrama sobre uma mesa desfaz-se em pequeninas gotas que correm rapidamente pela mesa; outra tentação: apanhar essas



gotas, o que não é fácil <sup>(1)</sup>. Também é notável a impressão que deixa nos alunos a grande densidade do mercúrio: uma garrafa com meio litro de mercúrio pesa cerca de 7 quilos, pois a densidade do mercúrio em relação à água é 13,6 (1 litro de mercúrio



Fig. 79

pesa 13,600 quilos). Se colocarmos em cima de uma mesa uma garrafa com mercúrio e não estivermos preparados para o esforço que temos de desempenhar, não a levantamos da mesa.

Mesmo à temperatura ordinária o mercúrio emite vapores que atacam todos os metais, incluindo o ouro.

#### *Experiência:*

Deitemos mercúrio num frasco de boca larga e tapemos-lhe a boca com uma lâmina delgada de cobre (Fig. 80). No fim de pouco tempo veremos que a folha de cobre escurece por ter sido atacada pelos vapores de mercúrio. Se esfregarmos, então, a lâmina com um pano bem seco veremos que ela fica branca e espelhenta. O mercúrio formou com o cobre uma liga (*amál-gama*) branca.

---

<sup>(1)</sup> Usam-se pinças especiais para apanhar as gotas de mercúrio (Fig. 79).

*Nota.* Observar-se-iam fenómenos análogos pondo o mercúrio ou os seus vapores em contacto com diversos metais. Formar-se-iam as respectivas amálgamas, *todas brancas*; e, se acção do mercúrio fosse prolongada ou se deitássemos os metais dentro do mercúrio, no fim de algum tempo ficariam completamente trans-



Fig. 80

formados em amálgamas correspondentes, todas brancas, mas muito menos fluidas que o mercúrio.

O ferro resiste, contudo, à acção do mercúrio, o que explica o uso de garrafas de ferro para guardar o mercúrio.

## 65. Prata, ouro, platina e tungsténio.

A prata encontra-se, no estado nativo, em filões, em geral acompanhada de outros minerais argentíferos e mesmo de ouro. É também abundante sob a forma de sulfureto,  $S Ag_2$ , ou *argirose*.

É o metal que é capaz de obter mais brilho, por polimento; é branca com reflexos amarelados, sonora, muito maleável e ductil; conduz óptimamente o calor e a electricidade.

A prata é empregada para recobrir objectos metálicos; usa-se também no fabrico de diversas ligas, como a liga das moedas, a das baixelas, etc.

O ouro encontra-se principalmente no estado nativo, contendo quantidades variáveis de prata e pequenas quantidades de ferro, cobre, e por vezes mercúrio, chumbo, platina, etc.



Pode constituir filões auríferos nas rochas quartzíferas, ou apresentar-se sob a forma de pó, palhetas, escamas ou massas compactas (pepitas) nos terrenos de aluvião.

O outro puro é um metal amarelo claro, de fraca dureza e grande densidade ( $d=19,5$ ); é o mais maleável e o mais ductil de todos os metais; com o ouro podem obter-se folhas com um décimo milésimo de milímetro de espessura. Assim laminado, tem a cor verde, por transparência, e amarelo-avermelhada, por reflexão.

O ouro é um metal que não é atacado nem pelo oxigénio, nem pelos ácidos clorídrico, sulfúrico e nítrico; resiste também à acção dos solutos de soda.

O ouro recebeu, por isso, o nome de *metal nobre*; o mercúrio, a prata, a platina, são também considerados como metais nobres.

O cloro e o bromo atacam facilmente o ouro; mas o seu dissolvente principal é a *água régia*, mistura de ácido clorídrico e ácido nítrico, assim chamada por dissolver o *rei dos metais*. O ouro fica transformado em cloreto aurico,  $Cl_3 Au$ .

É empregado no fabrico de objectos de luxo e no das moedas de ouro.

A platina encontra-se no estado nativo, sob a forma de grânulos e lâminas, raras vezes em pepitas de grandes dimensões. Junto com a platina encontram-se sempre outros metais, como o irídio, o paládio, e, por vezes, o ouro.

A platina é um metal nobre; branco, com reflexos acinzentados; menos brilhante que a prata; muito maleável e ductil, reduzida a pó fino, por precipitação dos seus sais, tem a cor negra (*negro de platina*); pode obter-se em massas ou flocos negros (*esponja de platina*).

O negro e a esponja de platina têm a propriedade de favorecerem certas oxidações: são, pois, catalizadores.

A platina tem inúmeras aplicações em várias indústrias; emprega-se também em joalheria.

O tungsténio ou volfrâmio é um metal de grande densidade, muito duro, difficilmente fusível, que se extrai da volframite.

É inatacável pelos ácidos e inalterável ao ar; metal muito dúctil, é empregado para fazer os fios finos das lâmpadas de incandescência; pela sua dureza entra na preparação de vários aços.

## 66. Observação cuidadosa dos minérios portugueses mais importantes.

Sabe-se da Mineralogia que poucos são os metais que se encontram no estado nativo; a grande maioria encontram-se sob a forma de compostos naturais ou minérios de onde se extraem por processos apropriados.

Em Portugal encontram-se:

### Na Metrópole

a) *Minérios de ferro*: a *magnetite* ou *pedra de íman*, que se encontra no distrito de Leiria e também nas «*Minas de ferro de Montemor-o-Novo*», nomeadamente nas minas da Nogueirinha, Defesa e Serrinha; a *hematite* abunda nos distritos de Bragança (Moncorvo), Beja, Évora, Lisboa e Setúbal e a *limonite*, em geral, nas zonas mineiras de *hematite*.

b) *Minério de estanho*. A *cassiterite* abunda nas regiões graníticas, nos distritos de Bragança, Vila Real, Viana do Castelo, Porto, Guarda, e também nas aluviões do Mondego e do Zêzere.

c) *Minério de chumbo*. A *galena* nas minas do Braçal e também em Trás-os-Montes Beiras e Alentejo.

d) *Minério de cobre*. A *pirite de cobre* ou *calcópirite* encontra-se associada à *pirite*, no Alentejo; e também no distrito de Bragança.

e) *Minério de zinco*. A *blenda* nas minas do Palhal, do distrito de Aveiro.

f) *Minério de volfrâmio*. A *volframite*, que se encontra principalmente nos distritos de Viseu, Aveiro, Guarda e Castelo Branco.



## No Ultramar

Em Angola os minérios mais importantes são os de cobre, explorados no distrito do Congo, nas minas do Bembe, e também os jazigos de Zenga, Golungo-Alto, Bero, etc.; os minérios de ferro exploram-se nas minas de Mombaça, Calunga, Oeiras, Cubango; há também jazigos de chumbo argentífero em Caxibo e Cuio; o manganésio, o estanho, o urânio, o ouro de aluvião (rios Ochitanda, Cuelai e outros), etc., estão ainda mal localizados.

Em Moçambique abundam os minérios de ferro, hematite e magnetite na Zambézia, em Tete e em Carinde, a pouca distância de jazigos de carvão, o que lhe aumenta a importância económica. O cobre existe nas faixas, cupríferas do vale do Zambeze, nas minas de calcopirite de Manica, etc.; o minério de estanho (cassiterite); a galena argentífera e aurífera; os minérios de urânio e de outros metais radioactivos; a bauxite (minério de alumínio) e outros, têm também sido encontrados.

Tem-se procedido actualmente a investigações mineiras nas várias províncias do Ultramar, mas a exploração e a lavra das minas é ainda muito reduzida.

### 67. Ligas metálicas mais vulgares. Sua composição qualitativa.

Nem todos os metais podem ser aplicados industrialmente no estado de pureza; uns são difíceis de moldar por fundirem a temperaturas elevadas ou não aderirem bem aos moldes; outros por não terem dureza conveniente são difíceis de trabalhar à lima ou ao torno.

Os metais têm, porém, a propriedade de se poderem misturar e, nalguns casos, combinar uns com os outros, formando *ligas metálicas* que se obtêm fundindo juntamente dois ou mais metais. A percentagem em que cada metal entra na liga depende das aplicações a que ela se destina.

O cobre é o metal que entra na maioria das ligas metálicas; as moedas de cobre são ligas de cobre, estanho e zinco; as de prata, cobre e prata; as de ouro, cobre e ouro; aliado à prata e ao ouro constitui o ouro amarelo, o outro branco, etc., usados em joalheria; mas as ligas de cobre mais importantes na indústria são os *latões*, ligas de cobre e zinco de variado emprego, e os *bronzes*; o *bronze ordinário* (cobre e estanho) emprega-se no fabrico de medalhas, engrenagens, sinos, etc.; o *bronze de alumínio* (cobre e 10 % de alumínio), de cor de ouro, usado em vários utensílios e em joalheria; o *duralumínio* (cobre e 3 a 6 % de alumínio), muito leve e resistente, usado em construções de automóveis e peças de aviões; os *metais brancos* tipo *mailechort* industrial são ligas de cobre, níquel e zinco usadas em artigos caseiros, por serem duras e inalteráveis; basta 15 a 20 % de níquel para fazer desaparecer a cor vermelha do cobre.

A *liga dos caracteres de imprensa* é uma liga de chumbo, antimónio e estanho; o *chumbo de caça* (chumbo e 0,5 % de arsénio), a *solda* dos soldadores (chumbo e estanho), são ligas metálicas de grande importância industrial.

## 68. O sódio e o potássio.

Os compostos de sódio e de potássio foram conhecidos da antiguidade; os Egípcios extrairam das águas do mar o sal marinho e o carbonato de sódio ou *nitrum*. Lavoisier predisse a existência do metal sódio; mais tarde Davy, em 1807, obteve o sódio e o potássio por electrólise dos seus hidróxidos fundidos. O símbolo *Na* escolhido para o sódio provém da palavra latinizada *Natrium*; o nome *potássio* deriva do termo francês *potasse*, mas o seu símbolo *K* provém da palavra *Kali* ou da latinizada *Kalium*.

As propriedades do sódio e do potássio são bastante análogas.



## Sódio

Metal extremamente oxidável, só se encontra no estado de combinação. O cloreto de sódio dissolvido nas águas dos mares e das fontes salgadas constitui o *sal marinho*; existe também em jazigos subterrâneos, no estado sólido, tomando então o nome de *sal gema*. O nitrato do sódio ou *salitre do Chile* forma abundantes jazigos no Chile e no Perú. Estes dois sais são os compostos mais importantes do sódio e deles se parte para obter todos os outros.

O sódio é um metal branco prateado, muito brilhante quando é recentemente cortado, perdendo rapidamente o brilho por se oxidar no ar. Por isso deve ser conservado debaixo de líquidos que não tenham oxigénio, como o petróleo ou o óleo de parafina, que o conserva brilhante durante muito tempo, evitando a formação da crosta amarelo-escura que lhe tira o aspecto metálico.

É menos denso que a água; é um *metal leve*.

### Observação:

Costuma dar-se o nome de *metais leves* aos metais cuja densidade é inferior a 4; e *metais pesados* aos restantes.

O sódio tem grande afinidade para o oxigénio; arde no ar com chama amarela, produzindo óxido de sódio de fórmula  $ONa_2$ ; se o inflamarmos no seio do oxigénio obtém-se a mistura deste óxido com o peróxido de sódio  $O_2Na_2$ , que predomina.

### Experiência:

Tomai numa cápsula (Fig. 81) um pedacinho de sódio metálico, bem limpo do seu óxido, e aquecei a cápsula brandamente. Notai que o sódio começa a fundir nos bordos e em breve se transforma num líquido espelhento. Continuai o aquecimento: vede que o sódio aquece sem se inflamar. Fazei agora chegar à superfície do sódio um jacto de oxigénio: vede que o sódio se inflama ardendo com chama amarela intensa, transformando-se em óxidos de sódio.

O sódio é capaz de se apoderar do oxigénio que se encontre combinado com outros elementos; é, pois, um *reductor* enérgico.

Assim, o sódio apodera-se do oxigénio da água pondo em liberdade o hidrogénio e transformando-se em *hidróxido de sódio*,  $(OH) Na$ .

*Experiência:*

Cortai com uma faca um pedacito de sódio e, depois de desembaraçado do seu óxido, deitai-o numa tina com água (Fig. 82). Notai como o sódio flutua e se desloca rapidamente sobre a água. Chegai um pauzito em chama perto do pedaço de sódio em



Fig. 81



Fig. 82

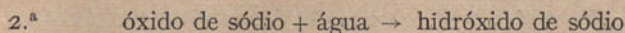
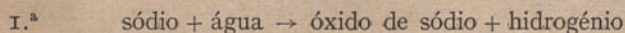
movimento; vede que em volta do sódio se forma uma chama amarelo-intenso. Quando a reacção termina ouvem-se ligeiras explosões; todos estes fenómenos se passam num intervalo de tempo menor que o necessário para os descrever.

Como explicar o que observastes? O sódio, menos denso que a água (pois flutua na água) reage exotérmicamente com esta e produz um gás invisível, mas inflamável, o qual se desenvolve continuamente por debaixo do pedaço de sódio, provocando assim o seu deslocamento.

Esse gás pode receber-se num tubo de ensaio invertido sobre o sódio, reconhecendo-se então que é gás hidrogénio. A cor ama-



relada da chama é devida à presença dos vapores de sódio que comunicam às chamas essa cor. As explosões finais explicam-se pelo contacto súbito do glóbulo incandescente do sódio restante (ou do seu óxido) com a água, parte da qual se reduz a vapor e pode ser projectada para fora da tina. Podem admitir-se as reacções:



O líquido da tina fica constituído por um soluto de soda cáustica.

### Potássio

O potássio não se encontra no estado livre na natureza; no estado de combinação entra na constituição de mais de 2 % da crosta terrestre. Encontra-se sob a forma de cloreto de potássio e magnésio (*carnalite*) nas salinas de Stassfurt; sob a forma de nitrato constitui o *salitre de potássio*; sob a forma de silicatos entra na constituição dos feldspatos, micas, etc.

Dissolvido nas águas do mar, sob várias formas; sob a forma de carbonato existe nas cinzas dos vegetais.

O potássio recentemente cortado é um metal branco prateado, brihante; ao ar torna-se azul escuro e por fim cobre-se de uma camada cinzenta; é mole como a cera, cristalizável; os seus vapores são esverdeados, ardem no ar com chama violácea e atacam o vidro. O potássio é menos denso que a água; é um metal leve.

É um metal ainda mais oxidável que o sódio, com o qual apresenta grandes analogias. Tem grande afinidade para o oxigénio, do qual se apodera roubando-o até, às combinações oxigenadas, como a água, os óxidos, etc.

Por esta razão deve ser conservado debaixo de líquidos *não oxigenados* (petróleo, parafina líquida ou óleo de parafina).

A acção do potássio sobre a água é mais enérgica que a do sódio.

*Experiência:*

Deitai água num copo de vidro (convém que o copo seja alto); cortai depois com uma faca um pedacito de potássio. Lançai, com cuidado, o pedacinho de potássio (que segurareis com uma pinça) dentro de água (*Fig. 83*): vede que flutua na água e se agita rapidamente no líquido, formando-se uma chama.



Fig. 83

violácea ao contacto do potássio com a água. Por fim notai uns pequenos estalidos, acompanhados de projecção de algumas gotas líquidas (**cuidado com os olhos**) e deixa de haver chama; na água ficou dissolvido o *hidróxido de potássio*, composto de oxigénio, hidrogénio e potássio.

A cor violácea desta chama é devida à presença de vapores de potássio.

*Conclusão:* O potássio é *menos denso* que a água (visto que flutua); ao contacto com a água *reage enérgicamente*; desloca-se (?) e inflama-se (?). É *natural* que a água se tenha decomposto.



*Por esclarecer:* porque se move o bocadinho de potássio? porque há chama? o que está a arder?

*Experiência:*

Modificai agora a experiência anterior tentando evitar que haja combustão; para isso cortai outro pedaço de potássio e enrolai-o num bocadito de rede de cobre; colocai um funil pequeno dentro do copo com água (*Fig. 84*) de modo que fique **todo** mergulhado na água; enchei um tubo de ensaio com

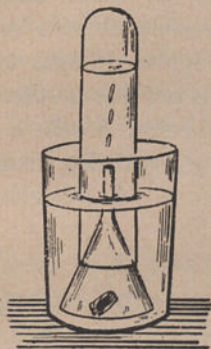


Fig. 84

água e colocai-o sobre o funil. Com cuidado, deitai na água a rede que contém o potássio; *irá para o fundo*; cobri-a então com o funil. Vede que há formação de um gás que sobe pelo funil e se vai acumulando no tubo de ensaio; já não há combustão; deixai acabar a libertação gasosa, tirai o tubo *cheio do gás invisível* de dentro de água e aproximai a boca do tubo de uma chama: o gás arde e é provável que ouçais o *silvo característico* do hidrogénio (se o tubo não estiver cheio de gás ouvireis com certeza esse silvo).

*Conclusão:* O potássio reage com a água libertando hidrogénio, o qual só pode provir da água; o potássio *movia-se* na

1.<sup>a</sup> experiência *porque o hidrogénio* que se formava *o fazia deslocar* sobre a água; o que *ardia* era o hidrogénio, que se inflamava *pelo calor libertado na reacção*; havia *chama* porque o hidrogénio é um gás combustível; a cor *violácea* é devida à presença de vapores de potássio.

#### *Observação:*

Evaporemos numa cápsula uma porção do soluto de soda (ou de potassa) obtido na reacção anterior do sódio (ou do potássio) sobre a água; no fundo da cápsula obtém-se uma substância branca. É a soda cáustica (ou a potassa cáustica); são substâncias muito ávidas de água absorvendo a humidade do ar; atacam a pele e por isso se dizem *cáusticas*; absorvem também o anídrido carbónico. A soda e a potassa cáusticas são moldadas em cilindros e guardadas em frascos de vidro hermêticamente fechados.

### **69. Solutos alcalinos. Noção de base.**

#### *Experiência:*

Deitemos num tubo de ensaio um pouco de água destilada e juntemos-lhe, em seguida, uma ou duas gotas de um soluto alcoólico e incolor de *fenolftaleína*; o líquido fica incolor e ligeiramente opalescente. Deitemos agora, no líquido uma pequena porção de soluto de soda (ou de potassa) obtido nas experiências anteriores.

Veremos que o líquido toma rapidamente uma cor vermelho-rosada.

Repitamos a experiência juntando à água destilada umas gotas de fenolftaleína e depois um pedacito de soda cáustica ou da potassa que obtivemos por evaporação dos solutos anteriores. Veremos que, ainda neste caso, o líquido toma a cor rosada.



- Resultado idêntico se obteria se empregássemos a água de cal, já nossa conhecida.

Dá-se o nome de *soluções alcalinas* aos solutos que avermelham a solução de fenolftaleína; por sua vez, diz-se que a solução de fenolftaleína é *um reagente indicador* porque *indica* se um soluto é ou não *alcalino*.

Há vários outros reagentes indicadores, como por exemplo a *tintura de tornassol*.

Dá-se o nome de *base* às substâncias compostas de oxigénio, hidrogénio e metal, como os hidróxidos de sódio, de potássio e de cálcio (*cal apagada*), as quais dão solutos aquosos que avermelham a solução alcoólica de fenolftaleína.

Alguns hidróxidos podem provir directamente da reacção de um óxido com a água, como acontece com os hidróxidos de potássio, de sódio e de cálcio; diz-se *impròpriamente* que os seus óxidos *são solúveis* na água, o que não é verdade, pois, se evaporarmos o soluto resultante obtemos os *hidróxidos e não os óxidos* de que partimos.

Muitos hidróxidos são insolúveis na água; dos solúveis conhecemos já os de potássio e de sódio (bases *alcalinas*) e o de cálcio (base *alcalino-terrosa*). Os óxidos que dão origem a estas bases dizem-se *óxidos básicos*. A maior parte dos óxidos nem se dissolvem (*insolúveis*) nem reagem com a água.

## OS METALÓIDES

### 70. Como se distinguem dos metais. Citação dos metalóides já conhecidos dos anos anteriores.

Já vimos quando estudámos os metais que estes possuem muitas propriedades físicas comuns, ao contrário do que acontece com outros elementos, os *não-metals* ou *metalóides*.

Assim, ao passo que os metais são sólidos (à excepção do mercúrio), os metais podem apresentar-se no estado sólido, líquido ou gasoso.

Dos metalóides que já encontramos são gasosos o oxigénio, o hidrogénio, o nitrogénio, o cloro; o bromo é o único metalóide líquido à temperatura ordinária; os outros metalóides como o iodo, o enxofre, o fósforo, o arsénio, o carbono, são sólidos. Todos eles apresentam entre si diferenças notáveis.

Vimos que os metais se podem combinar uns com os outros para formarem ligas, as quais não perdem o carácter metálico; o mesmo não acontece com as combinações dos metalóides entre si e dos metalóides com os metais; assim, por exemplo, nada há de parecido entre a água, e o oxigénio e o hidrogénio que a formam; entre o óxido de cobre, e o oxigénio e o cobre que o constituem.



