



de la 2a  
Dr. Ezequiel  
Queiroz Lopes  
2018

Pedro Galhardo

300.

Queiroz Lopes  
1990

# INICIAÇÃO QUÍMICA

IMPRESA LIBANIO DA SILVA

*24, Travessa do Falla Só, 26*

LISBOA

BIBLIOTECA DE EDUCAÇÃO RACIONAL

---

GEORGES DARZENS

---

# INICIAÇÃO QUÍMICA

TRADUÇÃO DE  
MANUEL RIBEIRO

---

OBRA ORNADA COM 33 GRAVURAS



RC

---

S4

---

DAR



1911  
GUIMARÃES & C.<sup>a</sup> EDITORES  
68, Rua de S. Roque, 70  
LISBOA





## Prefacio do Auctor

---

A primeira educação da creança é puramente experimental. Só uma longa prática e um despertar constante da observação permitem ao ser infantil adquirir progressivamente o conhecimento das cousas que o rodeiam e conceber as leis primordiaes e fundamentaes que governam a matéria, leis que, quando adulto, o não preocupam mais, ou cujas noções lhe parecem innatas.

Foi pelo tacteamento das suas mãos investigadoras e inhabeis que a creança percebeu as três dimensões dos corpos, o seu grau de dureza ou de resistencia, a variedade das suas formas; — e do logar que cada um d'elles occupava surgiu vagamente no seu espirito a idéa de espaço. Foi tambem porque os seus olhos curiosos se impressionaram diferentemente errando sobre cada cousa, que ella adquiriu a noção das côres e dos aspectos e classificou no seu cérebro tenro as matizes e os contornos.

Assim, por cada um dos sentidos se pôz ella em contacto com o mundo. Apalpou, viu, ouviu, gostou, sentiu, comparando por último; e esta lenta e progressiva elaboração de todo o seu ser, ignorou-a a creança completamente.

O que se lhe afigura, dez anos depois, fazer parte integral do seu eu, não é senão o resultado d'um perseverante

trabalho experimental, fixado por uma memória surpreendente, auxiliar poderoso muito para ter em conta, que regista sensações e experiencias e assegura a duração dos conhecimentos. Pouco a pouco, das noções primárias, todas físicas, derivam as idéas abstractas. Tendo a creança adquirido experimentalmente a certeza que dois repetidos duas vezes fazem quatro, a idéa de número impõe-se-lhe ao espirito; d'aí ás abstracções matemáticas não vae mais do que um passo, sobretudo para a geração favorecida que vier a beneficiar, para vencer as dificuldades, da obra tão clara e tão bem comprehendida de M. Laisant. (1).

E' innegavel que os primeiros conhecimentos devem-se unicamente á experiencia, não sendo de extranhar que todos os pedagogos sigam, em mais larga medida, o exemplo d'esta iniciação natural, educando sobre factos e provas tangiveis.

A Química, esta poderosa feiticeira da matéria, que outro fim não tem senão revelar a natureza dos mundos, indo haurir as provas na própria essencia dos corpos e das suas transformações, a Química é por excellencia a *Scientia experimental*. Nenhuma das suas asserções é improvavel e todas as suas leis, das mais ousadas ás mais abstractas, não são mais do que a traducção immediata da experiencia, d'ella procedendo directamente.

Ninguém poderá contestar a influencia capital que o mundo scientifico futuro reserva a esta filha da investigação, tão nova e comtudo tão forte, que tantas rajadas de luz emitiu já nas trevas e que permitirá talvez achar a própria alma da natureza, despojando-a, por meio de provas materiaes e convincentes, de toda a metafísica e de todo o sofisma.

---

(1) O fundador da colecção das «Iniciações scientificas».

O seu estudo, no ponto de vista puramente prático, é de grande utilidade na vida industrial, comercial, e até mesmo na vida privada. Não insistirei sobre o seu immenso desenvolvimento na indústria, nem sobre a vantagem do seu conhecimento para o negociante que pode, utilizando-se d'ella, verificar os productos que compra e reconhecer as fraudes; mas não deixarei de afirmar que algumas das suas noções são indispensaveis ás donas de casa, simplificando muitas das suas occupações, e evitando imprudencias e desgraças devidas á ignorancia.

Sob o ponto de vista pedagógico, o estudo da Química, além da sua necessidade, tem a vantagem d'aumentar na creança esse instinto d'observação e de reflexão baseado sobre a experiencia, que caracteriza a sua primeira educação; demais, esta sciencia desenvolve-lhe a faculdade d'indução, a lógica, obrigando-a a reunir num mesmo elo factos na apparencia muito diferentes. Partindo de noções vagas sobre a matéria, o educador habituará o cérebro novo a reflectir sobre a composição primitiva dos objectos e a reconhecer a sua substancia que poderia confundir-se com o conjunto; fixará sucessivamente a atenção da creança sobre estes fenómenos quotidianos, mais ou menos apparentes, como a cristallisação, a combustão, a combinação, etc. Feita intelligentemente, esta pressão sobre o espirito do pequeno ser não só excitará todas as suas faculdades d'observação, mas, distraindo-o, permitirá que compreenda mais tarde as theorias arduas do professor, que verá assim a sua missão simplificada.