Mais tardes veremos que há outras propriedades verdadeiramente características, tanto para os metais como para os metalóides.

Vamos estudar em especial o enxofre e o fósforo.

## 71. Enxofre.

### Extracção e propriedades físicas

O enxofre é conhecido desde a mais remota antiguidade, e foi empregado como medicamento, como descorante, etc. Lavoisier reconheceu-o como um elemento.

O enxofre encontra-se no *estado nativo* formando depósitos consideráveis nas proximidades de vulcões extintos; é muito abundante nas *sulfataras* da Sicília e da Islândia, misturado com argilas, gesso e sal marinho. Últimamente descobriram-se jazigos importantes de enxofre quase puro nos estados do Texas e da Louisiana (América do Norte) e no Cáucaso. O enxofre encontra-se também sob a forma de sulfuretos, sulfatos e outros compostos importantes.

### Extracção

O enxofre nativo é separado das matérias que o acompanham, *por fusão* ou *por destilação*.

Nos processos por fusão usados na Sicília fazem-se pilhas ou *medos* com o mineral; abrem-se chaminés no meio dos medos e por elas se comunica fogo a toda a massa; tapam-se depois as aberturas. O calor da combustão faz fundir grande parte do enxofre, que corre por um plano inclinado.

Usam-se também processos mais aperfeiçoados, nos quais se empregam fornos especiais chamados «*calcaroni*» que dão um rendimento de 50 %, e fornos de ferro nomeados «*frizoni*» que elevam o rendimento a 70 %.

Na Louisiana usa-se, há muito, o *processo de Frasch* ou outros dele derivados. Fundamentalmente, consiste o processo

em abrir um furo de sonda por onde se introduz um tubo de ferro de 25 centímetros de diâmetro, o qual penetra 3 a 4 metros no minério; dentro deste tubo há dois tubos concêntricos de diâmetros 15 centímetros e 2 a 3 centímetros (*Fig. 85*).

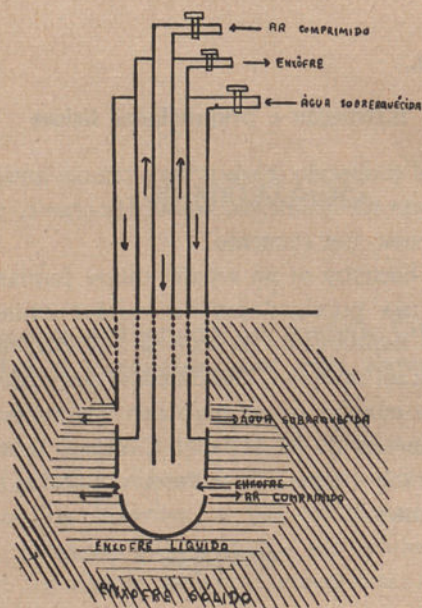


Fig. 85

Faz-se penetrar no minério vapor de água a 160° pelo tubo maior; o enxofre funde e é expellido pelo tubo central por um jacto de ar comprimido injectado pelo tubo médio.

Este método tem sido actualmente bastante aperfeiçoado, com o fim de evitar o desmoronamento dos terrenos que encaixam o enxofre.

Os processos *por distilação* são empregados na exploração de minérios mais pobres; neles usam-se retortas de fundição conhecidas pelo nome de «*doppioni*», as quais são aquecidas em fornos ditos *de galera*.



### Refinação do enxofre

O enxofre que se obtém dos *calcaroni*, dos *frizoni* ou dos *doppioni* não é puro e dá-se-lhe o nome de enxofre *bruto* ou do comércio; contém 88 a 96 % de enxofre e a sua cor varia do amarelo de âmbar ao amarelo escuro.

Purifica-se o enxofre bruto por *refinação*, operação que consiste em fundir o enxofre, reduzi-lo a vapor e condensar em seguida esse vapor; o líquido obtido é recolhido em moldes cilíndricos, se se deseja o enxofre em *canudos*, ou é obrigado a condensar sobre as paredes resfriadas de uma câmara de condensação (câmara de *Michel*), obtendo então uma poeira fina, cristalina e amarelada, conhecida pelo nome de *flor de enxofre*.

### Propriedades físicas

O enxofre ordinário é uma substância sólida, cor de limão, inodora, insípida e muito frágil; é mau condutor do calor e da electricidade; a sua densidade em relação à água é 2,06; funde a 117° (1.ª fusão), constituindo um líquido amarelo que a 220° se torna vermelho escuro, perde a fluidez e fica viscoso, quase sólido; continuando o aquecimento torna-se novamente fluido (2.ª fusão) e a 448° entra em ebulição, emitindo vapores amarelado-alaranjados que a 500° mudam de cor e são vermelhos.

A densidade do vapor de enxofre diminui quando a temperatura aumenta. O enxofre ordinário é insolúvel na água, pouco solúvel no álcool e no éter, bastante solúvel no *sulfureto de carbono*.

### Variedades de enxofre

O enxofre pode apresentar-se sob várias formas ou variedades *alotrópicas*. As variedades alotrópicas de um elemento têm propriedades diferentes. Mais tarde estudaremos a razão desse fenómeno.

*Experiência:*

Aqueci brandamente num tubo de ensaio um pouco de enxofre; vereis que no princípio da 1.<sup>a</sup> fusão o enxofre se transforma num líquido amarelo (a temperatura não deve elevar-se acima de 117°) muito fluido; continuei o aquecimento; vereis que o líquido começa a escurecer e no fim de algum tempo torna-se vermelho e viscoso; invertei agora o tubo de ensaio: vereis que o enxofre fica agarrado às paredes do tubo e não cai.

Continuei o aquecimento, elevando progressivamente a temperatura; notai que o enxofre, conservando a cor vermelho-escuro, se torna outra vez muito fluido e entra em ebulição (2.<sup>a</sup> fusão).

Vasai o conteúdo do tubo numa tina com água: verificareis que o enxofre solidifica, numa massa amorfa, vermelho-escuro, mole e elástica, podendo, por tracção, reduzir-se a fios. É o *enxofre amorfo*, *enxofre mole* ou *cauchu mineral*, parcialmente insolúvel no sulfureto de carbono.

O enxofre ordinário transformou-se em *enxofre amorfo mole* desdobrável pelo sulfureto de carbono em duas variedades: *enxofre mole*, *solúvel* no sulfureto de carbono, e *enxofre mole*, *insolúvel* no sulfureto de carbono.

Durante a 1.<sup>a</sup> fusão o enxofre apresenta-se líquido, *amarelo*, *fluido*; depois torna-se num líquido *vermelho viscoso*.

Experimentemos fazer cristalizar o enxofre, dissolvendo-o em sulfureto de carbono e deixando evaporar lentamente a solução na chaminé (*cristalização por via húmida*).

Obteremos pequenos cristais amarelos, de aspecto vítreo, que, observados com uma lupa, se reconhece terem a forma de bipirâmides quadrangulares de base rômica. É o enxofre *ortorômico* imprópriamente designado pelo nome de *enxofre octaédrico*.

Se fundirmos agora numa cápsula o enxofre ortorômico, o enxofre ordinário ou o enxofre mole, até se obter um líquido



bem fluido e se depois deixarmos arrefecer a massa lentamente, notaremos que se forma uma crosta superficial. Furemos essa crosta em dois pontos, esgotemos por eles o enxofre que está ainda no estado líquido e deixemos continuar o arrefecimento. Arranquemos então a crosta: notaremos que se formam cristais de enxofre (*cristalização por via seca*), com o aspecto de *prismas oblíquos de base rômbrica*. É o enxofre *prismático* ou *monoclínico*.

O enxofre é uma substância *dimorfa*, isto é: cristaliza em dois sistemas cristalinos diferentes.

#### *Conclusão:*

As variedades mais importantes do enxofre são pois: no estado sólido, o enxofre amorfo solúvel no sulfureto de carbono, o enxofre amorfo insolúvel no sulfureto de carbono, o enxofre ortorrômbrico e o enxofre monoclínico; no estado líquido, o enxofre amarelo, fluido, e o enxofre vermelho-escuro, viscoso.

Estas variedades são transformáveis umas nas outras; a variedade estável à temperatura ordinária é a ortorrômbrica.

### **Sulfureto de carbono. Preparação e poder dissolvente**

O sulfureto de carbono é um líquido incolor, muito fluido e inflamável, que se obtém, no estado de vapor, fazendo passar vapor de enxofre sobre carvão incandescente. Quando não está purificado tem cheiro desagradável e uma cor amarelada. É mais denso que a água e muito pouco solúvel nela. Os seus vapores são muito inflamáveis e tóxicos; é usado como insecticida para matar as traças e tinhas dos cereais. É um bom dissolvente do enxofre, do fósforo, do iodo, resinas, gorduras, caucho, etc., tendo por isso larga aplicação em várias indústrias.

### Combustão do enxofre

Quando aquecemos um pedaço de enxofre até à 2.<sup>a</sup> fusão obtemos vapores de enxofre que são combustíveis e ardem no ar com chama azul; ao mesmo tempo espalha-se no ambiente um gás invisível, de cheiro sufocante, que tem o nome de *gás sulfuroso*.

Vimos já que, quando o enxofre arde no seio do oxigénio, a chama era mais viva e dentro do frasco onde se fez a combustão formavam-se fumos branco-amarelados, constituídos, principalmente, pelo vapor do enxofre desenvolvido à temperatura da reacção. Notou-se ainda o cheiro sufocante do gás sulfuroso.

Adiante veremos como se podem caracterizar os produtos da combustão.

### Importância industrial do enxofre

No comércio encontra-se o enxofre em canudos, o enxofre moído e a flor de enxofre; em farmácia, o enxofre sublimado e bisublimado quimicamente puros.

É empregado no fabrico do ácido sulfúrico, da pólvora negra, dos fósforos, do sulfureto de carbono; da ebonite e dos corantes; usado na vulcanização do caucho; como anticriptogâmico, na sulfatação das vinhas, etc. Em medicina usa-se o enxofre em pomada, como específico das doenças de pele e contra a sarna.

## 72. Fósforo.

### Estado natural e extracção

O fósforo foi descoberto na urina, em 1669, por Brand; em 1680 Boyle conseguiu também extrair o fósforo da urina. Mais tarde (1769) Scheele extraiu o fósforo dos ossos por um processo que ainda hoje é empregado.



Da descoberta de Brand ao processo Scheele decorreu, pois, um século de investigações.

Devido à sua facilidade de oxidação o fósforo não se encontra na natureza no estado livre; é, porém, muito abundante sob a forma de *fosfatos* (compostos de fósforo, oxigénio e metal) de *cálcio*, os quais entram na constituição dos ossos, existindo também em jazigos minerais.

Durante muito tempo o fósforo foi extraído exclusivamente dos ossos por vários processos (Scheele, Coignet, etc.). Actualmente empregam-se na grande indústria, os fosfatos minerais.

Em todos os processos o fósforo é obtido por redução do fosfato pelo carvão; o fosfato e o carvão, finamente pulverizados, são introduzidos em grandes retortas de barro refractário, aquecidas em fornos especiais; os vapores de fósforo saem das retortas e vêm condensar-se na água contida em recipientes de ferro.

### Fósforo branco e fósforo vermelho. Propriedades

O fósforo ordinário é uma substância sólida, cristalina e transparente, incolor ou ligeiramente amarelada, mole, de cheiro desagradável a alho (cheiro *aliáceo*). É insolúvel na água, pouco solúvel no álcool e no éter, muito solúvel no sulfureto de carbono. Emite luz, às escuras, propriedade que lhe deu o nome (*trago luz*); inflama-se a 40°, funde a 44° e entra em ebulição a 290°, transformando-se em vapor incolor. O fósforo é um veneno violento: o fósforo ordinário ou branco transforma-se pela acção do calor ou da luz solar, numa variedade alotrópica — o *fósforo vermelho ou amorfo*, substância opaca, vermelha, dura, quebradiça, inodora, insolúvel no sulfureto de carbono; não emite luz às escuras; inflama-se a 240°; sublima sem fundir; não é tóxico.

O fósforo vermelho pode contudo transformar-se totalmente em fósforo ordinário; fósforo vermelho e fósforo ordinário são, pois, duas variedades alotrópicas da mesma substância — o fósforo.

O fósforo ordinário oxida-se lentamente ao ar combinando-se com o oxigénio; vimos já que o fósforo ordinário arde no seio do oxigénio produzindo anidrido fosfórico,  $P_2O_5$ .

O fósforo combina-se igualmente com o hidrogénio, com o bromo, com o iodo e com o enxofre.

O fósforo vermelho combina-se também com todas as substâncias citadas, *mas as suas reacções são menos violentas.*

De todas as afinidades químicas do fósforo a mais notável é a sua afinidade para o oxigénio.

#### *Experiência:*

Cortai um pedacito de fósforo branco e deitai-o dentro de um balão com água (*Fig. 86*); aquecei a água de modo a fazer fundir

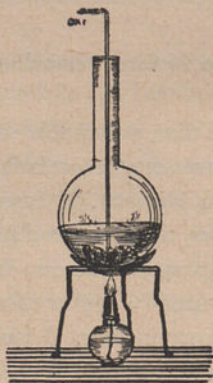


Fig. 86

o fósforo; fazei passar em seguida no líquido uma corrente de oxigénio do gasómetro: vereis que ao contacto com o oxigénio, as partículas do fósforo se inflamam *mesmo debaixo de água.* Pelo colo do balão vereis sair fumos brancos de anidrido fosfórico.



### Aplicação do fósforo

O fósforo é empregado no fabrico dos palitos fosfóricos ou fósforos amorfos; a cabeça do palito é formada por uma pasta especial *que não contém fósforo* e que se inflama quando se esfrega na *lixa* da caixa. A *lixa* é constituída por uma massa em cuja composição entra o fósforo vermelho.

O fósforo branco emprega-se na preparação de pasta para matar ratos; usa-se também nos laboratórios, onde é conservado debaixo de água previamente fervida e em frascos de rolha esmerilada.

### 73. Os produtos da combustão do enxofre e do fósforo, no ar ou no oxigénio. Noção de anídrido.

Sabemos que o enxofre e o fósforo ardem no seio do ar e, mais vivamente, no seio do oxigénio e dão origem a compostos binários oxigenados aos quais demos o nome de *anídridos*. Recordemos, rapidamente, as experiências de comburência que então fizemos.

#### I — *Combustão do enxofre no oxigénio.*

Enchemos um frasco com oxigénio, deixámos uma pequena porção de água no fundo e introduzimos no oxigénio uma colher de combustão na qual tínhamos previamente inflamado um pedaço de enxofre.

Recordai que a chama azul do enxofre se tornou muito mais brilhante; a atmosfera do frasco encheu-se de fumos de vapor de enxofre ao mesmo tempo que se produzia um gás *invisível* de cheiro sufocante a *enxofre queimado*.

Esse gás era o anídrido sulfuroso,  $SO_2$  que se dissolvia na água do frasco.

Repitamos a experiência queimando um pouco de enxofre num frasco cheio de ar e com um pouco de água no fundo. Ter-

minada a combustão tapemos o frasco e agitemos a água de modo a dissolver o gás sulfuroso que se formou. Deitemos, então, na água uma porção de *tintura azul de tornassol* que já sabemos ser um *reagente indicador*. Vede que a tintura azul *avermelhou* ao dissolver-se no soluto do gás sulfuroso. Diz-se que o soluto é *um soluto ácido*.

## 2) Combustão do fósforo no oxigénio.

Coloquemos dentro do frasco que contém o oxigénio e um pouco de água, uma colher de combustão com um pedacito de fósforo branco, o qual inflamamos dentro do frasco *tocando-lhe* com um arame aquecido no bico de Bunzen (*Fig. 87*). Formam-se



Fig. 87

espessos fumos brancos de vapor de fósforo e de vapor de *anidrido fosfórico*; no fim da combustão esses vapores dissolvem-se pouco a pouco na água; o resíduo do fósforo tem a cor vermelha (o fósforo branco transforma-se em fósforo vermelho pela acção do calor).

Juntemos à água do frasco um pouco de *tintura azul de tornassol*; vede que a tintura *vira ao vermelho*, indicando assim a presença de um *soluto ácido*.



### Noção do anídrido

Dá-se o nome de *anídridos* ou *óxidos acídicos* aos óxidos que reagindo com a água produzem *solutos ácidos*, isto é, solutos que *avermelham a tintura azul de tornassol*.

#### *Experiência:*

Tomai 4 copos de reacção e deitai em cada um deles água destilada e um pouco de tintura azul de tornassol. Juntai ao primeiro uma gota de ácido sulfúrico, ao segundo uma gota de ácido clorídrico, ao terceiro, ácido nítrico ou azótico e ao quarto um soluto de ácido *sulfídrico*. Vede que os três primeiros ácidos fazem *virar* imediatamente a cor da tintura de azul a vermelho; o ácido sulfídrico actua mais lentamente.

Da experiência anterior conclui-se que *todos esses ácidos avermelham a tintura azul de tornassol*.

Notemos, porém, que se o ácido sulfúrico  $SO_4H_2$  e o ácido nítrico  $NO_3H$  se podem formar pela acção dos respectivos anídridos sobre a água, o mesmo não acontece aos ácidos clorídrico  $ClH$  e sulfídrico  $SH_2$ , os quais não possuem oxigénio.

Dá-se o nome de *oxácidos* aos ácidos que têm oxigénio e designam-se por *hidrácidos* os não oxigenados; então o *carácter ácido não depende da existências de oxigénio* mas sim da existência de hidrogénio.

### 74. Acção mútua entre os solutos ácidos e alcalinos. Neutralização. Noção de sal.

#### *Experiência:*

Deitai num copo de pé uma solução diluída de soda cáustica e juntai-lhe uma gotas de tintura de tornassol (*Fig. 88*).

Deixai cair, gota a gota, sobre o soluto de soda, o ácido clorídrico diluído, contido numa bureta. Vede que, quando a

gota de ácido cai na superfície da soda, forma uma mancha vermelha que desaparece imediatamente.

Continuai a deixar gotejar o soluto de ácido: num dado momento todo o líquido ficará vermelho, indicando que toda a soda foi *saturada* ou *neutralizada* pelo ácido. Se evaporardes o

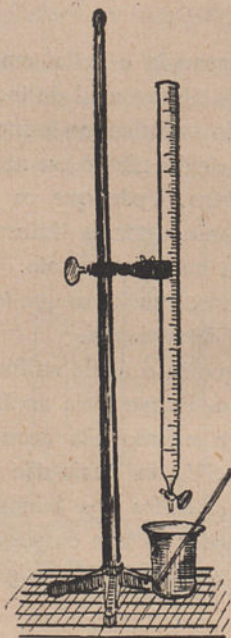


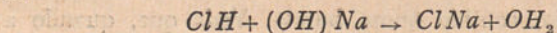
Fig. 88

soluto até à secura e examinardes ao microscópio os cristais obtidos, verificareis que são cristais de cloreto de sódio, idênticos aos que já deveis ter observado nas aulas experimentais.

A reacção que se passou pode traduzir-se pela equação:

ácido clorídrico + soda  $\rightarrow$  cloreto de sódio + água

ou





É a reacção que traduz o fenómeno da *neutralização*: «quando um ácido reage com uma base forma-se um *sal* e água». (Lei de *Bertholet*).

Dá-se, pois, o nome de *sal* ao produto que resulta da *neutralização* de um soluto ácido por um soluto alcalino.

*Observação:*

Como vimos, os reagentes indicadores tomam cores diferentes conforme estão em meio ácido ou em meio alcalino; a tintura de tornassol é vermelha em presença de um excesso de ácido e azul em presença de um excesso de base. Nos laboratórios usa-se vulgarmente a *tintura sensível de tornassol*; tem a cor violácea: uma gota de ácido fá-la virar ao vermelho; uma gota de soluto alcalino vira-a ao azul.

A fenolftaleína é *incolor* em presença dos ácidos e *vermelho-rosada* em presença das bases; é o indicador mais sensível para os solutos alcalinos (*não carbonatados*).

## NOMENCLATURA DOS ÓXIDOS, ÁCIDOS, BASES E SAIS. SAIS NEUTROS E SAIS ÁCIDOS.

### 75. Óxidos.

Chamámos *óxidos* aos compostos binários, oxigenados, e dividimo-los em dois grupos:

a) *Óxidos acidícos* ou *anídridos*, aqueles que, reagindo directa ou indirectamente, com a água se transformavam em *ácidos*: anídrido fosfórico, anídrido sulfuroso.

Os anídridos reagem com as *bases* (N.º 76) para formarem *sais*.

b) *Óxidos básicos*, aos que, por reacção com a água forneciam um soluto alcalino: óxido de potássio, de sódio.

Os óxidos básicos reagem com os ácidos formando *sais*.

Há contudo, óxidos que, como o óxido de zinco, *OZn*, se comportam como anídridos em *presença das bases* e como óxidos em *presença dos ácidos*.

Estes óxidos recebem o nome de *óxidos indiferentes*.

1) O nome do anídrido forma-se a partir do nome do metalóide, ao qual se dá a terminação *ICO* se houver um só anídrido desse metalóide; ou as terminações *OSO* e *ICO* se o metalóide formar dois anídridos; o menos rico em oxigénio tem a terminação *oso* e o mais rico a terminação *ico*.



Quando há mais de dois anídridos correspondentes ao mesmo metalóide empregam-se os prefixos *HIPO* (para o que tem menos oxigénio que o *oso*), e *PÈR* (para o que tem mais oxigénio que o *ico*).

*Exemplos:*

Anídrido carbón <i>ICO</i> .....	$CO_2$
Anídrido fosfor <i>OSO</i> .....	$P_2O_3$
Anídrido fosfór <i>ICO</i> .....	$P_2O_5$
Anídrido sulfur <i>OSO</i> .....	$SO_2$
Anídrido sulfúr <i>ICO</i> .....	$SO_3$
Anídrido <i>HIPO</i> clor <i>OSO</i> .....	$Cl_2O$
Anídrido clor <i>OSO</i> .....	$Cl_2O_3$
Anídrido clór <i>ICO</i> .....	$Cl_2O_5$
Anídrido <i>PÈR</i> clór <i>ICO</i> .....	$Cl_2O_7$

(Comparar com n.º 76 a)

II) O nome dos óxidos forma-se, fazendo seguir à palavra *óxido*, o nome do metal.

*Exemplos:*

Óxido de cálcio .....	$OCa$
Óxido de potássio .....	$OK_2$

Quando o metal forma dois óxidos com o oxigénio dá-se a terminação *ICO* ao mais rico em oxigénio e a terminação *OSO* ao menos rico.

*Exemplos:*

Óxido cupr <i>OSO</i> .....	$OCu_2$
Óxido cúpr <i>ICO</i> .....	$OCu$
Óxido mercur <i>OSO</i> .....	$OHg_2$
Óxido mercúr <i>ICO</i> .....	$OHg$

Actualmente está-se usando ler o nome do óxido enunciando o índice de cada símbolo; assim por exemplo,  $O_3Fe_2$  será o trióxido diférrico.

Só pela prática se conseguem fixar as diferentes regras usadas na classificação dos óxidos.

## 76. Hidróxidos.

Dá-se a designação geral de *hidróxido* ao composto que resulta da combinação de um óxido com a água.

### a) Ácidos

Os hidróxidos que resultam da acção de um anídrido sobre a água recebem o nome de *ácidos*: as suas soluções têm sabor semelhante ao vinagre, avermelham a tintura azul de tornassol, e, *todos eles, têm hidrogénio, total ou parcialmente substituível pelos metais (hidrogénio ácido)*; descoloram a solução de *fenolftaleína* avermelhada por uma base.

*Há ácidos como o ácido clorídrico que não são hidróxidos*; aos ácidos hidróxidos dá-se-lhes o nome de *oxácidos*; os ácidos como o ácido clorídrico, chamam-se *hidrácidos*.

Os oxácidos *têm oxigénio*; os hidrácidos *não têm* oxigénio.

Tanto os hidrácidos como os oxácidos podem ter 1, 2, 3 ou mais átomos-gramas de hidrogénio ácido; recebem, por isso, o nome de *monoácidos, biácidos, triácidos*, etc. Assim, o ácido clorídrico,  $ClH$ , é um *monoácido*; o ácido sulfúrico,  $SO_4H_2$ , é um *biácido*; o ácido fosfórico,  $PO_4H_3$ , é um *triácido*.

Os monoácidos substituem o seu hidrogénio pelos metais, *por uma só vez*; os biácidos podem substituir o hidrogénio *por metades*; primeiro um átomo-grama, depois o outro; os triácidos têm o hidrogénio substituível *por terças partes*; e assim por diante.



Na linguagem falada distinguem-se os oxácidos dos hidrácidos por meio dos sufixos: *oso* e *ico*, para os oxácidos (conforme têm menos ou mais oxigénio) e *ídrico* para os hidrácidos.

*Exemplos:*

$SO_3H_2$ .....	ácido sulfur <i>oso</i>
$SO_4H_2$ .....	» sulfúr <i>ico</i>
$ClH$ .....	» clor <i>ídrico</i>

Quando há mais de dois oxácidos formados pelos mesmos elementos empregam-se os prefixos *hipo* e *pèr* para designar respectivamente o ácido *menos rico* ou *mais rico* em oxigénio.

*Exemplo:*

$ClOH$ .....	ácido <i>hipo</i> -clor <i>oso</i>
$ClO_2H$ .....	» clor <i>oso</i>
$ClO_3H$ .....	» clór <i>ico</i>
$ClO_4H$ .....	» <i>pèr</i> -clór <i>ico</i>

*Observação:*

O radical que se obtém tirando aos oxácidos todo o seu hidrogénio ácido, denomina-se *resíduo halogénico do ácido*. Assim o resíduo halogénico do ácido sulfúrico é ( $SO_4$ ).

### **b) Bases ou hidróxidos metálicos**

Dá-se o nome de *bases* aos compostos que resultam directa ou indirectamente, da acção dos óxidos básicos sobre a água; as suas soluções têm sabor a água de sabão; restituem a cor azul

à tintura de tornassol avermelhada por um ácido e dão coloração *vermelha* com um soluto aquoso de *fenolftaleína*.

Na fórmula dos hidróxidos metálicos podem entrar um ou mais oxidrilos. Assim:

$(OH) K$ .....	hidróxido de potássio (monobase)
$(OH) Na$ .....	» » sódio »
$(OH)_2 Fe$ .....	» ferroso (bibase)
$(OH)_3 Fe$ .....	» férrico (tribase)
$(OH)_2 Ca$ .....	» de cálcio (bibase)

Conforme o número de oxidrilos que entram na fórmula do hidróxido metálico, assim este se denomina *monobase*, *bibase*, *tribase*, etc.

## 77. Sais.

*Sais* são os compostos que resultam dos ácidos pela substituição total ou parcial do seu hidrogénio ácido pelos metais.

Se a substituição do hidrogénio é total os sais resultantes chamam-se *sais neutros*; quando a substituição do hidrogénio é parcial recebem o nome de *sais ácidos*.

Os sais derivados dos hidrácidos chamam-se *sais halóides*; os derivados dos oxácidos denominam-se *ânfidos*.

A nomenclatura dos sais estabelece-se facilmente pela seguinte

### Regra:

Os ácidos cujo nome termina em *oso* dão sais em *ito*

Os ácidos cujo nome termina em *ico* dão sais em *ato*

Os ácidos cujo nome termina em *ídrico* dão sais em *eto*



*Exemplos:*

Ácido sulfúrico .....	sulf atos
» sulfuroso .....	sulf itos
» hipocloroso .....	hipo clor itos
» cloroso .....	clor itos
» clórico .....	clor atos
» perclórico .....	pèr clor atos
» clorídrico .....	clor etos
» sulfídrico .....	sulfur etos

Os *sais ácidos* têm ainda hidrogénio ácido; derivam, pois, dos biácidos, dos triácidos, etc. Assim, do ácido sulfúrico (biácido), de fórmula  $SO_4H_2$ , derivam os sulfatos  $SO_4HNa$  e  $SO_4Na_2$ . O primeiro tem o nome de *sulfato monoácido de sódio*, ou *sulfato monosódico*; o segundo é o *sulfato neutro de sódio* ou *sulfato dissódico*. Do ácido fosfórico  $PO_4H_3$  (triácido) derivam 3 sais, de sódio, por exemplo:

$PO_4H_2Na$  ... fosfato *monosódico* ou *biácido* de sódio;  
 $PO_4HNa_2$  ... fosfato *dissódico* ou *monoácido* de sódio;  
 $PO_4Na_3$  ... fosfato *trissódico* ou *neutro*, de sódio.

Alguns autores chamam aos sais-ácidos *hidrogeno-sais*; assim, o sulfato monosódico  $SO_4HNa$  designar-se-á por *hidrogeno-sulfato* de sódio.

## ACÇÃO DOS ÁCIDOS SOBRE OS METAIS

### 78. Acção do ácido sulfúrico sobre o zinco e o ferro.

Vimos que se fizermos reagir o ácido sulfúrico *diluído* sobre o zinco ou sobre o ferro, se observa a libertação de hidrogénio, cujas propriedades foram então estudadas.

Recordemos que o ácido concentrado quase não reage com esses metais e que é indispensável a presença da água para a libertação do hidrogénio começar.

Se evaporarmos lentamente numa cápsula uma porção do soluto resultante da reacção obteremos um resíduo branco, cristalino — é o sulfato de zinco (ou de ferro) — Podemos vaziar num cristizador o resto do líquido que o frasco preparador ainda contém e deixá-lo num lugar arejado, na chaminé, por exemplo, de um dia para o outro. No outro dia observaremos belos cristais acumulados no fundo do cristizador; convém que o líquido fique um pouco ácido.

A reacção pode traduzir-se:

ácido sulfúrico + zinco  $\rightarrow$  sulfato de zinco + hidrogénio

ou

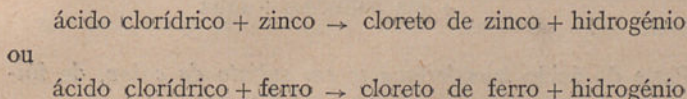
ácido sulfúrico + ferro  $\rightarrow$  sulfato de ferro + hidrogénio

Isto é, o ácido sulfúrico *transformou-se em sulfato (sal)* libertando o seu hidrogénio; a fórmula do ácido sulfúrico é  $SO_4H_2$ ; a do sulfato de zinco  $SO_4Zn$ ; a do sulfato de ferro  $SO_4Fe$ . O metal foi substituir o hidrogénio que se libertou.



### 79. Acção do ácido clorídrico sobre o zinco e o ferro.

Vimos também que o ácido clorídrico (*solução do gás clorídrico na água*) reage com o zinco e com o ferro, *libertando o seu hidrogénio* e transformando-se em *cloreto de zinco ou de ferro*, os quais podemos obter cristalizados por evaporação do soluto residual. Notemos que a reacção destes metais com o ácido clorídrico começa e dá-se mais rapidamente que com o ácido sulfúrico. A reacção pode traduzir-se:



Quer dizer: o ácido clorídrico *transformou-se em cloreto (sal)* libertando o seu hidrogénio; a fórmula do ácido clorídrico é  $ClH$ ; a do cloreto de zinco  $Cl_2Zn$ ; a do cloreto de ferro (*ferroso*) é  $Cl_2Fe$ . O metal foi ainda substituir o hidrogénio que se libertou.

### 80. Acção do ácido sulfúrico sobre o cobre. Gás sulfuroso.

#### *Experiência:*

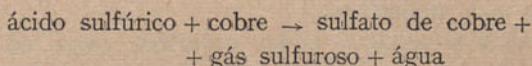
Deitai num tubo de ensaio dois ou três pregos de cobre (*prego de sapateiro*) e cobri-os com um pouco de ácido sulfúrico concentrado; pegai no tubo com uma pinça de madeira e aquecei-o ligeiramente; notai que o líquido começa por escurecer e pouco a pouco vai-se tornando límpido mas de cor verde azulado; ao mesmo tempo dá-se um desprendimento gasoso e espalha-se no ar um cheiro sufocante a enxofre queimado, já nosso conhecido e característico do anídrido sulfuroso. *Em vez de hidrogénio* libertou-se então *anídrido sulfuroso*.

O que se passou? *O líquido começou por escurecer*: o que indica que o cobre se transformou em óxido cúprico (*negro*) à

custa do oxigénio do ácido; depois o *líquido aclarou e tornou-se azulado*: quer dizer, o óxido cúprico desapareceu (no todo ou em parte); a cor azulada do líquido indica que se formou o *sulfato de cobre*, sem dúvida, devido à reacção do ácido sobre o óxido.

Podemos obter cristais de sulfato de cobre evaporando o líquido azulado obtido na reacção.

Como resultado final podemos escrever:



Parte do ácido *transformou-se em sulfato de cobre*, de fórmula  $\text{SO}_4 \text{Cu}$ ; *mas não houve libertação de hidrogénio*.

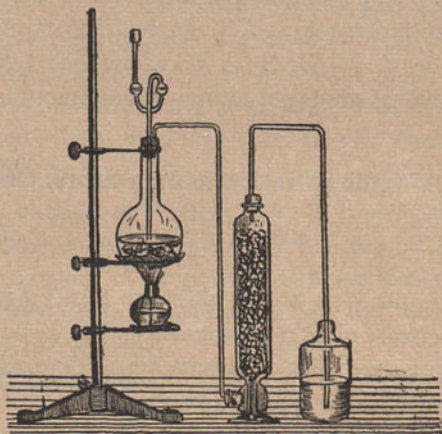


Fig. 89

A reacção pode realizar-se num balão de vidro munido de um tubo de carga e segurança. O gás desseca-se numa proveta contendo pedra pomes embebida em ácido sulfúrico (*Fig. 87*); e, como é muito solúvel na água e muito denso, recolhe-se em frascos, *por deslocação do ar*.



## 81. Estudo do gás sulfuroso.

Conhecido desde a antiguidade foi, contudo, confundido com o ácido sulfúrico, sendo Lavoisier quem o caracterizou e lhe deu o verdadeiro nome. Encontra-se na natureza, nas emanações vulcânicas.

### Preparação

O anidrido sulfuroso pode preparar-se, *a frio*, fazendo reagir o sulfito de sódio com os ácidos clorídrico ou sulfúrico diluídos; a operação pode realizar-se num frasco de duas tubuladoras

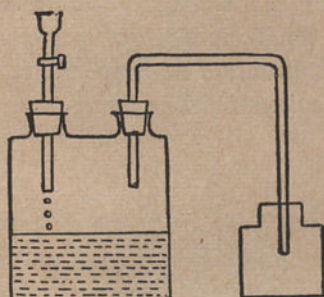


Fig. 90

munido de um funil com torneira pelo qual se regula a entrada do ácido (*Fig. 90*); o gás libertado sai pelo tubo abdutor e é recolhido em frascos, por deslocação de ar; o gás denuncia-se pelo seu cheiro característico.

No frasco preparador fica dissolvido o cloreto (ou o sulfato) de sódio.

#### Observação:

É preferível empregar a solução comercial de bissulfito que contém cerca de 40 % e deitar sobre ela uma mistura resfriada, de água e ácido sulfúrico concentrado, em volumes iguais. Deve

agitar-se o frasco porque a solução de ácido sulfúrico fica sobrenadando a solução do bissulfito.

O bissulfito (ou sulfito-ácido) passa a *sulfato-ácido*, libertando-se o anídrido sulfuroso.

### Propriedades físicas

O gás sulfuroso é invisível, de cheiro picante que sufoca; é mais denso que o ar, podendo transvazar-se como se fosse um líquido (comparar com o anídrido carbónico); é por esta razão que se recebe o anídrido sulfuroso em frascos, de boca para cima, por deslocação de ar. Liquefaz a  $-8^{\circ}$  centígrados, apresentando-se como um líquido incolor que, por ebulição rápida, produz um grande abaixamento de temperatura.

O sulfuroso é muito solúvel na água.

#### *Experiência:*

Enchei de gás um balão de 1 litro de capacidade; tapai-lhe a boca com uma rolha atravessada por um tubo de vidro afilado (*Fig. 91*) e invertei rapidamente o balão, colocando o extremo aberto do tubo dentro da água de uma tina.

Vereis que a água repuxa violentamente da tina para o balão; e, se tiverdes corado a água da tina com tintura azul de tornassol, vereis que ela repuxa dentro do balão, mas *com a cor vermelha*.

Como explicar estes fenómenos?

a) As primeiras gotas de água que penetram no balão dissolvem uma grande quantidade de gás, formando-se uma diminuição de pressão que aspira o resto da água.

Ao princípio a velocidade do jacto é tão grande que é conveniente colocar a mão sobre o fundo do balão, a fim de evitar que o embate da água contra o fundo o quebre.

b) A mudança de cor que a tintura de tornassol sofreu foi devida à presença do ácido.



### Preparação da solução do gás sulfuroso

A solução de gás sulfuroso obtém-se fazendo passar o gás numa série de frascos contendo água (aparelho de Woolff), (Fig. 92).

Ao aparelho produtor ligam-se 3 frascos com água, sendo prático empregar os *frascos lavadores de Drechsel*, com rolhas esmeriladas: o tubo abductor do último frasco mergulha numa

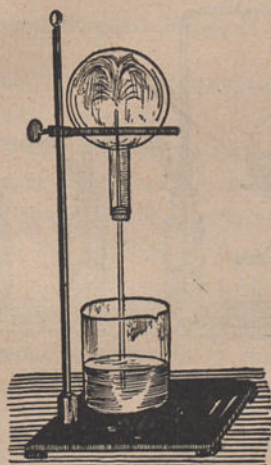


Fig. 91

solução de soda cáustica. A solução tem o cheiro do gás; admite-se que nesta solução existe o *ácido sulfuroso* proveniente da reacção do anidrido sulfuroso,  $SO_2$ , com a água; a fórmula do ácido sulfuroso é  $SO_2 \cdot H_2O$ ; contudo ainda até hoje se não pôde isolar; quando se faz a evaporação da sua solução o ácido decompõe-se em gás sulfuroso que abandona o líquido, pelo aquecimento, e água.

Para se fazer a *neutralização do soluto ácido* de gás sulfuroso deita-se num copo um pouco do soluto e adicionam-se-lhe umas gotas de fenolftaleína. Junta-se depois, pouco a pouco, um soluto

de soda cáustica até aparecer a cor rósea, persistente, da fenolftaleína (em meio alcalino), o que indica que o soluto ácido está neutralizado. Se fizermos a evaporação cuidadosa do dissolvente podemos obter cristais de sulfito de sódio.

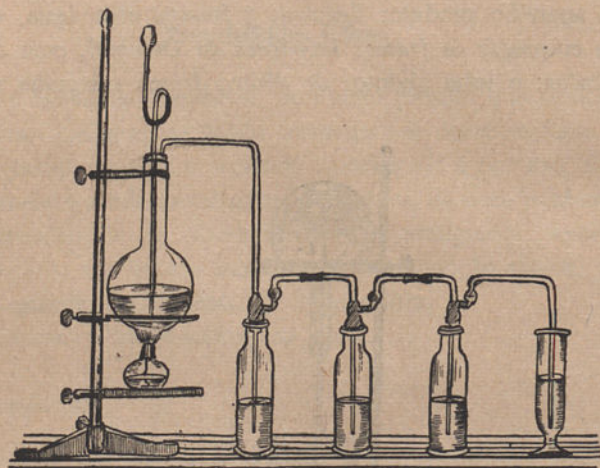


Fig 92

A formação do sal demonstra a existência do ácido dissolvido na água.

### Aplicações do gás sulfuroso

a) O gás sulfuroso é incombustível e incomburente; por isso usa-se para apagar incêndios nas chaminés, nas minas de enxofre, etc.

b) O gás sulfuroso é um descorante enérgico.

#### *Experiência:*

Enchei de gás sulfuroso um frasco de boca larga e deitai-lhe dentro pétalas coradas, penas de ave, palha, etc.; notai que no fim de pouco tempo essas substâncias estão descoradas. Não há,



contudo, destruição da substância corante, mas, sim, transformação em substância incolor.

O gás é, pois, empregado na indústria de branqueamento.

c) O sulfuroso é antisséptico, sendo empregado no tratamento da sarna, na desinfecção de tonéis, na conservação de vinhos e de géneros alimentícios.

d) Mas a sua aplicação mais importante é a transformação industrial em ácido sulfúrico.

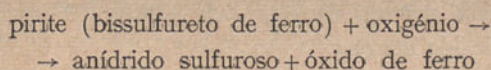
### Preparação industrial do gás sulfuroso a partir das pirites

Como vimos, o gás sulfuroso é a matéria-prima indispensável para o fabrico do ácido sulfúrico.

A preparação do sulfuroso a partir da combustão do enxofre não é económica; recorre-se então às pirites, muito mais baratas, as quais, sendo queimadas em corrente de ar, isto é, sendo *ustuladas*, se transformam em anidrido sulfuroso e óxido de ferro.

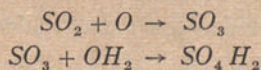
A ustulação faz-se em fornos especiais, de modelos que variam de fábrica para fábrica; uns ustulam as pirites reduzidas a pó; outros as pirites moídas e reduzidas a pequenos grânulos; a entrada do ar é convenientemente regulada para assegurar a combustão do minério.

Podemos traduzir a reacção como segue:



## 82. Preparação do ácido sulfúrico.

A preparação do ácido sulfúrico consiste em oxidar o gás sulfuroso,  $SO_2$ , transformando-o em *anidrido sulfúrico*,  $SO_3$ , o qual, por reacção directa com a água produz o ácido sulfúrico:



A dificuldade do método, à primeira vista *tão simples*, está precisamente na oxidação do anidrido sulfuroso.

Empregam-se actualmente dois processos de fabrico: o *processo de contacto* e o *processo das câmaras de chumbo*; o primeiro processo, que chegou quase a bater industrialmente o processo antigo das câmaras de chumbo, tem ultimamente decaído bastante em virtude dos grandes aperfeiçoamentos introduzidos no processo antigo.

### Processo de contacto

Em 1817 o químico Davy conseguiu preparar o anidrido sulfúrico fazendo passar uma mistura de anidrido sulfuroso e de ar sobre platina muito dividida (*esponja de platina*). A acção da platina reduzia-se a uma acção de presença (*catálise*), pois não entrava na reacção. O rendimento da transformação era, porém, pequeno; de 1832 a 1876 uma série de investigadores tentaram estudar as causas disso e melhoraram o processo aperfeiçoando os catalisadores ou *massas de contacto* pelos quais deve passar o gás proveniente da ustulação das pirites depois de desembaraçado de certas impurezas. Demonstrou-se que o catalisador actua tanto mais quanto maior for a sua superfície; e isto levou os construtores a prepararem *amiantos platinados* cobertos por uma finíssima camada de *negro de platina*. O fabrico destas placas é mantido secreto.

O anidrido sulfúrico é dirigido para um reservatório que contém ácido sulfúrico a 98 % e cuja concentração se mantém constante por adição contínua de água ou de ácido diluído.

### Processo das câmaras de chumbo

O processo consiste em oxidar o sulfuroso pelo ácido nítrico em presença do vapor de água e em seguida oxidar os produtos nitrosos, obtidos na primeira reacção, pelo oxigénio do ar.



Esquemáticamente: o sulfuroso proveniente da ustulação das pirites é oxidado numa instalação composta essencialmente de três partes: a torre desnitrificadora de Glover, *G*, as câmaras de chumbo *C* e a torre de Gay-Lussac, *L*, (*Fig. 93*).

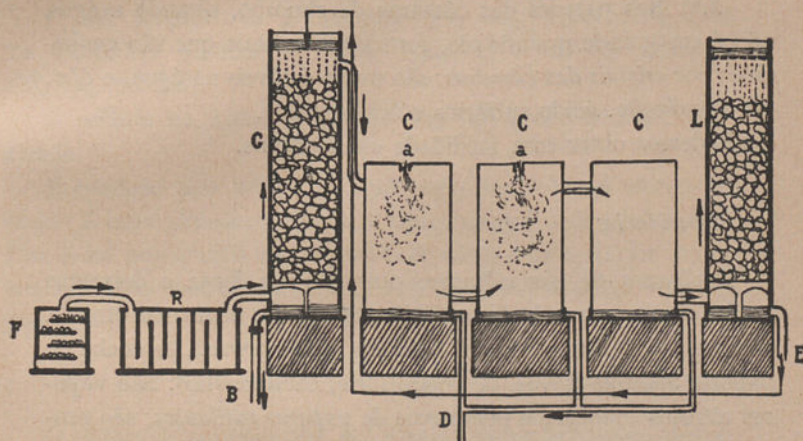


Fig. 93

O gás misturado com ar insuflado entra pela parte inferior da torre de Glover, onde se apodera dos compostos nitrosos que aí descem.

A mistura gasosa de anidrido sulfuroso, compostos azotados e ar entra na primeira câmara de chumbo *C* e, em presença de jactos de vapor de água, *a*, transforma-se parcialmente em ácido sulfúrico; a reacção termina na última câmara (em geral há só três câmaras); os resíduos gasosos são em parte condensados num refrigerante e os restantes gases seguem para a torre de Gay-Lussac, *L*, onde são recuperados

O ácido sulfúrico concentrado assim obtido tem o nome de *ácido fumante* ou *óleo de vitriolo*.

*Observações:*

1.<sup>a</sup>) Podemos improvisar no laboratório dispositivos que dêem uma ideia longínqua da marcha da preparação do ácido sulfúrico nas câmaras de chumbo.

É, porém, preferível visitar uma fábrica de ácido sulfúrico.

2.<sup>a</sup>) Nas paredes das câmaras de chumbo, quando a água não é em grande quantidade, formam-se cristais que são conhecidos por *cristais das câmaras*; são muito solúveis na água, e dão, por dissolução, ácido sulfúrico e ácido nítrico.

Podemos obter com facilidade esses cristais.

*Experiência:*

Enchamos de gás sulfuroso uma proveta larga e deixemos no fundo um pouco de água. Deitemos, agora, dentro da proveta umas gotas de ácido nítrico; veremos que a proveta se enche de vapores amarelo-fulvos, de cheiro forte, característico. São vapores nitrosos conhecidos pelo nome de *vapores rutilantes*; são provenientes da redução do ácido nítrico pelo anídrido sulfuroso.

Pouco a pouco a atmosfera da proveta vai-se aclarando; notemos que nas paredes da proveta se vão formando *cristais branco-amarelados*: são os *cristais das câmaras de chumbo*.

Se agitarmos a água da proveta esses cristais ir-se-ão dissolvendo; deitemos na água um soluto aquoso de *cloreto de bário* (reagente que denuncia o ácido sulfúrico); veremos que se forma um precipitado branco. É o *sulfato de bário* que se formou à custa do ácido sulfúrico proveniente da dissolução dos *cristais* na água.

**83. Citação dos principais sulfatos e suas aplicações.**

Os sulfatos são os sais derivados do ácido sulfúrico. Muitos deles são solúveis na água; dos insolúveis, os mais importantes são: o sulfato de bário,  $SO_4Ba$ ; o de estrôncio,  $SO_4Sr$ ; o de



cálcio,  $SO_4Ca$ , e o de chumbo,  $SO_4Pb$ . Este último é solúvel na água ebuliente.

### Sulfato de sódio

O sulfato de sódio encontra-se na natureza em jazigos mais ou menos abundantes e também dissolvido nas águas do mar.

O sal anidro tem a fórmula  $SO_4Na_2$ ; cristalizado com 10 moléculas gramas de água, constitui o *sal de Glauber*,  $SO_4Na_2, 10 OH_2$ .

É solúvel na água; a solução tem um gosto amargo, adocicado.

Prepara-se pela acção do ácido sulfúrico sobre o cloreto de sódio. É uma substância que tem inúmeras aplicações industriais. Usa-se na preparação do carbonato de sódio e da soda; na indústria do vidro, em tinturaria, etc. Em medicina emprega-se como purgativo.

### Sulfato de potássio

O sulfato de potássio,  $SO_4K_2$ , forma cristais brilhantes, duros, anidros, pouco solúveis na água; prepara-se pela acção do ácido sulfúrico sobre o cloreto de potássio.

Emprega-se como adubo e na preparação do carbonato de potássio.

### Sulfato de cálcio

O sulfato de cálcio encontra-se na natureza; anidro,  $SO_4Ca$ , constitui a *anidrite*; combinado com duas moléculas gramas de água forma o *gesso*,  $SO_4Ca, 2 OH_2$ ; dissolvido nas águas torna-as *salobras selenitosas*.

O gesso forma cristais lamelares, transparentes, que se riscam bem com a unha. É pouco solúvel na água. Desidratando parcialmente o gesso em fornos especiais, obtém-se o *gesso de presa*, o qual amassado com a água *faz presa* (endurece) de novo.

Entra na preparação do *estuque*.

Quando se desidrata totalmente o gesso obtém-se o *gesso cozido*, que já não endurece com a água.

O sulfato de cálcio emprega-se como adubo, como material de construção, etc.

### Sulfato ferroso

O sulfato ferroso, *vitriolo verde* ou *caparrosa verde*, forma cristais verdes, solúveis na água, de sabor adstringente, hidratados com 7 moléculas gramas de água, de fórmula  $SO_4 Fe, 7 OH_2$ .

Pela acção do ar transforma-se em sulfato férrico,  $(SO_4)_3 Fe_2$ , ou em sulfato básico,  $SO_4 (OH) Fe$ ; os cristais tornam-se então amarelados. O sulfato ferroso é redutor.

Emprega-se no fabrico de tintas; em tinturaria; como desodorisante e desinfectante.

### Sulfato de cobre

O sulfato de cobre, *caparrosa azul* ou *vitriolo azul*, forma cristais azuis, solúveis na água e de fórmula  $SO_4 Cu, 5 OH_2$ . O sulfato anidro é branco; obtém-se por calcinação dos cristais.

Prepara-se pela acção do ácido sulfúrico sobre o cobre; por oxidação das calcopirites, etc.

A solução de sulfato de cobre toma uma bela cor azul celeste quando se lhe junta amónia em excesso.

É antisséptico, anticriptogâmico, desinfectante; emprega-se em medicina, em tinturaria, na agricultura para combater o *míldio* das vinhas (*calda Bordalesa*), em galvanoplastia.

### Sulfato de zinco

O sulfato de zinco, *caparrosa branca* ou *vitriolo branco*, forma cristais brancos, hidratados, de fórmula  $SO_4 Zn, 7 OH_2$ , muito solúveis na água. É um produto acessório da preparação do hidrogénio. Emprega-se em tinturaria, em medicina, etc.



## Alúmene

O alúmene ordinário é o sulfato de alumínio e potássio, cuja fórmula é  $(SO_4)_2 AlK, 12 OH_2$ .

Forma belos cristais transparentes bastante solúveis na água quente; a solução tem sabor adstringente. Usa-se em várias indústrias (curtumes, papel, tinturaria).

### 84. Acção do ácido azótico sobre os metais e metalóides.

O ácido azótico ou nítrico, puro é um líquido incolor, de cheiro característico a vapores nitrosos que sempre o acompanham; ao ar emite fumos espessos. O ácido do comércio é amarelo e é conhecido pelo nome de *água forte*.

O ácido nítrico é um oxidante enérgico; cede facilmente parte do seu oxigénio às substâncias com que reage, libertando simultaneamente óxidos do azoto, entre os quais um óxido amarelo-fulvo, de cheiro desagradável, o *peróxido*, conhecido pelo nome de *vapores rutilantes*.

Quando reage com os metalóides, *oxida-os* e transforma-os nos respectivos oxácidos mais oxigenados: o enxofre, o fósforo, o carvão, são transformados em ácido sulfúrico, ácido fosfórico, anídrido carbónico.

Ataca os metais, uns a frio, outros a quente; mas, concentrado, *nunca produz hidrogénio*. O ouro, a platina, o irídio e o crómio resistem à sua acção.

Cora de amarelo as matérias epidérmicas (penas, pêlos, a pele e as unhas).

### Acção sobre os metais

#### *Experiência com o cobre:*

Num copo de pé contendo uma porção de ácido nítrico deitai uma lâmina ou moeda de cobre. Vereis formarem-se imediata-

mente espessos vapores amarelados (*Fig. 94*) de cheiro característico (vapores rutilantes).

Retirai, em seguida, a moeda, por meio de uma vareta de vidro e lavai-a rapidamente em água: notareis que a moeda ficou absolutamente limpa, apresentando a cor vermelha, caracte-



Fig. 94

rística do cobre; o líquido do copo tomou a cor verde azulada devido à formação de nitrato de cobre.

*Não houve formação de hidrogénio.*

É a reacção mais importante do ácido nítrico.

*Observação:*

Se o ácido estiver diluído e a reacção se fizer ao abrigo do ar, *não se formam vapores rutilantes* mas liberta-se um outro óxido de azoto (o óxido *azótico*) que é incolor. Este óxido combina-se facilmente com o oxigénio do ar e transforma-se em *vapores rutilantes*.

*Experiência com o zinco:*

Num tubo de ensaio deitai uns pedaços de zinco e cobri-os com ácido nítrico. Notareis que se passa uma reacção violenta acompanhada da libertação de grande quantidade de vapores



rutilantes. O soluto final, incolor, contém o nitrato de zinco dissolvido.

*Não houve libertação de hidrogénio.*

*Experiência com o ferro (passividade do ferro):*

Deitai noutro tubo de ensaio um pouco de limalha de ferro; pegai no tubo com a pinça de madeira e colocai-o por cima da tina com água; cobri a limalha com o ácido azótico concentrado: observareis que *não há reacção*; com uma pipeta deitai agora sobre o ácido algumas gotas de água: observareis que *se dá uma reacção violenta*; forma-se uma substância amarelada, gelatinosa, que, em geral, é atirada para fora do tubo; o ácido diluído atacou o ferro, formou o nitrato férrico (gelatinoso), o qual aderindo às paredes do tubo e cobrindo o líquido não deixa sair os *vapores rutilantes* que se formam ao mesmo tempo; estes impelem, pois, o nitrato para fora do tubo, abrindo livre passagem. *Não há formação de hidrogénio.*

*Observação:*

Podemos provocar o desenvolvimento da reacção tocando o ferro com um arame de cobre.

### Acção sobre os metalóides

*Experiência: oxidação do enxofre.*

Deitai num tubo de ensaio um pouco de ácido nítrico e depois um pedacito de enxofre; aquecei ligeiramente. Vede que se passa uma reacção enérgica e que se libertam abundantes vapores rutilantes.

Quando a reacção acabar filtrai o líquido obtido e juntai-lhe umas gotas de solução de cloreto de bário (já vimos que o soluto de cloreto de bário é o reagente por meio do qual se caracteriza

o ácido sulfúrico e os sulfatos dissolvidos): Vede ~~que~~ **no** fundo do tubo se aglomera um precipitado branco de *sulfato de bário*, indicando a existência de ácido sulfúrico na solução.

O enxofre foi, pois, *oxidado* e transformou-se em ácido sulfúrico — *oxácido do enxofre*, como sabemos.

*Experiência: oxidação do carvão.*

É muito vistosa esta experiência quando bem conduzida.

Tomai numa cápsula (ou tampa de cadinho) um pouco de carvão em pó; aquecei a cápsula sobre a rede; quando o carvão estiver ao rubro deixai cair sobre ele, com uma pipeta, umas gotas de ácido; observareis uma reacção vivíssima, havendo projecção de centelhas de carvão incandescente a cada gota de ácido que se deixa cair; reparai que ao mesmo tempo se desenvolve um gás amarelo-torrado (são vapores rutilantes).

O ácido oxidou o carvão transformando-o em anídrido carbónico. Como o ácido está frio e a cápsula muito quente, em geral racha; é por isso que se deve empregar uma peça de porcelana já usada.



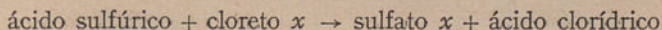
## ACÇÃO DOS ÁCIDOS SOBRE OS SAIS

### 85. Generalidades. Lei de Bertholet.

Vimos que os ácidos reagem com as bases formando sal e água (*neutralização*); vimos ainda que os ácidos reagem com alguns metais dando origem a um sal e um gás (hidrogénio, gás sulfuroso, vapores nitrosos); vamos ver que os ácidos podem, *por vezes*, reagir com os sais e nesses casos dão lugar à formação de outro ácido e outro sal.

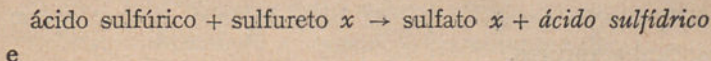
Alguns exemplos esclarecerão melhor este assunto.

O ácido sulfúrico, por exemplo, reage com os cloretos dando um sulfato e ácido clorídrico:

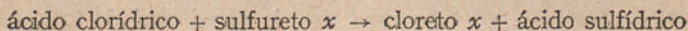


Mas o ácido clorídrico *não pode reagir*, em geral, com os sulfatos.

Os ácidos sulfúrico e clorídrico reagem com os sulfuretos dando *ácido sulfídrico* e um sulfato ou um cloreto.



e



Ora o ácido sulfídrico *não pode reagir* ordinariamente nem com os cloretos nem com os sulfatos alcalinos.

Estes fenómenos levaram a classificar os ácidos segundo o *seu poder de reacção* em relação aos sais; assim o ácido sulfúrico é um *ácido forte, fixo*, isto é, de ponto de ebulição elevado; o ácido clorídrico (*solução aquosa do gás clorídrico*) é *menos forte, menos fixo*, que o sulfúrico, e o ácido sulfídrico (*solução aquosa do gás sulfídrico*) ainda é *menos fixo* que o clorídrico.

Berthollet resumiu estas observações na sua memorável *regra*: «um ácido *mais fixo desloca* de um sal, o ácido *menos fixo*».

Então o ácido sulfúrico *desloca* todos os outros ácidos; o ácido clorídrico *desloca* os outros ácidos, mas *não desloca* o ácido sulfúrico; etc.

A regra de Berthollet é, pois, a regra que se aplica na preparação dos ácidos.

#### *Observação:*

Notemos desde já que o ácido sulfídrico reage, por via húmida, com as soluções de vários cloretos e sulfatos, dando precipitados de sulfuretos insolúveis.

### **86. Acção do ácido sulfúrico sobre os cloretos. Ácido clorídrico.**

#### *Experiência:*

Deitai num tubo de ensaio uns cristais de cloreto de sódio e juntai-lhes umas gotas de ácido sulfúrico. Vede que se desenvolve viva efervescência. Aquecei ligeiramente o tubo; notai que se dá uma libertação gasosa e que da boca do tubo se desprendem abundantes vapores.

Chegai à boca do tubo uma tira de papel azul de tornassol humedecida: vede que a cor vira rapidamente ao vermelho, indicando a natureza ácida dos vapores libertados.

O ácido sulfúrico deslocou o *gás clorídrico*, do cloreto.



O gás clorídrico é invisível; mas, como é muito ávido de humidade, absorve o vapor de água da atmosfera e forma com ele esses vapores que observastes. Costuma dizer-se: o gás clorídrico *fuma ao ar*.

No fim da reacção vede que fica, no fundo do tubo, um depósito cristalino: é formado por *cristais de sulfato de sódio*.

O ácido clorídrico é um gás que existe nalgumas emanações vulcânicas; encontra-se dissolvido nas águas de certos rios que nascem perto dos vulcões (rio Vinagre, por exemplo) e no suco gástrico. Em solução concentrada constitui o *ácido muriático* ou *espírito de sal* já conhecido no século XVII, o qual contém 38 % de ácido clorídrico real e marca 22º do areómetro Baumé.

Forma cloretos muito abundantes na natureza, como o cloreto de sódio e o cloreto de potássio.

O ácido sulfúrico reage com os cloretos libertando o ácido clorídrico.

### Preparação

O ácido clorídrico prepara-se correntemente fazendo reagir o cloreto de sódio, *sal marinho* ou *sal das cozinhas*,  $\text{ClNa}$ , com o ácido sulfúrico concentrado.

Nos laboratórios pode preparar-se como se vai descrever.

#### *Experiência:*

Deitai num balão de um litro de capacidade, pedaços de sal marinho, previamente fundido e reduzido a pequenos bocados. Tapai o balão com uma rolha munida de um tubo de carga e segurança e de um tubo de descarga. Mergulhai este tubo num frasco cheio de ar, *com a boca para cima*.

Pelo tubo de carga deitai sobre o cloreto, um pouco de ácido sulfúrico concentrado e aquecei ligeiramente o balão.

Vereis (*Fig. 95*) que, dentro do balão se dá uma viva reacção, formando-se um gás incolor o qual sai pelo tubo de descarga sob a forma de espesso fumo branco, de cheiro picante e desagradável. Aproximai, então, do gás uma tira de papel de tornassol

azul: vede que o papel fica instantâneamente vermelho, indicando a natureza ácida do gás que se está libertando. Molhai uma vareta de vidro em *amónia* (solução de *gás amoníaco* na água) e chegai-a ao pé do gás: Vede que se formam *espessos fumos brancos*; são vapores de *cloreto de amónio* (reação muito importante). Recolhei o gás num frasco cheio de ar e com a boca para cima *porque o gás é mais denso que o ar*.

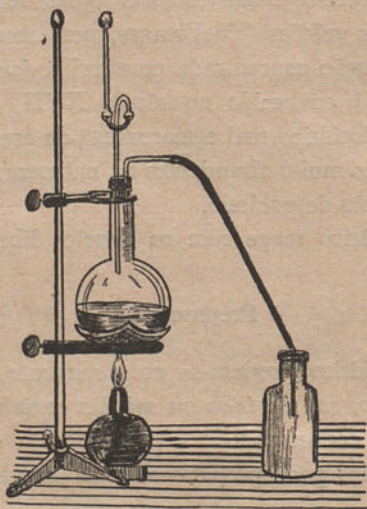
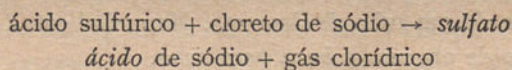


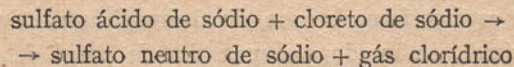
Fig. 95

Esse gás é o gás clorídrico que se formou pela acção do ácido sulfúrico sobre o cloreto de sódio



no balão fica o sulfato ácido.

Se continuarmos o aquecimento do balão o sulfato ácido *passa a sulfato neutro* libertando-se mais gás:





Na grande indústria química a reacção do ácido sulfúrico com o cloreto de sódio realiza-se em grandes fornos mecânicos aquecidos a 480°; o sulfato neutro resultante era dantes empregado no fabrico da soda Leblanc; mas actualmente, com a desappareição desse fabrico, é empregado na indústria do vidro e na do sulfureto de sódio.

Na indústria química moderna obtém-se também o ácido clorídrico, *por síntese*, fazendo a combustão do hidrogénio no seio do cloro.

### Solubilidade na água

O gás clorídrico é muito solúvel na água (1 litro de água a 15° dissolve 500 litros de gás); pode fazer-se uma experiência em tudo análoga à realizada com o anidrido sulfuroso (vide N.º 81 — Experiência da solubilidade).

Em virtude da sua grande solubilidade não pode ser recebido em tinas hidropneumáticas; recebe-se, por isso, *por deslocação de ar*, como fizemos.

### Aplicações

O ácido clorídrico foi muito empregado na preparação do cloro; como actualmente este gás se prepara por electrólise, diminuiu imenso a sua aplicação nesta indústria; usa-se na preparação de cloretos metálicos, como decapante dos metais, etc.

## 87. Oxidação do ácido clorídrico. O cloro.

O cloro, descoberto por Scheele em 1774, só em 1809 foi reconhecido como elemento, por Gay-Lussac e Thenard. Recebeu o nome de *Cloro* em virtude da sua cor amarelo-esverdeada.

O cloro não se encontra no estado livre na natureza; devido à sua grande capacidade de reacção (*afinidade química*) são abundantes os seus compostos, entre os quais o ácido clorídrico e os cloretos metálicos, formados pela união do cloro com os

diferentes metais. Entre os cloretos são abundantes na natureza: o cloreto de sódio,  $ClNa$ ; o cloreto de potássio,  $ClK$ , e o cloreto de magnésio,  $Cl_2Mg$ .

O cloreto de sódio ou sal das cozinhas encontra-se dissolvido na água dos mares e das fontes salgadas, donde lhe vem o nome de *sal marinho*; forma também importantes depósitos subterrâneos de *sal gema* ou *halite*.

Os cloretos de potássio e de magnésio encontram-se em jazigos subterrâneos em vários pontos do globo, nomeadamente em Stassfurt, na Prússia.

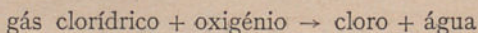
### Preparação do cloro

O cloro pode preparar-se pela electrólise (N.º 18) de uma solução de ácido clorídrico ou de cloreto de sódio; o cloro gasoso desenvolve-se junto do ânodo e o hidrogénio ou o sódio acumulam-se no cátodo.

Em geral, prepara-se o cloro por oxidação directa (processo Deacon) ou indirecta do ácido clorídrico.

#### 1.º) *Processo Deacon.*

Faz-se passar sobre pedra pomes, calcinada e embebida numa solução de sulfato de cobre, uma mistura de gás clorídrico e ar a temperatura elevada. O gás é oxidado libertando-se o cloro:



O sulfato de cobre serve de catalisador.

#### 2.º) *Por oxidação indirecta.*

#### *Experiência:*

Num tubo de ensaio deitai uma pitada de bióxido de manganésio e juntai-lhe um pouco da solução de ácido clorídrico:



observareis que o tubo toma rapidamente a cor amarelo-esverdeada e, em breve notareis um cheiro irritante que vos provocará a tosse. O ácido clorídrico foi oxidado pelo bióxido de manganésio libertando-se parte do seu cloro.

Nos laboratórios prepara-se o cloro pela acção do ácido clorídrico sobre o bióxido de manganésio.

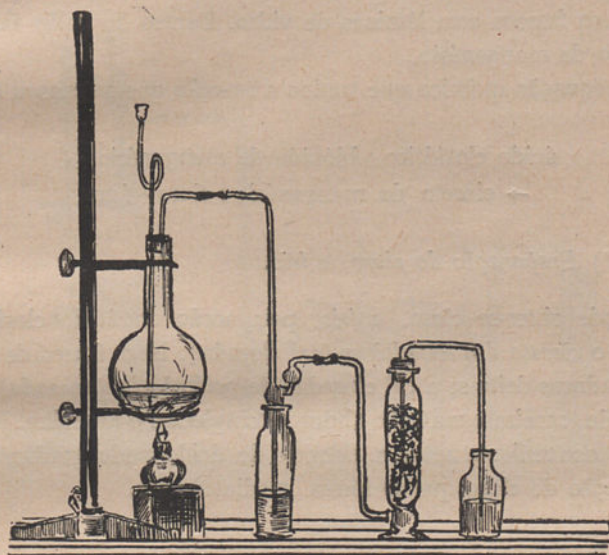


Fig. 96

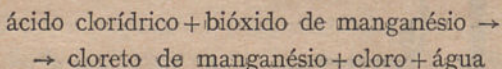
Num balão de 500 c. c. de capacidade (*Fig. 96*) deita-se uma porção de bióxido de manganésio em pó; tapa-se o balão com uma rolha de borracha ou de cortiça bem parafinada ou gessada (para resistir à acção corrosiva do cloro) atravessada por um tubo de carga e um tubo de descarga; liga-se o tubo de descarga a um frasco de lavagem ao qual se liga uma proveta de dessecação contendo uma substância ávida de água, onde o gás se seca; o gás é recolhido *por deslocação de ar*, em frascos de boca

larga, com a boca para cima, visto que o cloro é mais denso que o ar.

Depois de montado o aparelho, deita-se o ácido clorídrico pelo tubo de carga; a reacção começa mesmo a frio; o balão enche-se de um gás amarelo-esverdeado, «o cloro».

Aquece-se então brandamente o balão e vão-se enchendo com o gás vários frascos; reconhece-se que os frascos estão cheios, quando tomarem a cor verde-amarelada até acima; tapam-se então os frascos com lâminas de vidro. Dentro do balão ficou o cloreto de manganésio.

A equação química que traduz a reacção que se passou é:



### 3.º) *Preparação do cloro, a frio.*

Pode obter-se cloro, *a frio*, pela acção do ácido clorídrico sobre o *cloreto das lavadeiras* (cal clorada). Num frasco de duas tubuladuras deita-se a cal clorada (de preferência *prensada*); um funil de torneira e um tubo abdutor completam o aparelho. Regulando convenientemente a entrada do ácido pode graduar-se a produção do cloro que se forma imediatamente.

## Propriedades físicas

O cloro é um gás verde-amarelado, de cheiro característico irritante que actua sobre as mucosas provando a tosse e, quando em grandes doses, a expectoração sanguínea; é mais denso que o ar. O cloro é *solúvel na água*, não podendo, pois, ser recolhido em tinas hidropneumáticas; é *menos solúvel na água salgada*.

A solução do cloro na água tem a cor amarelada e constitui a *água de cloro*; obtém-se fazendo passar o gás por uma série de frascos de lavagem, os quais constituem um dispositivo conhecido pelo nome de «*aparelho de Woolf*» (Fig. 97).



O primeiro frasco de lavagem retém o ácido clorídrico arrastado; nos outros fica a água de cloro; o último frasco comunica com uma proveta contendo uma solução concentrada de soda cáustica que absorve o cloro, evitando que se espalhe no laboratório.

O cloro pode liquefazer-se por compressão seguida de arrefecimento (o graus e 6 atmosferas). Constitui então um líquido amarelo escuro que ferve a  $-34$  graus centígrados.

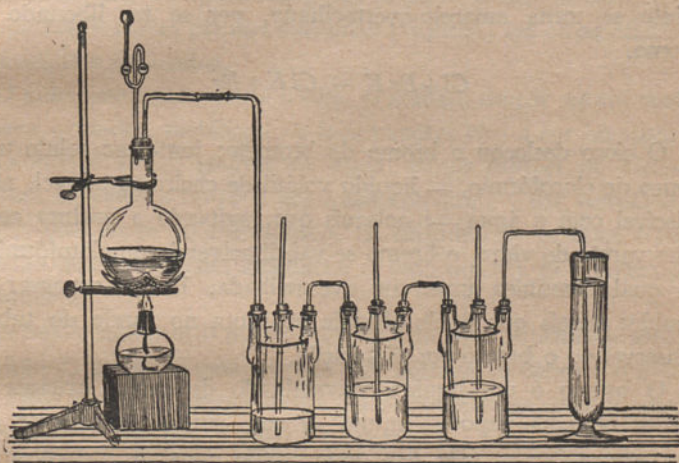


Fig. 97

### Propriedades químicas

O cloro é uma substância que possui grandes afinidades químicas.

I) *Desloca o bromo dos brometos.*

O bromo não se encontra no estado livre; existe sob a forma de *brometos* (compostos de bromo e metal) de potássio, de sódio e de magnésio, associado em pequenas quantidades aos cloretos

e iodetos (vide *Iodo*) dos mesmos metais, nas minas de sal gema, nas salinas de Stassfurt, na água do mar e nas cinzas das plantas marinhas. Recebeu o nome de «bromo» em virtude do seu cheiro fétido.

*Experiência:*

Deitai num tubo de ensaio alguns cristais de brometo de potássio; juntai-lhe umas gotas de água de cloro. Vereis que o soluto se torna amarelo-avermelhado, por se ter libertado o bromo.



O cloro deslocou o bromo do brometo; juntai ao soluto um pouco de clorofórmio, — líquido volátil de cheiro agradável, não miscível com a água —; notareis que, agitando a mistura com uma vareta de vidro, o bromo se vai dissolvendo no clorofórmio, ao qual comunica uma cor avermelhada. Deixai repousar o líquido: vereis que o clorofórmio se junta no fundo do tubo, conservando o bromo em dissolução.

O bromo é um líquido avermelhado de cheiro irritante e fétido; os seus vapores, muito densos, irritam fortemente as mucosas; sobre a pele tem uma acção cáustica, provocando queimaduras profundas; pouco solúvel na água, dissolve-se bem nas soluções aquosas de brometo de potássio; os seus melhores dissolventes são o sulfureto de carbono, o clorofórmio, o éter e o álcool, aos quais comunica a sua cor.

A solução aquosa tem o nome de *água de bromo*. O bromo é o *único metalóide líquido à temperatura ordinária*.

II) *O cloro desloca o iodo dos iodetos.*

*Experiência:*

Deitai num copo de pé alguns cristais de *iodeto de potássio*; dissolvi-os em pouca água e juntai-lhes umas gotas de água de



cloro. Vede que o líquido se torna amarelado, indicando a libertação do *iodo*. Juntai ao soluto umas gotas de sulfureto de carbono: o iodo vai dissolver-se no sulfureto de carbono, que toma uma bela cor ametista.

O iodo não se encontra no estado livre; encontra-se, porém, sob a forma de *iodetos* (compostos de iodo e metais) de potássio, sódio, magnésio, prata, cálcio, em pequenas quantidades junto aos cloretos e brometos dos mesmos metais. As suas fonte mais importantes são as águas-mães das salinas de nitrato do Chile e as cinzas de certas plantas marinhas (varechs) em cujas células se acumulam os iodetos.

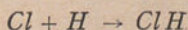
O iodo é uma substância sólida, cristalina, de cor escura com reflexos azulados, metálicos; os seus vapores têm a cor ametista.

O iodo é pouco solúvel na água; muito solúvel no álcool (tintura de iodo) e no éter, aos quais comunica a cor vermelho-escuro; dissolve-se no clorofórmio, no sulfureto de carbono e no benzeno, dando soluções ametistas. O iodo ataca a pele e cora-a de amarelo.

O iodo reage com o amido, produzindo uma substância azul, o *iodeto de amido*; é esta reacção que permite reconhecer o iodo no *estado livre*, mesmo que exista em pequeníssimas quantidades. A cor azul desaparece a quente e reaparece a frio.

### III) Acção do cloro sobre o hidrogénio.

O cloro é um oxidante enérgico pela enorme afinidade que tem para o hidrogénio; o cloro combina-se com o hidrogénio para formar o *ácido clorídrico*,  $ClH$ , segundo a equação química:



(síntese do ácido clorídrico).

A combinação de volumes iguais de cloro e hidrogénio passa-se já á luz difusa, e é explosiva quando provocada por uma chama,

pelos raios solares, ou até pelas radiações luminosas da luz do magnésio.

É ainda devido a esta afinidade para o hidrogénio que o cloro deve a propriedade de decompor os compostos hidrogenados para se transformar em ácido clorídrico. Assim se explicam:

a) a acção do cloro sobre a água:



o que se exprime dizendo que o cloro é um oxidante indirecto em presença da água, visto haver libertação de oxigénio; esta reacção é facilitada pela acção da luz solar; deve, pois, conservar-se a água de cloro em frascos negros ou amarelos.

b) a acção descorante do cloro.

As substâncias corantes de origem orgânica, como a tintura de tornassol, as cores de anilina, a tinta de escrever, as cores das pétalas das flores, são substâncias que contêm hidrogénio; o cloro rouba-lhes todo ou parte do hidrogénio e descolora-as, podendo mesmo destruí-las completamente.

*Experiência:*

Deitai num frasco de boca larga contendo cloro húmido uma porção de qualquer das substâncias acima indicadas: notareis a descoloração mais ou menos rápida, conforme a natureza da substância e a sua cor.

c) o seu poder desodorizante e desinfectante.

d) a sua acção sobre a aguarrás.

*Experiência:*

Tomai uma tira de papel de filtro e molhai-a em essência de terebentina (aguarrás). Introduzi-o dentro de um frasco cheio



de cloro. Observai que a essência arde e parte do papel de filtro é carbonizado, havendo uma abundante libertação de negro de fumo. Demonstra-se que o cloro foi transformado em ácido clorídrico à custa do hidrogénio da essência.

#### IV) Acção do cloro sobre os metais.

O cloro ataca directamente todos os metais, incluindo o ouro e a platina (metais nobres), transformando-os em *cloretos*, com-



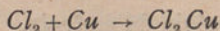
Fig. 98

postos binários de cloro e metal. Estas reacções passam-se, por vezes, com grande desenvolvimento de calor e de luz.

#### *Experiência:*

a) Num frasco de boca larga cheio de cloro (*Fig. 98*) introduzi uma hélice de fio de cobre cuja extremidade inferior levareis previamente ao rubro aquecendo-a numa chama: observareis que uma vez introduzida no seio do cloro, a combustão se activa, ficando o fio de cobre incandescente ao mesmo tempo que vereis

desenvolverem-se espessos fumos amarelos de vapor de cloreto de cobre (cloreto cúprico).



b) Podereis fazer experiências análogas empregando outros metais e combustando-os dentro de frascos com cloro; obtereis os cloretos correspondentes.



Fig. 99

#### V) Acção do cloro sobre os metalóides.

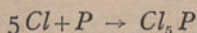
O cloro ataca também enèrgicamente os metalóides, combinando-se directamente com eles, excepção feita para o oxigénio.

#### Experiência:

Num frasco de boca larga cheio de cloro (*Fig. 99*), colocai numa cápsula suspensa da rolha, um pedacito de fósforo ordinário. Vereis que o fósforo se inflama espontâneamente, enchendo a atmosfera do frasco de abundantes vapores brancos que, pouco



a pouco, se vão depositando nas paredes do frasco cobrindo-as de uma ténue camada amarelada e cristalina. O fósforo foi transformado em *cloreto fosfórico* (pentacloro de fósforo):



*Observação:*

As combustões realizadas no seio do cloro são exemplos de *combustões vivas em que não entra o oxigénio*.

### 88. Citação dos principais cloretos e suas aplicações.

Os cloretos são os sais derivados do ácido clorídrico. São quase todos solúveis na água; o cloreto de prata,  $ClAg$ , e o cloreto mercurioso,  $ClHg$ , são, porém, insolúveis. O cloreto de chumbo,  $Cl_2Pb$ , é insolúvel, a frio, mas dissolve-se na água ebuliente.

O cloreto de sódio ou *sal das cozinhas*,  $ClNa$ , encontra-se dissolvido nas águas do mar e das fontes salgadas (*sal marinho*); e em jazigos abundantíssimos em certos pontos do globo (Baviera, Inglaterra, Prússia, França), constituindo o *sal gema*.

Em Portugal o sal é extraído das águas do mar, que contém cerca de 33 gramas por litro de cloreto de sódio.

O sal tem sabor característico, bem conhecido de todos: *sabor salgado*.

É empregado na preparação do ácido clorídrico, do sódio metálico e de quase todos os sais de sódio; é indispensável à nossa alimentação; usa-se na conservação das carnes, do peixe e de outros alimentos.

O cloreto de potássio ou *sal de Stassfurt*,  $ClK$ , constitui o mineral chamado *silvina*, muito abundante na Prússia (Stassfurt).

Forma cristais incolores de sabor análogo ao do cloreto de sódio; é muito solúvel na água, produzindo, por dissolução, um grande arrefecimento.

É empregado para preparar o potássio, o hidróxido de potássio e todos os sais de potássio, *inclusivé* o nitrato de potássio.

O mercúrio forma com o cloro dois cloretos: o cloreto *mercuroso* e o cloreto *mercúrico*.

O cloreto mercuroso,  $Cl_2 Hg_2$ , é uma substância branca, insípida, insolúvel na água.

Pode obter-se, por via seca, pela acção do mercúrio sobre o bicloreto de mercúrio,  $Cl_2 Hg$ . O produto assim obtido é designado pelo nome de *calomelanos*. Prepara-se também, por via húmida, precipitando uma solução de nitrato mercuroso pelo cloreto de sódio. O cloreto mercuroso assim preparado é conhecido pelo nome de *precipitado branco*. É empregado em medicina como purgativo e vermífugo. O cloreto *mercúrico*, bicloreto de mercúrio ou *sublimado corrosivo*,  $Cl_2 Hg$ , forma compridas agulhas brancas, solúveis na água. Prepara-se pela acção directa do cloro sobre o mercúrio; é usado como antisséptico; é, porém, muito tóxico e corrosivo; o seu antídoto é a albumina.

As pastilhas de sublimado são coradas de azul ou cor-de-rosa, a fim de se poder distinguir bem a solução e evitar, portanto, enganos que podem ser fatais.

### 89. Acção do ácido sulfúrico sobre os azotatos. Ácido azótico.

O ácido azótico ou ácido nítrico era já conhecido antes do século século XIII; mas a sua composição só foi determinada nos fins do século XVIII, por Lavoisier e Cavendish.

Encontra-se na natureza, principalmente, sob a forma de nitratos de potássio, de sódio e de amónio.

#### *Experiência:*

Deitai num tubo de ensaio uns cristais de nitrato de sódio e cobri-os com umas gotas de ácido sulfúrico concentrado.



Aquecei o tubo: notai que se formam vapores rutilantes; então houve formação de ácido nítrico, o qual foi, em parte, decomposto, originando o desenvolvimento desses vapores.

Vede que, no fundo do tubo, ficou um resíduo cristalino: é o sulfato de sódio proveniente da reacção.

### Preparação:

O ácido nítrico prepara-se nos laboratórios pelo processo geral de preparação de ácidos (lei de Bertholet — N.º 85).

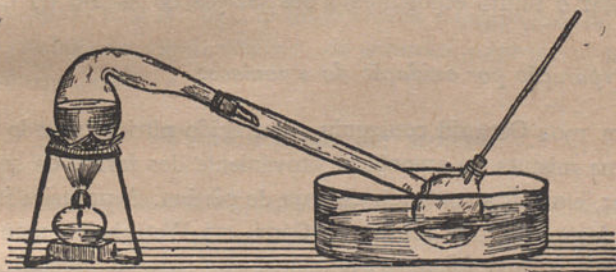
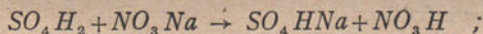
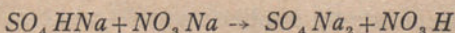


Fig. 100

Faz-se reagir, a quente, o ácido sulfúrico com o nitrato de sódio; a equação que traduz a reacção é:



elevando a temperatura, o sulfato ácido passa a sulfato neutro:



Contudo não é conveniente elevar demasiado a temperatura porque o ácido nítrico formado decompõe-se em parte, dando vapores nitrosos.

A operação realiza-se, nos laboratórios, numa retorta de vidro, na qual se deita o nitrato em pequenos pedaços que se cobrem com ácido sulfúrico (Fig. 100).

O ácido nítrico formado, distila da retorta para um balão resfriado. Deve dar-se a destilação por terminada quando no balão começam a aparecer vapores rutilantes.

Este processo é também usado industrialmente.

### Processos de síntese industrial

O estudo de processos de síntese para o fabrico do ácido nítrico foi aconselhado em 1898 por William Crookes, a fim de remediar o futuro esgotamento dos jazigos de nitrato do Chile.

#### *Preparação por oxidação do amoníaco:*

Em 1901 Ostwald conseguiu obter ácido nítrico fazendo passar uma mistura de amoníaco, proveniente dos fornos de coque, e de ar, em tubos contendo esponja de platina. A primeira instalação deste tipo foi a fábrica de Gerte, em Westphalia, montada em 1908, a qual foi muito ampliada em 1917; o processo tem sido aperfeiçoado, a esponja de platina foi substituída por massas de contacto de óxido férrico, e o amoníaco sintético, obtido pelo processo Haber, é empregado em larga escala, de preferência ao amoníaco dos fornos de coque. Este processo é actualmente o mais importante, não só sob o ponto de vista industrial como sob o lado económico. —

#### *Preparação por oxidação directa do azoto do ar:*

O processo consiste em combinar o azoto com o oxigénio do ar pela acção do arco voltaico; o óxido nítrico formado é transformado em ácido nítrico em torres de nitrificação, nas quais se faz circular oxigénio e água. A principal dificuldade do processo consiste na obtenção do óxido nítrico; até 1903 foram empregados arcos voltaicos de corrente contínua que davam pouco rendimento; em 1903 é patenteado o processo norueguês de Birkeland e Eyde que consiste em dilatar o arco voltaico de corrente alterna



por meio de poderosos electroímans de modo que a chama do arco forme um disco de 2 ou mais metros de diâmetro. Este arco é medido dentro de um forno especial, de argila refractária, e nele é insuflada uma corrente rápida de ar. Este processo é muito empregado na Noruega em virtude do baixo preço da sua energia hidroeléctrica.

#### *Observação:*

As propriedades do ácido azótico e as suas aplicações já foram estudadas (vide N.º 84). O ácido azótico é empregado no fabrico de adubos, de vários nitratos, de corantes, explosivos, pólvoras orgânicas, etc.

### **Poder oxidante dos azotatos**

Os nitratos são substâncias oxidantes; quando são calcinados libertam parte do oxigénio; os nitratos alcalinos, por calcinação, libertam oxigénio e transformam-se nos *nitritos* correspondentes; os nitratos dos metais pesados libertam oxigénio e vapores rutilantes, deixando como resíduo um óxido metálico.

#### *1.ª Experiência:*

Deitai num tubo de ensaio uns cristais de nitrato de sódio e aquecei o tubo à chama. Quando o sal começar a fundir introduzi-lhe um pauzito com alguns pontos em brasa; vede que o pauzito se inflama, ardendo com chama viva, indicando a libertação do oxigénio. Não se observa a libertação de vapores rutilantes; o resíduo que fica no tubo é o nitrito de sódio,  $NO_2 Na$ .

#### *Observação:*

Repeti a experiência e quando começar a libertação do oxigénio deixai cair o pedaço de madeira, em brasa, dentro do tubo. Vede que se dá uma reacção violenta, sendo a madeira combustada rapidamente e enchendo-se o tubo de negro de fumo.

### 2.<sup>a</sup> Experiência:

Calcinaí, agora, noutro tubo de ensaio alguns cristais de nitrato de chumbo; notai que os cristais crepitam, separando-se uns dos outros e saltando, por vezes, para fora do tubo. Quando começarem a amarelecer experimentai introduzir um pauzito em brasa; vede que se inflama, denunciando o oxigénio; ao mesmo tempo notai o desenvolvimento de vapores rutilantes que indicam a decomposição do nitrato. No fundo do tubo fica *preso ao vidro* um resíduo amarelo que embranquece pelo arrefecimento. É o óxido de chumbo, o qual se combina, em parte, com o vidro, chegando, por vezes, a furar o tubo.

### 3.<sup>a</sup> Experiência:

Misturai um pouco de nitrato de sódio com carvão em pó e enxofre moído; feita a mistura espalhai-a sobre um tijolo ou sobre um prato de ferro e inflamai-a num ponto da sua massa. Vede que a combustão se propaga rapidamente a toda a mistura, o carvão e o enxofre foram oxidados pelo nitrato; liberta-se grande volume de gases e na atmosfera espalha-se um cheiro especial, característico da *pólvora*.

A mistura constitui uma pólvora de nitrato; vimos já que o clorato de potássio produzia uma reacção idêntica (pólvora de clorato).

## 90. Citação dos principais azotatos e das suas aplicações.

Os nitratos ou azotatos são os sais derivados do ácido nítrico ou azótico.

Os nitratos neutros são todos solúveis na água; os nitratos básicos são, em geral, insolúveis. São substâncias oxidantes.

O nitrato de sódio ou *salitre do Chile*,  $\text{NO}_3\text{Na}$ , encontra-se no Chile em grandes massas cristalinas; os seus cristais são incólores, de sabor amargo, deliquescentes.

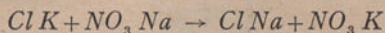


Emprega-se na preparação do ácido nítrico, na do nitrato de potássio, na agricultura como adubo, etc.

O nitrato de potássio, *nitro* ou *salitre ordinário*,  $NO_3 K$ , forma cristais incolores, de sabor fresco, um pouco amargo, muito solúveis na água quente.

Encontra-se um pouco por toda a parte onde haja decomposição de substâncias orgânicas em contacto com a potassa: à superfície do solo, nas paredes de casas húmidas (*paredes salitrosas*), nas das cavalariças, nas estrumeiras, etc.

Prepara-se a partir do salitre do Chile (muito mais abundante) e do cloreto de potássio:



O salitre assim obtido chama-se *salitre por conversão*.

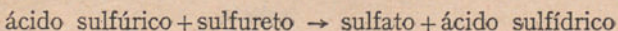
Emprega-se principalmente no fabrico das pólvoras negras e como adubo.

O nitrato de prata,  $NO_3 Ag$ , forma cristais muito solúveis na água, que enegrecem rapidamente, pela acção da luz.

Prepara-se por dissolução da prata em ácido nítrico. É um reagente muito empregado em análise química; em medicina, moldado em cilindros, usa-se como cauterizante, com o nome de *pedra infernal*. As tintas de nitrato de prata são também muito empregadas.

## 91. Acção do ácido sulfúrico ou clorídrico sobre os sulfuretos. Ácido sulfídrico: $SH_2$ .

Quando o ácido sulfúrico (ou clorídrico) reage com um sulfureto liberta-se *gás sulfídrico*, de cheiro fétido, característico; como resíduo obtém-se o sulfato do metal (ou o cloreto) de acordo com a regra de Berthollet:



O ácido sulfídrico ou *hidrogénio sulfurado* é um gás que foi observado por Meyer e por Rouelle e estudado por Scheele em 1777 e depois por Berthollet.

Encontra-se no estado livre nas fumarolas, e dissolvido em águas minerais (águas sulfurosas). Desenvolve-se na putrefacção das substâncias orgânicas.

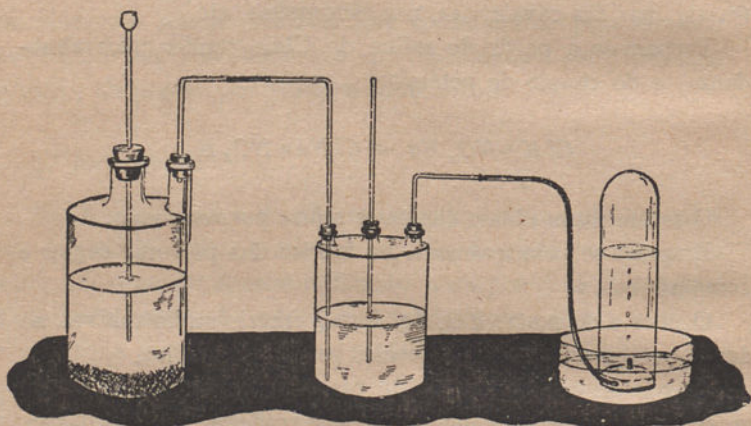


Fig. 101

### Preparação

O ácido sulfídrico prepara-se, a frio, pela acção do ácido clorídrico (ou do ácido sulfúrico) sobre o sulfureto de ferro, SFe:



sulfureto      cloreto  
de ferro      ferroso

ou



sulfato  
ferroso



A operação realiza-se num frasco de duas tubuladuras, no qual se deita, com cuidado, o sulfureto de ferro; adaptam-se-lhe rolhas atravessadas, uma por um tubo de carga e segurança; a outra por um tubo de descarga; o gás, depois de lavado na água, pode receber-se na tina hidropneumática (*Fig. 101*).

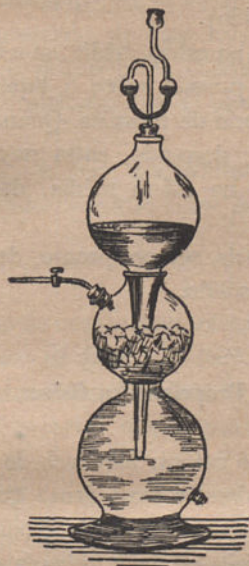


Fig. 102

Dentro do frasco preparador fica dissolvido o sulfato (ou o cloreto) ferroso.

Se quisermos obter correntes de gás sulfídrico é prático empregar o aparelho de Kipp.

*Observação:*

Nos laboratórios usa-se frequentemente o aparelho de Kipp (*Fig. 102*) para produzir correntes de gases que se preparam a frio ( $H$ ,  $SH_2$ ,  $CO_2$ ).

O aparelho de Kipp consta de um reservatório de vidro, de feitura especial, tapado por um funil esférico que ajusta e o fecha herméticamente.

O reservatório é munido de uma torneira para saída dos gases, e de um tampão inferior para limpeza. Na esfera média deita-se o reagente sólido; pelo funil introduz-se o ácido (de um modo geral, o reagente líquido).

A reacção passa-se na esfera média; se a torneira está fechada, o gás dissolvido faz pressão sobre o líquido e fá-lo subir no funil até haver equilíbrio de pressões. Quando se abre a torneira o gás sai e o líquido, descendo, entra novamente em contacto com o sólido contido na esfera média, desenvolvendo-se nova quantidade de gás.

O aparelho está, pois, sempre pronto, desde que esteja carregado com o reagente sólido.

### Propriedades físicas

O ácido sulfídrico é um gás invisível, de cheiro característico, adocicado, a ovos podres; é mais denso que o ar; é solúvel na água. A solução faz-se no aparelho de Woolff (vidé N.º 87): nos frascos de lavagem deita-se água privada de ar, por ebulição; a solução (*água sulfídrica*) deve guardar-se em frascos amarelos, pois decompõe-se pela acção dos raios violetas.

O sulfídrico é mais insolúvel na água salgada.

### Acção do gás sulfídrico e da sua solução sobre os solutos dos sais

O ácido sulfídrico gasoso, ou em solução, avermelha o papel azul de tornassol. Mas o seu reagente característico é o soluto de nitrato de chumbo, ou de acetato de chumbo. Emprega-se, para reconhecer mínimas porções de gás sulfídrico, o papel de filtro embebido na solução de um daqueles sais.



*Experiência:*

Molhai uma tira de papel de filtro num soluto de acetato ou de nitrato de chumbo; deixai escorrer o líquido em excesso e aproximai-o do tubo abdutor do gás sulfídrico; notareis que o papel enegrece rapidamente por se formar o sulfureto de chumbo; mas, em seguida, vereis que ele se torna cada vez mais brilhante, e, por fim, fica revestido de uma camada prateada. O ácido sulfídrico *reduziu* o sulfureto de chumbo formado, pondo em liberdade o chumbo metálico que dá esse aspecto à tira de papel de filtro.

O ácido sulfídrico é, pois, um redutor; tem tendência a transformar-se em anidrido sulfuroso e até em ácido sulfúrico.

*Experiência:*

Deitai num tubo de ensaio uma solução de nitrato de chumbo. Juntai-lhe um *pouco de água sulfídrica*: vede que no fundo do tubo se vai acumulando um precipitado negro. É o sulfureto de chumbo, insolúvel na água, que se vai ajuntando no fundo.

*Observação 1.ª:*

O gás sulfídrico ou a sua solução precipitam as soluções de muitos sais; os sulfuretos precipitados são, em geral, negros, mas há alguns que têm cores características. Por isso se usa a água ou solução sulfídrica como reagente de análise.

*Observação 2.ª:*

O gás sulfídrico é muito tóxico; deve, pois, haver o maior cuidado na sua manipulação; o seu antídoto é o cloro muito diluído.

**Combustão do gás sulfídrico**

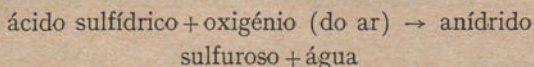
O gás sulfídrico é combustível, podendo ser inflamado à saída do aparelho produtor *desde que não esteja misturado com o ar*,

o que se verifica enchendo um tubo de ensaio com o gás e chegando-o a uma chama: a chama *não deve saltar dentro do tubo* (teria ar) e o gás deve arder tranquilamente, com chama azul.

*Experiência:*

Inflamemos o gás à saída do tubo abdutor:

Na combustão forma-se anídrido sulfuroso que se reconhece pelo cheiro; chegemos ao pé da chama uma tira de papel de tornassol azul: o papel vira ao vermelho (*vapores ácidos de gás sulfuroso*) e em seguida é descorado pelo sulfuroso. A reacção pode traduzir-se:



*Observação:*

Se envolvermos a chama por uma campânula veremos que as paredes da campânula ficam embaciadas devido ao vapor de água condensada; observando com mais atenção notam-se pontuações amarelo-esbranquiçadas aderentes ao vidro, as quais são formadas por pequenos cristais de enxofre sublimado.

Houve, pois, libertação de vapor de água, de algum sulfuroso e de *enxofre*, em virtude do oxigénio não ser em quantidade suficiente.

## 92. Citação dos principais sulfuretos naturais e suas aplicações.

Na natureza existem vários sulfuretos importantes, como o sulfureto de chumbo ou *galena*,  $SPb$ ; o bissulfureto de ferro ou *pirite marcial*,  $S_2Fe$ ; o de zinco ou *blenda*,  $SZn$ ; o de mercúrio ou *cinábrio*,  $SHg$ ; o de antimónio, *estibina* ou *antimonite*,  $S_3Sb_2$ ; calcopirite  $SCu$ ,  $SFe$ .

A galena é o minério de chumbo mais importante, por vezes contém pequena percentagem de prata (galena argentífera);



a pirite é empregada principalmente na indústria do ácido sulfúrico depois de transformada em anidrido sulfuroso, por ustulação; a blenda é o minério de zinco; o cinábrio ou *cinabarite*, o de mercúrio; a estibina é o minério de antimônio; a calcopirite é minério de cobre.

### 93. Acção dos ácidos sobre o calcáreo. Gás carbónico.

Quando se deitam umas gotas de ácido sulfúrico, clorídrico, acético, cítrico (*do limão*), etc., sobre o calcáreo nota-se uma *viva efervescência* provocada por um gás que se está a desenvolver junto do calcáreo e atravessa as gotas líquidas. Esse gás é o *gás carbónico*, ou anidrido carbónico já conhecido dos anos anteriores.

O que se passou? O calcáreo é uma rocha formada quase exclusivamente por carbonato de cálcio; o ácido reagiu com o carbonato segundo a regra de Berthollet, e *devia libertar* ácido carbónico,  $CO_2$ , deixando como resíduo sólido um sal correspondente ao ácido (sulfato, cloreto, acetato, citrato, etc.). Mas o ácido carbónico decompõe-se imediatamente em anidrido carbónico,  $CO_2$ , e água, não tendo sido possível isolá-lo até hoje; admite-se contudo a sua existência dissolvido na água, pois a solução aquosa do gás carbónico avermelha a tintura azul de tornassol.

O anidrido carbónico, descoberto por van Helmont nos princípios do século XVII, foi, em 1776, estudado por Lavoisier, que lhe estabeleceu a constituição e o carácter ácido.

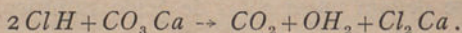
É um gás impróprio para a respiração. Existe na atmosfera; em emanações vulcânicas como as da *Gruta do Cão*, perto de Nápoles; encontra-se dissolvido nas águas minerais, etc.; forma-se nas combustões, na respiração dos animais e das plantas, etc.

No estado de combinação forma, entre outros, o carbonato de cálcio,  $CO_3Ca$ , a *calcite*, mineral que constitui as rochas calcáreas, tão abundantes na natureza.

### Preparação

O anídrido carbónico prepara-se a frio, fazendo reagir o ácido clorídrico sobre o carbonato de cálcio. A reacção pode realizar-se num aparelho produtor de hidrogénio, ou no aparelho de Kipp.

Carrega-se o aparelho com pedaços de mármore, variedade de calcáreo bastante pura, e junta-se-lhe em seguida o ácido clorídrico. A reacção começa imediatamente:



O gás recebe-se por deslocação de ar: como resíduo fica o cloreto de cálcio dissolvido na água.

### Propriedades físicas

É um gás invisível, quase inodoro, mais denso que o ar; pode transvasar-se e sifonar-se no ar como se fosse um líquido.

#### *Experiência:*

Enchei com gás carbónico uma proveta alta (*verifica-se que a proveta está cheia metendo nela um pavio aceso, o qual se apaga dentro do gás*); servindo-vos de um tubo de cauchu como sifão, fazei passar o gás para outra proveta colocada num nível inferior, como o faríeis para sifonar um líquido. Dentro dessa proveta colocai uma vela alta, acesa; vede que no fim de pouco tempo a chama se apaga, indicando que o gás chegou à altura da chama.

Sabemos que o gás carbónico existe na atmosfera, onde a sua percentagem regula por 4 a 5 décimos-milésimos do volume do ar; isto é, num metro cúbico de ar há aproximadamente 4 a 5 decilitros de gás carbónico.



Sob pressão, é muito solúvel na água, à qual comunica um gosto ligeiramente picante; é por isso empregado no fabrico de águas gasosas (sifões) e outras bebidas espumantes.

É um gás fácil de liquefazer; quando o anídrido carbónico líquido passa rapidamente ao estado aeriforme arrefece de tal maneira que parte dele solidifica, formando massas brancas com o aspecto da neve; dá-se-lhe o nome de *neve carbónica* ou *gelo seco*. É usada nos modernos frigoríficos para a conservação de carnes, peixe e vários géneros alimentícios; o seu emprego para obter baixas temperaturas é mais vantajoso que o do gelo, pois, tanto a atmosfera do frigorífico como os géneros descongelados ficam absolutamente secos, porquanto a neve carbónica passa ao estado de gás carbónico, ao passo que o gelo passa ao estado de água, deixando-os por isso húmidos. Os grandes centros populacionais consomem nos seus armazéns frigoríficos enormes quantidades de neve carbónica.

### Propriedades químicas

*O anídrido carbónico é incombustível e incomburente.*

*Experiência:*

Colocai no fundo de um frasco alto duas ou mais velas de várias alturas; acendei as velas (*Fig. 103*) e dirigi a corrente do gás para dentro do frasco; vereis que à medida que o frasco se vai enchendo de gás as chamas vão empalidecendo e apagam-se primeiro as mais baixas e depois as outras.

*Observação:*

O anídrido carbónico é *comburente* para o magnésio; uma fita de magnésio incendiada não se apaga numa atmosfera de anídrido carbónico seco.

*Acção da solução do gás sobre os solutos de soda e de potassa cáusticas:*

A solução aquosa do gás avermelha fracamente o tornassol, comportando-se como uma solução de um ácido fraco, o ácido carbónico,  $CO_2H_2$ .

A solução e o gás reagem com os solutos de soda cáustica,  $OHNa$ , ou de potassa cáustica,  $OHK$ , dando origem à



Fig. 103

formação de carbonatos *neutros*  $CO_3Na_2$  e carbonatos *ácidos* ou *bicarbonatos*  $CO_3HNa$ . Fazendo passar o gás num soluto de soda cáustica, o gás é absorvido e a soda transforma-se em carbonato neutro de sódio; continuando a corrente de gás, este, em excesso, vai transformar o carbonato neutro em carbonato *ácido* ou *bicarbonato de sódio*.



### Soda e potassa do comércio. Soda Solvay

O carbonato de sódio, anidro,  $CO_3Na_2$ , é um sal branco que por dissolução na água dá origem à formação de grandes cristais eflorescentes, de composição  $CO_3Na_2$  10  $OH_2$ , conhecidos pelo nome de *cristais de soda* ou *soda do comércio*.

Prepara-se industrialmente por vários processos; o mais económico é o processo *Solvay*, que consiste em tratar pelo gás carbónico uma solução concentrada e fria de cloreto de sódio saturada de amoníaco. O anidrido carbónico reage com o amoníaco e forma carbonato ácido de amónio; da reacção do carbonato ácido de amónio com o cloreto de sódio resultam o cloreto de amónio e o carbonato ácido de sódio, também conhecido vulgarmente por bicarbonato de sódio.

Pela acção do calor o bicarbonato passa a carbonato neutro de sódio, o qual tem o nome impróprio de *soda de comércio*.

Obtida por este processo é conhecida pelo nome de *soda Solvay*.

O carbonato de sódio é uma matéria-prima indispensável às indústrias do vidro, da soda cáustica, da tinturaria, do sabão, etc. Emprega-se no laboratório como reagente.

O *carbonato ácido*,  $CO_3HNa$ , imprópriamente chamado *bicarbonato*, obtém-se pela acção do anidrido carbónico sobre o carbonato de sódio. É empregado na preparação de águas minerais artificiais; em pastelaria, em padaria; em medicina usa-se para combater a acidez do estômago.

O carbonato de potássio,  $CO_3K_2$ , é um pó branco, granuloso, de sabor fortemente alcalino. Extrai-se das cinzas das plantas terrestres, dos resíduos da fabricação do açúcar, etc. Emprega-se na indústria vidreira, no fabrico de potassa cáustica, em medicina, nos laboratórios como reagente, etc.

O *bicarbonato* ou *carbonato ácido*,  $CO_3HK$ , prepara-se pela acção do anidrido carbónico sobre o carbonato.

### Acção do calor sobre o calcário. Cal. Água de cal

O carbonato de cálcio,  $CO_3Ca$ , é muito abundante na natureza; constitui a *calcite* e a *aragonite*; o *calcáreo* é uma rocha constituída quase exclusivamente por calcite; a *pedra de cal*, a *pedra de cantaria*, os *mármore*s, a *pedra litográfica*, etc., são variedades de calcáreo.

Cristalizado, o carbonato de cálcio constitui o *espato de Islândia*.

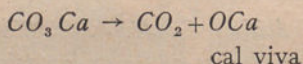
Dissolve-se nas águas carregadas de anidrido carbónico, transformando-se em *bicarbonato*,  $(CO_3)_2H_2Ca$ . Quando estas soluções perdem o seu anidrido carbónico depositam o carbonato neutro, que é insolúvel na água.

Este fenómeno explica a formação da *pedra das caldeiras e das cafeteiras*, e bem assim, as formações de *estalactites* e *estalagmites* que se encontram em certas grutas.

O mármore é usado como material de construção e na preparação do anidrido carbónico.

O calcáreo é empregado como material de construção no fabrico de cimentos e no da *cal*, por calcinação nos *fornos de cal*, tão conhecidos.

A reacção que se passa traduz-se



Usam-se entre nós pequenos fornos de alvenaria, de 3 a 4 metros de altura (*Fig. 104*). A parte interior é ovalada e revestida de tijolos refractários; o forno carrega-se por cima e tem uma abertura lateral para a descarga. Para carregar o forno constrói-se, primeiramente, uma abóbada inferior com as pedras maiores, e acaba de se carregar, depois, deitando as pedras menores por cima, pela boca.

O combustível, mato ou lenha, acende-se, então, por baixo da abóbada. Ao fim de 48 horas está, em geral, terminada a operação. Deixa-se arrefecer o forno e tira-se a cal.



A esta operação chama-se vulgarmente *cozer a cal*. A cal que se tira dos fornos é a *cal viva*.

*Observação:*

O forno que descrevemos é do tipo *intermitente*, pois é carregado e descarregado para cada operação. Na grande indústria



Fig. 104

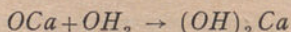
usam-se fornos de *produção contínua*, com 8 a 10 metros de altura; são aquecidos a hulha magra ou a antracite.

*Experiência:*

Deitai numa cápsula de ferro um bocado de *cal viva* ou óxido de cálcio,  $OCa$ , e regai-a com umas gotas de água.

Vereis que, em breve, se começa a libertar vapor de água ao mesmo tempo que a cal viva se vai transformando numa massa muito branca, mas pulverulenta, conhecida pelo nome de *cal*

*apagada, cal extinta* ou hidróxido de cálcio. A reacção que se passou traduz-se pela equação:

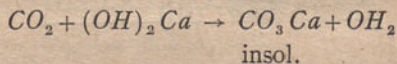


Lançai em água uma porção de cal apagada assim obtida; vereis que a água toma um aspecto leitoso, devido ao excesso de hidróxido que contém; é o *leite de cal* com o qual se caíam as paredes. Deixai repousar o líquido; vede que começa a aclarar rapidamente.

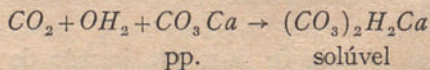
Filtrai uma porção de líquido aclarado: obtereis um soluto límpido de hidróxido de cálcio, ao qual se dá o nome de *água de cal*.

#### *Experiência:*

Num copo de pé tomai agora um pouco de água de cal e fazei borbutar nela o anídrido carbónico que sai pelo tubo abdutor do aparelho produtor do gás. Vereis que a água de cal *turva* pouco a pouco, e, por fim, forma-se um precipitado branco, abundante, de *carbonato de cálcio*.



Continuai a deixar passar o gás: vereis, no fim de algum tempo, que o precipitado se redissolve: transformou-se em *bicarbonato de cálcio*, que é solúvel na água:



Desta experiência conclui-se que o *anídrido carbónico turva a água de cal: Um excesso de gás redissolve o precipitado.*

Esta reacção serve para caracterizar o anídrido carbónico.



#### 94. Acção da cal apagada sobre os carbonatos solúveis. Hidróxidos de sódio e de potássio.

Quando se aquece à ebulição uma solução aquosa de carbonato de sódio (ou de potássio) com um *leite de cal*, há formação dos hidróxidos correspondentes com precipitação do carbonato de cálcio. A operação faz-se na indústria em aparelhos especiais de ferro. A reacção que se passa pode escrever-se, para a soda cáustica:



É um dos processos industriais para o fabrico da soda cáustica.

O hidróxido de sódio ou soda cáustica,  $(\text{OH}) \text{Na}$ , pode obter-se também pela acção do sódio sobre a água.

Modernamente a soda cáustica obtém-se por electrólise das soluções concentradas de cloreto de sódio.

É uma substância branca, muito cáustica, que, ao ar, fixa vapor de água e anidrido carbónico. É solúvel na água e no álcool. Moldada em cilindros constitui a *pedra de cautério*.

Emprega-se em saboaria; no laboratório usa-se como reagente.

O hidróxido de potássio ou potassa cáustica,  $(\text{OH}) \text{K}$ , prepara-se pelos mesmos processos da soda cáustica e possui propriedades análogas, mas muito mais enérgicas.

É empregada no fabrico dos sabões moles e em vidraria.

#### 95. Acção da cal sobre o sal amoníaco (cloreto de amónio, $\text{ClNH}_4$ ).

##### *Experiência:*

Triturai num almofariz um pouco de cal apagada com uma porção de cloreto de amónio, sal que se emprega nas pilhas Léclanché e é conhecido no mercado pelo nome de *sal amoníaco*. Notai que durante a trituração se desenvolve um gás, de cheiro picante que provoca as lágrimas. É o *gás amoníaco*, de fó-

mula  $NH_3$ . Tomai num tubo de ensaio umas pitadas da mistura que obtivestes no almofariz, deitai-as num tubo de ensaio e aquecei: o gás desenvolve-se, então, em grande quantidade e denuncia-se em breve, pelo cheiro irritante.

O gás amoníaco foi descoberto por Priestley e descrito, em 1774, sob o nome de *gás alcalino*; era também conhecido pela designação de *espírito volátil*. Em 1785 Berthollet estabeleceu a sua composição aproximada.

Encontra-se principalmente sob a forma de sais amoniacais.

### Preparação do gás

a) No laboratório prepara-se o amoníaco pela acção de uma base (potassa, soda ou cal) sobre um sal de amónio.

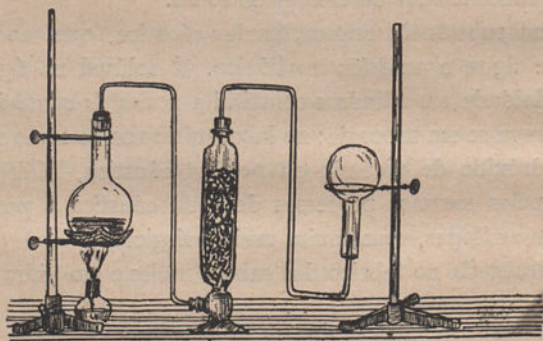


Fig. 105

A base mais empregada é o hidróxido de cálcio, *cal extinta* ou *cal apagada*,  $(OH)_2Ca$ ; o sal de amónio que se usa é o cloreto de amónio ou *sal amoníaco*,  $Cl(NH_4)$ .

A operação pode realizar-se num balão de vidro, desde que se siga com cuidado (Fig. 105).

Deita-se no balão a mistura de hidróxido de cálcio e cloreto de amónio, previamente preparada num almofariz. Junta-se um



pouco de água e veda-se o balão com uma rolha atravessada por um tubo abdutor. O gás começa a desenvolver-se a frio; aquece-se brandamente o balão; a reacção acelera e o gás começa a sair, espalhando um cheiro característico, picante, que ataca a mucosa nasal e provoca as lágrimas. Dentro do balão fica, como resíduo, o cloreto de cálcio.

O gás pode receber-se por deslocação de ar.

b) O gás amoníaco obtém-se industrialmente, por síntese, a partir do azoto do ar (*processo de Haber*).

Uma mistura de azoto e hidrogénio é dirigida para um tubo que contém um catalisador; regulando a temperatura e a pressão convenientemente, a mistura transforma-se em amoníaco com um bom rendimento industrial.

Haber e Lerossignol usavam como catalisador o ósmio ou o carboneto de urânio; actualmente emprega-se o ferro e trabalha-se a pressões mais baixas.

O amoníaco produzido é directamente liquefeito ou é transformado em sulfato de amónio.

Além do processo sintético de Haber há outros processos de fixar o azoto do ar transformando-o indirectamente em amoníaco.

### Solubilidade do amoníaco. Amónia. Amónio

O amoníaco é um gás de cheiro característico; é menos denso que o ar; é muito solúvel na água que, a 0º dissolve cerca de 1000 volumes de gás, e, a 15º cerca de 700 volumes.

#### *Experiência:*

Fazei passar o gás amoníaco numa proveta de dessecação contendo cal viva (óxido de cálcio, *OCa*), substância muito ávida de água (*Fig. 105*).

Recebei o amoníaco por *deslocação* de ar, num balão com a boca para baixo. Quando o balão estiver cheio, adaptai-lhe uma rolha atravessada por um tubo afilado.

Retirai então o balão e mergulhai o extremo não afilado do tubo dentro de água, previamente corada com tintura vermelha de tornassol. A água repuxará violentamente (*Fig. 106*) no balão, sendo prudente colocar a mão no fundo do balão para evitar que ele se quebre com a força do jacto. O repuxo apresenta-se

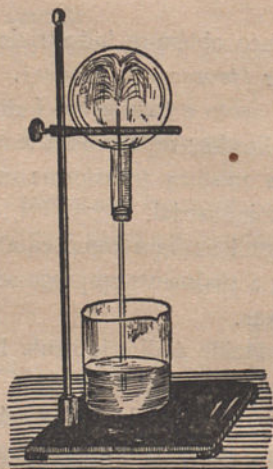


Fig. 106

corado em azul, o que indica o carácter básico da solução do amoníaco.

A experiência e a explicação dos fenómenos observados são análogas à experiência da solubilidade do ácido clorídrico, já estudada.

A solução aquosa do gás amoníaco recebe o nome de *amónia*; tem reacção alcalina, restituindo a cor azul à tintura de tornassol avermelhada por um ácido e avermelhando a solução de fenolftaleína. A amónia pode obter-se no aparelho de Woolff.

A amónia tem a propriedade de se combinar com os ácidos para dar sais a que os antigos chamavam *sais de amoníaco*. Assim, com o ácido clorídrico davam o *cloridrato de amoníaco*;



com o ácido sulfúrico davam o *sulfato de amoníaco* e o *sulfato ácido* ou *bissulfato de amoníaco*; etc.

As fórmulas desses compostos eram:

$\text{OH}_2, \text{NH}_3$ .....	água amoniacal (amónia)
$\text{ClH}, \text{NH}_3$ .....	cloridrato de amoníaco
$\text{SO}_4\text{H}_2, \text{NH}_3$ .....	bissulfato de amoníaco
$\text{SO}_4\text{H}_2, 2 \text{NH}_3$ ...	sulfato de amoníaco

Ora os compostos de amoníaco têm propriedades análogas às dos compostos correspondentes dos metais alcalinos cujas fórmulas são:

$\text{OHNa}$ .....	soda cáustica ou hidróxido de sódio
$\text{OHK}$ .....	potassa cáustica ou hidróxido de potássio
$\text{ClNa}$ .....	cloreto de sódio
$\text{ClK}$ .....	cloreto de potássio
$\text{SO}_4\text{HNa}$ .....	sulfato ácido de sódio

Em vista desta semelhança e de outras razões, Ampere propôs que:

em vez de:	se escrevesse:	análoga a:
$\text{OH}_2, \text{NH}_3$	$(\text{OH}) \text{NH}_4$	$(\text{OH}) \text{Na}$
$\text{ClH}, \text{NH}_3$	$\text{ClNH}_4$	$\text{ClNa}$ ou $\text{ClK}$
$\text{SO}_4\text{H}_2, \text{NH}_3$	$\text{SO}_4\text{HNH}_4$	$\text{SO}_4\text{HNa}$

e deu o nome de *Amónio* ao radical  $\text{NH}_4$ .

Os nomes desses compostos serão, pois, *hidróxido de amónio* — análogo a *hidróxido de sódio*; *cloreto de amónio*; *sulfato ácido de amónio*, comportando-se o radical amónio como um metal alcalino.

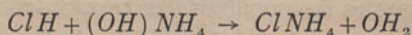
Este radical ainda não pôde ser isolado, mas já se obteve a *amalgama de amónio*, combinação do mercúrio com o amónio.

É muito importante a reacção da amónia com o ácido clorídrico.

*Experiência:*

Chegai a rolha do frasco da amónia junto da boca do frasco do ácido clorídrico. Vede que se formam abundantes fumos brancos. É uma reacção característca da amónia e, também, do ácido clorídrico.

A amónia reagiu com o ácido clorídrico, originando-se esses fumos brancos, os quais são vapores de cloreto de amónio e de água: a reacção pode escrever-se:



A amónia reage com os solutos de certos sais, dando lugar à formação de hidróxidos metálicos, insolúveis: com os sais de cobre, por exemplo, dá um precipitado de hidróxido de cobre.

Se usarmos a amónia em excesso, o precipitado de hidróxido de cobre redissolve-se e obtém-se um líquido azul, conhecido pelo nome de *água celeste*.

A amónia é um reagente geral de análise empregado correntemente nos laboratórios.

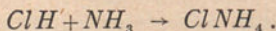
O amoníaco é um produto da grande indústria química; serve para o fabrico sintético do ácido nítrico, da soda Solvay, do gelo artificial, etc.; mas o seu emprego mais importante é a sua transformação em adubos azotados, indispensáveis à agricultura.

**96. Citação dos principais sais de amónio.**

Entre os diferentes sais de amónio são mais importantes os seguintes:

*Cloreto de amónio* ou *sal amoníaco* do comércio,  $ClNH_4$ , é um sal branco que se apresenta em massas cristalinas, fibrosas; tem sabor salgado e picante; é muito solúvel na água, produzindo um notável arrefecimento enquanto se dissolve.

Obtém-se pela acção do ácido clorídrico sobre o amoníaco:



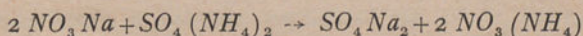


Pelo aquecimento decompõem-se em ácido clorídrico e amoníaco. É empregado em tinturaria, na decapagem das superfícies dos metais que se querem soldar, na carga de pilhas eléctricas; como reagente nos laboratórios, etc.

O sulfato de amónio,  $SO_4(NH_4)_2$ , forma cristais incolores de sabor picante, bastante solúveis na água e insolúveis no álcool. Prepara-se pela acção do ácido sulfúrico sobre o amoníaco; é usado como adubo.

O nitrato de amónio,  $NO_3(NH_4)$ , tem alcançado recentemente especial importância pelo seu emprego como matéria explosiva.

Obtém-se em grandes quantidades neutralizando pelo ácido nítrico soluções concentradas de cloreto de amónio; também se obtém *por conversão* do salitre do Chile (1):



---

(1) Patentes alemãs e americanas.





## CONHECIMENTO ELEMENTAR DA COMPOSIÇÃO DOS SOLOS

### 97. Solos agrícolas. Elementos essenciais.

O solo forma a camada superficial da crosta terrestre e provém da desagregação das rochas que formam a camada profunda. É constituído por materiais diversos, móveis — as *terras* —, as quais depois de *arroteadas* tomam o nome de *terras* ou *solos agrícolas*.

Apesar das rochas donde derivam os solos agrícolas serem de constituição tão diferente umas das outras, os elementos essenciais de todos os solos agrícolas são sempre os mesmos: as *areias siliciosas*, as *argilas* ou *barros* e os *calcáreos*; a estes elementos vem, em geral, juntar-se um quarto elemento — o *húmus* — resultante da decomposição de matérias orgânicas, em regra, de origem vegetal. É o húmus, substância negra, rica em produtos carbonados, que dá a fertilidade ao terreno, quando não é em excesso.

Para que um solo agrícola seja produtivo é necessário que esses elementos estejam equilibrados entre si. É precisamente da percentagem de cada um deles que depende a qualidade do terreno e, portanto, a cultura para a qual ele é mais apto.

Quanto às dimensões das partículas que entram na constituição dos vários terrenos, é uso classificarem-se os solos em

*solos de saibro; de areia grossa; de areia fina e de argila.* O saibro e a areia grossa tornam o solo permeável e leve, permitindo o seu arejamento; os solos de areia fina retêm pouco a água, ao contrário dos solos de argila; estes, por vezes, endurecem, dificultando a penetração das raízes das plantas e tornando-se difíceis de trabalhar.

Vejamos rapidamente a constituição química dos elementos essenciais dos vários solos.

### Solos húmiferos. Húmus

São solos que contêm mais de 30 % de matéria orgânica, de composição química indeterminada e formada por detritos de origem animal e vegetal que apodreceram no solo e nele se infiltraram pela acção das chuvas. Essa matéria orgânica é o *húmus*, o qual dá aos solos uma coloração escura que se nota bem nas camadas superficiais dos terrenos cultivados.

É o húmus que dá a fertilidade aos solos; torna-os mais leves e aumenta-lhes a capacidade de retenção da água. O húmus pode ser obtido artificialmente nas estrumeiras; constitui, então um *adubo natural*.

### Solos arenosos. Sílica

Os solos arenosos têm mais de 90 % de areia; são muito permeáveis à água e, em geral, movediços; as areias são constituídas quase totalmente de detritos de *quartzo* ou *crystal de rocha* mineral que é quimicamente um anídrido de um elemento não-metal chamado *silício*: é o anídrido *silícico* ou *sílica*,  $SiO_2$ .

O silício amorfo foi descoberto por Berzelius em 1823; em 1854 Sainte-Claire-Deville descobriu duas variedades cristalinas de silício: a *grafitóide* e a *adamantina*.

O silício não se encontra no estado livre; é, contudo, depois do oxigénio, o elemento mais abundante na natureza sob a forma de combinação. A areia, o quartzo, os variados silicatos que constituem a maior parte das rochas, são derivados oxigénia-



dos do silício combinados com várias bases, como a potassa, a soda e a cal.

Combina-se também com os metais; com o carbono forma um composto de fórmula  $SiC$ , o *carborundo*, que pela dureza é um sucedâneo do diamante; com o carborundo fazem-se instrumentos para trabalhar o diamante, o mármore, o granito e o aço. O *silendo* é um produto que contém proporções variáveis de carborundo e é usado no revestimento de superfícies ou fios que devam sofrer altas temperaturas (fios de lâmpadas de incandescência, por exemplo).

Há um grande número de compostos de silício; alguns deles são análogos a certos compostos orgânicos do carbono.

### Solos argilosos. Argilas

Os solos argilosos contém mais de 50 % de argila; são impermeáveis à água e precisam ser *corrigidos* para darem boas culturas.

As argilas ou barros são provenientes da desagregação de rochas feldspáticas; são constituídas principalmente por silicatos de alumínio, de ferro, etc.; as mais puras são brancas e quase exclusivamente formadas por *caolino*, que é o *silicato de alumínio*.

As argilas têm a propriedade de se amassarem com a água, formando massas muito plásticas às quais se podem dar vários feitios; se levarmos então essas massas *ao forno* a argila *coze*, ficando dura e quebradiça; quando a argila contém ferro fica vermelha depois de cozida; o caolino *coze* e fica branco.

### Aplicações industriais da argila e da areia

#### *Barros vulgares:*

Os tijolos, as telhas, as bilhas, alguidares, etc., são fabricados com *argilas figulinas*, que têm 5 a 6 % de carbonato de cálcio e um pouco de óxido de ferro; por vezes estas argilas são adicio-

nadas de areia para melhor se poderem amassar; as peças são moldadas ou trabalhadas à *roda de oleiro*, deixam-se secar ao ar livre e depois de secas são cozidas no forno de tijolo.

Os utensílios de barro *vidrados* são pintados com uma tinta de óxido de chumbo antes de irem ao forno. O *óxido* transforma-se num silicato de chumbo que recobre todos os poros do barro.

#### *Faianças; grês e porcelana:*

As *faianças* são pastas porosas, impermeabilizadas por um revestimento apropriado. Distinguem-se as faianças *esmaltadas* e as faianças *finas*; a pasta das primeiras é formada de argila ferruginosa, areia e calcáreo; o *esmalte* opaco, é produzido por uma mistura de silicato de chumbo e óxido de estanho; a pasta das segundas é feita com argila plástica e quartzo; o esmalte é transparente.

O *grês* e a *porcelana* são feitos com uma pasta compacta, dura, vitrificada, impermeável aos líquidos; mas o grês é de grão grosso e opaco, ao passo que a porcelana é de grão fino e translúcida. O tipo da porcelana fina é a porcelana da China.

#### *O vidro:*

É uma mistura homogénea, em proporções variáveis, de silicatos de potássio ou sódio e vários silicatos de outros metais; há diferentes variedades de vidros, mas todas elas devem ser *transparentes* e *inalteráveis*, isto é, devem resistir bem à acção da água e dos ácidos, excepção feita para o *ácido fluorídrico* que ataca todas as substâncias onde entre o silício, e, portanto, ataca o vidro. Esta propriedade é aproveitada para *gravar o vidro, ao ácido*; o vidro pode ser também gravado a jacto de areia ou por outros processos mecânicos.

O ácido fluorídrico é um hidrácido derivado do metalóide *fluor*, o qual tem propriedades análogas ao cloro; o ácido obtém-se pela acção do ácido sulfúrico sobre o *fluoreto de cálcio* ou *espató*



*fluor*; para gravar em vidro cobre-se primeiro o vidro de uma camada de cera; grava-se, então, na cera e trata-se a gravura pelo ácido ou pela sua solução. O vidro descoberto é atacado pelo ácido; a cera dissolve-se depois em aguarrás.

O vidro ordinário, o cristal, o vidro da Boémia, etc., são vidros que diferem ou na natureza dos silicatos ou apenas na proporção em que eles se misturam.

#### *Cimentos e argamassas:*

As argamassas usadas na construção civil são conhecidas pelos nomes de *cales aéreas* e de *cales hidráulicas*; as primeiras são as argamassas dos pedreiros, obtidas amassando conjuntamente a *cal traçada* (cal apagada e areia) com água.

A cal aérea endurece pela acção do anidrido carbónico do ar; a areia serve para não deixar abrir fendas quando a argamassa seca. As *cales hidráulicas* provêm da calcinação de calcáreos ricos em argila; amassadas com água *fazem presa* mesmo debaixo de água.

O *cimento* obtém-se calcinando calcáreos com mais de 30 % de argila; amassado com areia e água *faz presa*, isto é, endurece rapidamente, tanto ao ar como debaixo de água.

### **98. Importância do azoto, fósforo, potássio e cálcio na agricultura. Adubos. Sais de amónio e superfosfatos.**

Raros são os solos agrícolas que têm uma composição natural apropriada para a cultura intensiva; as plantas necessitam para o seu desenvolvimento, de azoto, fósforo, potássio e cálcio, e de outros elementos em menor quantidade. Essas substâncias são extraídas do solo pelas plantas e absorvidas sob a forma de sais de amónio, de nitratos e de fosfatos de potássio e de cálcio. Sabemos que o carbono é absorvido, não pelas raízes, mas pelas folhas e tecidos verdes, pelo fenómeno da *fotosíntese*.

Quando os terrenos estão esgotados de uma ou mais daquelas substâncias remedeia-se a falta por meio de *adubos naturais*, o estrume, o esterco dos animais, etc. Também é uso, nas regiões onde existe a grande propriedade, deixar repousar os terrenos de uns anos para os outros, meter nesses terrenos em *poisio* gados que vão deixando a urina e o esterco, e fazer *afolhamentos* ou *culturas rotativas* para aproveitar melhor a terra.

Mas para as culturas intensivas é indispensável o *adubo artificial*, o adubo químico; o adubo a empregar depende da natureza do solo e da espécie de cultura que se quer fazer; a *adubação* deve ser, pois, feita cientificamente e não ao acaso.

Entre os adubos actualmente empregados contam-se: os sais amoniacais, em especial, o sulfato de amónio e o nitrato de amónio; o nitrato e o fosfato de cálcio, a *cianamida cálcica* e os *superfosfatos*, mistura constituída principalmente por fosfato monocálcico, fosfato dicálcico e sulfato de cálcio. Outras substâncias entram na composição dos superfosfatos mas em quantidades relativamente pequenas.

A *cianamida cálcica* ou *cal azotada* obtém-se fazendo passar uma corrente de azoto sobre a carbite a uma temperatura elevada; constitui um adubo azotado dos mais importantes, pois fornece aos terrenos amoníaco e cal.

FIM DO 5.º ANO



## ÍNDICE ALFABÉTICO

	Pág.		Pág.
Acção do ácido nítrico:		Ácido fluorídrico .....	252
sobre o cobre .....	205	— fosfórico .....	206
Acção do ácido sulfúrico:		— grafitico .....	109
sobre o cobre .....	191	— muriático .....	207
— o ferro .....	47	— nítrico .....	222
— os cloretos .....	208	— oleico .....	127
— os nitratos .....	222	— palmítico .....	127
— os sulfuretos .....	227	— pirolenhoso .....	81
Acção dos ácidos:		— sulfídrico .....	227
sobre as bases .....	181	— sulfúrico .....	197
— o calcáreo .....	223	Ácidos .....	49 e 186
— os metais .....	191	— (bi-) .....	186
— os sais .....	207	— (mono-) .....	187
Acção da cal:		Aço .....	153
sobre os carbonatos .....	240	— níquel .....	162
— os sais de amónio ...	241	Açúcar de leite .....	133 e 136
Acção do cloro:		— de uvas .....	112 e 136
sobre os brometos .....	216	— invertido .....	136
— o hidrogénio .....	217	— ordinário .....	136
— os iodetos .....	216	Adubos naturais .....	250
— os metais .....	219	— químicos .....	254
— os metalóides .....	220	Água .....	31
Acetileno .....	94	— de amido .....	155
Acetoceluloses .....	147	— de bromo .....	216
Acetona .....	121	— de cal .....	229
Ácido (noção de) .....	179	— celeste .....	246
Ácido acético .....	117	— de cloro .....	215
— — glacial .....	118	— (comp. da-) .....	66
— azótico .....	222	— de cristalização .....	44
— clorídrico .....	207	— fénica .....	83
— esteárico .....	128	— forte .....	204
— fénico .....	120	— de interposição .....	44

	Pág.		Pág.
Água régia .....	159	Antracite .....	81
— sulfídrica .....	230	Ar .....	7
Aguardente .....	112	— (composição do—) .....	19
Aguarrás .....	218 e 122	— (mefítico—) .....	20
Águas meteóricas .....	31	— (peso do—) .....	9
— minerais .....	33	Areias .....	250
— potáveis .....	32	Argamassa ordinária .....	253
— salobras .....	32	Argamassas .....	253
— telúricas .....	31	Argilas .....	253
Alambique de Saleron .....	115	Argirose .....	158
Alambiques .....	41	Autogénia (soldadura—) ...	60
Alcalinos (solutos—) .....	168	Azêbre .....	154
Alcalino-terrosos .....	168	Azéite .....	128
Alcalis .....	128	Azotatos .....	226
Alcatrão de madeira .....	75	Azoto .....	16
Alcool absoluto .....	116	Bálsamos .....	122
— canforado .....	116	Banho maria .....	39
— desnaturado .....	117	— de areia .....	39
— ordinário .....	115	— de vapor .....	39
— (rectificação do—) ...	116	Baquelite .....	123
Almesse .....	134	Bário (cloreto de—) .....	204
Algodão .....	145	Barros (aplicação dos—) ...	253
— pólvora .....	146	Base (noção de—) .....	168
Alumenes .....	202	Benzina .....	83
Alumínio .....	153	— de petróleo .....	83
Amálgamas .....	157	Benzol .....	83
Amido .....	141	Berthollet (regra de—) ...	207
Amónia .....	209 e 243	Bicarbonato de cálcio .....	238
Amoníaco .....	243	— de sódio .....	237
Amónio .....	245	Bióxido de manganésio .....	20
— (sais de—) .....	245	Blenda .....	155 e 160
Análise .....	53 e 64	Borracha .....	123
— volumétrica .....	46	Breu .....	122
Anidrido (noção de—) ....	179	Bromo .....	215
— carbónico ... 76 e 233		Bronzes .....	161
— fosfórico ... 16 e 177		Bunzen (bicos de—) .....	90
— silícico .....	250	Buta-gás .....	103
Anidrido sulfúrico .....	197	Butana .....	103
— sulfuroso .....	197	Butirina .....	127
Anidrite .....	201	Cal apagada .....	38 e 239
Anilina .....	81	— clorada .....	214



	Pág.		Pág.
Cal extinta .....	239	Cerveja .....	119
— viva .....	38 e 239	Chama .....	92
Calcáreo .....	238	Chumbo .....	155
Calcaróni .....	171	— de caça .....	161
Calcite .....	238	— (câmaras de) .....	161
Calcopirite .....	160	Cianamida cálcica .....	254
Calda bordaleza .....	112	Cidra .....	120
Calomelanos .....	221	Cimentos .....	253
Cânfora .....	137	Cinábrio .....	233
Caolino .....	253	Clorato de potássio .....	20
Caparrosa azul .....	202	Cloreto das lavadeiras .....	214
— branca .....	202	Cloretos .....	222
— verde .....	208	Cloro .....	211
Caramelo .....	136	Cobre .....	154
Carbite .....	95	Colódio .....	146
Carbonados .....	108	Colofónio .....	123
Carbonatos .....	237	Combinação .....	14 e 61
Carboneto de cálcio .....	95	Comburentia .....	25
Carbono .....	79	Combustão lenta .....	28
— cristalizado .....	107	Combustão viva .....	28
Carborundo .....	251	Combustibilidade .....	28
Carvão .....	73	Composição centesimal .....	67
— de açúcar .....	137	Composto .....	61
— animal .....	105	Compostos isómeros .....	137
— de madeira .....	74	— orgânicos .....	109
— de ossos .....	105	Coque .....	82
— de pedra .....	74	Creosota .....	122
— das retortas .....	82	Crepitação .....	20
— vegetal .....	74	Cristalização .....	44
Carvões artificiais .....	81	— por via hú-	
— fósseis .....	81	— mida .....	44
— naturais .....	81	Cristalização por via seca .....	44
Caseína .....	133	Crómio .....	155
Cassiterite .....	161	Decantação .....	34
Catálise .....	22	Decomposição .....	64
Caúchu .....	123	Deliquescência .....	45
— mineral .....	172	Depuração física .....	89
Celite .....	146	— química .....	89
Celofan .....	146	Dessecação (Torre de) .....	53
Celulóide .....	146	Dextrina .....	146
Celulose .....	146		

	Pág.		Pág.
Diamante .....	107	Faianças .....	252
— (Talhe do) .....	108	Farinha .....	141
Diástases .....	112	Fécula .....	141
Difusibilidade .....	59	Fenol .....	121
Dinamite .....	131	Fenoltaleína .....	168
Dissolução .....	36	Fenómenos químicos .....	48
Dissolvente neutro .....	37	Fermentação acética 129 e .....	138
Distilação fraccionada .....	101	— alcoólica .....	112
Ductilidade .....	151	— láctica .....	133
Dulcina .....	136	Fermentos solúveis .....	112
Duralumínio .....	161	Ferro .....	153
Ebonite .....	124	— estanhado .....	156
Eflorescência .....	45	— fundido .....	153
Electrólise .....	46	— galvanizado .....	156
— da água .....	46	— macio .....	153
Elemento .....	62	— níquel .....	155
Emulsão .....	131	— pirofórico .....	57
Enxofre .....	171	— zincado .....	156
— amorfo .....	174	Filtros .....	34
— em canudos .....	172	Fluor .....	252
— (extracção do—) .....	171	Folha de Flandres .....	156
— (flor de—) .....	173	Fórmulas .....	79
— mole .....	173	— dos compostos .....	79
— ortorrômbico .....	174	Fósforo .....	176
— prismático .....	174	— branco .....	177
— (refinação do—) .....	171	— vermelho .....	177
— (variedades alotrópicas do—) .....	173	Frizoni .....	171
Espato de Islândia .....	238	Frutose .....	139
Espato-fluor .....	252	Galactose .....	139
Espécies químicas simples .....	62	Galena .....	161
Espírito de sal .....	207	Galipot .....	122
Espírito volátil .....	244	Gás da água .....	104
Esonja de platina .....	157	— alcalino .....	244
Essência de terebentina .....	218	— amoníaco .....	244
Essências .....	122	— do ar .....	104
Estalactites .....	239	— butano .....	103
Estalagmites .....	239	— carbónico .....	88 e 233
Estanho .....	155	— Cidla .....	103
Estearina .....	127	— de gerador .....	104
Estibina .....	233	— da hulha .....	88
		— de iluminação .....	88



	Pág.		Pág.
Gás dos pântanos .....	82	Hulha negra .....	86
— pobre .....	104	Hulhas gordas .....	86
— Siemens .....	104	— magras .....	86
— sulfídrico .....	228	— secas .....	86
— sulfuroso .....	197	Humos .....	251
Gasolina .....	103	Incandescência .....	28
Gasómetro .....	23	Incomburencia .....	15
Gelatina explosiva .....	146	Iodeto de amido .....	217
Gelo seco .....	235	Iodo .....	216
Gema .....	122	Isómeros .....	136
Gesso .....	201	Javelização .....	36
— cosido .....	202	Kipp (aparelho de—) .....	229
— de presa .....	201	Lactose .....	136 e 139
Glicerina .....	131	Lâmpadas de Davy .....	83
Glicose .....	112	— de Jeumont .....	84
Gluten .....	143	Lato dos funileiros .....	155
Goma de amido .....	143	Latões .....	161
Gomas .....	122	Lavoisier (exper. de—) .....	17
— copais .....	123	— (lei de—) .....	64
Grafite .....	109	Leite .....	133
Grau alcoólico .....	115	— de cal .....	240
Gravura em vidro .....	259	Lenhite .....	85
Grês .....	250	Levedura de cerveja .....	118
Grisú .....	82	Levulose .....	136
Gusa .....	153	Licor de Fehling .....	137
Halite .....	211	— de Schweitzer .....	148
Harmónica química .....	54	Licores .....	119
Hélio .....	61	Liebig (condens. de—) .....	42
Hematite .....	157	Liga dos caracteres de im-	
Hidrácido .....	179	prensa .....	161
Hidrogénio .....	47	Ligas metálicas .....	161
Hidrogénio ácido .....	206	Limonite .....	161
Hidrólise .....	128	Maçarico de boca .....	95
Hidróxido de amónio .....	247	— de ourives .....	95
— de cálcio .....	239	— oxídrico .....	61
— de potássio .....	241	— oxiacetilénico .....	99
— de sódio .....	241	Mãe do vinagre .....	117
Hulha .....	85	Magnetite .....	161
— azul .....	85	Maillechort .....	161
— branca .....	86	Maleabilidade .....	162
— (distilação da—) .....	90	Maltase .....	119

	Pág.		Pág.
Malte .....	119	Óleo mineral .....	101
Maltose .....	119	Óleos .....	128
Manteigas .....	134	— leves .....	87
Margarina .....	134	— médios .....	87
Mármore .....	233	— pesados .....	87
Mercurio .....	156	— secativos .....	128
Metais .....	151	Ouro .....	159
— alcalinos .....	162	Oxácidos .....	179
— alcalino-terrosos .....	162	Oxalato ferroso .....	59
— brancos .....	162	Oxidação .....	17 e 25
— leves .....	162	Oxidantes .....	29
— (não—) .....	151	Óxido .....	18
— nobres .....	158	— de carbono .....	76
— pesados .....	162	— de chumbo .....	226
Metalóides .....	170	— cúprico .....	154
Metano .....	82	— de ferro .....	28 e 57
Metilena .....	120	— de magnésio .....	27
Micoderma agéti .....	118	— nítrico .....	196
Míldio .....	112	— vermelho de mer- cúrio .....	20
Minérios portugueses .....	161	Óxidos básicos .....	169
Mistura .....	61	Oxigénio .....	16, 20 e 25
Nafta .....	101	Palmitina .....	127
Naftaleno .....	88	Pão (fabrico do—) .....	143
Negro animal .....	105	Papel (indústria do—) ...	147
— de fumo .....	105	— (pasta de—) .....	148
— de platina .....	157	Parafina .....	102
Neutralização .....	181	Pedra de cal .....	238
Neve carbónica .....	235	— de cantaria .....	238
Níquel .....	155	— das cafeteiras... 32 e	238
Nitratos .....	266	— de cautério .....	243
Nitritos .....	225	— de íman .....	161
Nitro .....	227	— infernal .....	237
Nitroceluloses .....	146	— litográfica .....	238
Nitrogénio .....	16 e 20	Pentacloreto de fósforo ...	222
Nitroglicerina .....	131	Pepitas .....	158
Nomenclatura dos ácidos ...	186	Pergaminho .....	147
— dos anidridos .....	184	Pesos atómicos (Tabela—)	69
— das bases ...	186	Petróleo .....	102
— dos óxidos ...	184	— animal .....	104
— dos sais .....	188	— comum .....	103
Oleína .....	127		



	Pág.		Pág.
Petróleo (éter de—) .....	103	Queijo .....	134
— vegetal .....	104	Reacção química .....	45
Petróleos (composição—)...	101	— endotérmica .....	47
— da América .....	101	— exotérmica .....	47
— russos .....	101	— (produtos da—)...	46
Pez louro .....	122	Reagente indicador .....	169
Pinéno .....	122	Reagentes .....	46
Pirite .....	196	Recozimento .....	153
— de cobre .....	161	Redução .....	58 e 81
Plásticos .....	147	Redutores .....	58 e 81
Platina (esponja de—) ...	159	Resíduo halogénico dos áci-	
— (negro de—) .....	159	dos .....	187
Plombagina .....	109	Resina .....	122
Poder edulcorante .....	140	Respiração artificial .....	30
Osmótico .....	60	Ruptura (carga de—) .....	153
Pólvora .....	76	Sabões .....	130
— de nitrato ... 76 e	226	Sacarose .....	136
— sem fumo .....	146	Sacarina .....	137
Porcelana .....	253	Saccharomices .....	112
Potassa cáustica .....	241	Sais (generalidades sobre—)	186
— do comércio .....	237	— ácidos .....	186
Potássio .....	165	— ânfidos .....	186
Prata .....	159	— haloides .....	186
— (espelho de—) .....	139	Sais neutros .....	186
— líquida .....	157	Sal amoníaco .....	244
Preparação do:		— de Glauber .....	201
ácido clorídrico .....	208	— gema .....	211
— nítrico .....	222	— marinho .....	211
— sulfídrico .....	228	— de Stassfurt .....	221
— sulfúrico .....	127	Salitre .....	226
Preparação do:		— do Chile .....	226
cloro .....	212	— ordinário .....	227
gás carbónico ...	223	— por conversão .....	227
gás sulfuroso ...	195	Sangra .....	122
hidrogénio 46 e	47	Saponificação .....	130
oxigénio .....	20	Seda artificial .....	146
Processo de Haber .....	245	— vegetal .....	146
Propano .....	103	Silendo .....	251
Proust (leis de—) .....	65	Silica .....	250
Ptialina .....	141	Silício .....	250
Quartzo .....	249	Símbolos .....	67

	Pág.		Pág.
Síntese .....	52 e 64	Vapores rutilantes .....	205
Soda cáustica .....	240	Vaselina .....	102
— do comércio .....	237	Velas .....	131
— Solvay .....	237	Verdete .....	154
Sódio .....	162	Verdunização .....	36
Solda dos soldadores .....	161	Vernizes .....	123
Solos arenosos .....	250	Vidro .....	252
— argilosos .....	251	Vidros orgânicos .....	146
— humíferos .....	250	Vinagre de madeira .....	85
Solução .....	37	— de vinho .....	117
Sublimado corrosivo .....	222	Vinha .....	111
Sulfataras .....	170	— (doenças da—) .....	112
Sulfato de cobre anidro .....	44	Vinho .....	111
Sulfatos .....	201	— (distilação do) .....	112
Sulfureto de carbono .....	175	— (riqueza alcoólica do—) .....	114
Sulfuretos naturais .....	232	Vinhos brancos .....	118
Superfosfatos .....	254	— tintos .....	118
Têmpera .....	153	— espumosos .....	118
Tenacidade .....	154	Vitriolo azul .....	202
Terpenos .....	122	— branco .....	202
Tina hidrargiopneumática .....	19	— (óleo de—) .....	199
Tina hidropneumática .....	9	— verde .....	202
Tintura de tornassol .....	49	Volframite .....	159
— de tornassol sensível .....	181	Voltâmetro .....	46
Tollens (reagente de—) .....	139	Volfrâmio .....	159
Tubo abdutor .....	49	Woolf (aparelho de—) .....	234
— de carga .....	49	Zimases .....	118
— de descarga .....	49	Zinco .....	155
Tungstênio .....	159	— (branco de—) .....	156
Turfa .....	85		





Composto e impresso na  
GRAFICA SANTELMO  
Rua de S. Bernardo, 84  
Telefone 6 4206— Lisboa

Impresso e stampato in  
LONDRA PER  
J. B. ROBERTSON & CO.  
15, Abchurch Lane, E.C. 4.





RÓ  
MU  
LO



CENTRO CIÊNCIA VIVA  
UNIVERSIDADE COIMBRA

\*1329659221\*



Preço Esc. 40\$00