Dedico especialmente este livro aos educadores da creança, com o fim de lhes dar um plano d'educação química. Dividem-se aquelles em duas categorias: d'um lado os professores ou professoras e do outro a familia. E' a esta última

que eu dirijo um fervoroso apelo para que se não alarme com o que este livro á primeira vista pareça ter de arduo. As expressões taes como «variedades alotrópicas», «reacções de substituição e de dupla decomposição», que podem desorientar, são, por muito pouca atenção que se lhes preste, d'uma simplicidade infantil. Convem empregar o termo próprio a estas noções primárias, aliás explicadas, para usar d'uma linguagem menos obscura e menos complicada; quando essas expressões se tornarem um pouco familiares ver-se-á como são indispensaveis.

Posso afirmar a toda a mãe de familia d'instrução média, mesmo muito modesta, que, compenetrando se das idéas expostas aqui, nada encontrará que não possa facilmente assimilar e fazer depois compreender a seu filho. Neste trabalho ella mesmo se instruirá se as noções de que se trata apresentam um caracter de novidade ao seu espirito, e reconhecerá que uma exposição clara e uma bôa classificação das idéas primárias d'uma sciencia concorrem em grande parte na obra da iniciação. De resto, fico inteiramente á disposição dos educadores para lhes dar explicações que certas passagens necessitem e cujo caracter scientifico dê origem a hesitações.

Como o presente livro d'iniciação é o primeiro d'este género, aceitarei mesmo, de bôa vontade, as obervações que ofereçam interesse pedagógico e de que me aproveitarei para uma segunda edição.

Não se trata certamente de fazer químicos de pequeninos estudantes; a idéa seria ridícula. Mas os que caminharem na senda indicada terão boas idéas geraes, um espirito aberto á exposição dos factos e interessado por experiencias precisas. Terão, por consequencia, adquirido preciosas vantagens para encetar o estudo da química, que é o fim

essencial que se quer atingir. As numerosas experiencias descritas nesta obra foram escolhidas entre as mais simples e não necessitam de nenhuma habilidade pessoal. Todas se realisam facilmente. Os productos que ellas exigem, pouco dispendiosos e inofensivos, encontram-se facilmente. Empreguem os educadores um pouco de bôa vontade, de perseverança e de cuidado, e o seu successo será garantido. De propósito prescindi de certas experiencias clássicas que nenhum interesse scintifico despertam, e que assustam mais do que divertem, por exemplo a experiencia clássica da serpente de Pharaó que muitos professores gostarão talvez de explicar.

Se, com o auxilio d'este livrinho, os educadores da creança conseguirem, sem a aborrecer nem fatigar, excitar o seu interesse, dar-me-ei por amplamente satisfeito e poderei estender a mão a M. Laisant que, primeiro do que ninguem, teve a idéa d'esta obra de iniciação.

GEORGES DARZENS.

---



## Recomendações geraes

---

*Posto que as experiencias citadas neste livrinho não ofereçam perigos de maior, convem, no entretanto, ter em vista algumas regras de simples prudência e observar escrupulosamente as recomendações que se seguem.*

1.º — Não deve nunca aquecer se um aparelho sem que o experimentador previamente se assegure da existencia d'uma saída que permita a livre expansão dos vapores e dos gazes. Compreende-se, com efeito, que a acumulação d'aquelles no interior d'um aparelho determine um aumento de pressão que force o recipiente a rebentar. Precaução idêntica devè tomar-se em todas as experiencias susceptiveis de desenvolvimento de gaz.

2.º — Quando, para uma reacção qualquer, se manipularem líquidos ou substâncias inflamáveis, deve haver o cuidado de isolar da meza onde se faz a experiência as matérias empregadas e operar com pequenas quantidades.

3.º — As substâncias corrosivas teem de manipular-se com muitas precauções. É conveniente só fazer uso d'ácido sulfurico diluido.

Para se diluir, deita-se o ácido muito lentamente na agua que se agita constantemente com uma vareta de vidro, para evitar que a agua e o ácido dêem origem, em consequência d'um contacto demasiadamente brusco e rápido, a uma reacção violenta seguida de projecções que podem ser perigosas. Uma diluição de uma parte de ácido sulfúrico e três partes d'agua é quanto basta e não oferece perigo.

4.º — Quando do contacto com um ácido resultar uma queimadura convem laval-a primeiramente com agua simples e depois

com qualquer agua mineral fortemente alcalina como a agua de Vichy, para neutralisar os efeitos do corrosivo.

5.º — O emprego da soda cáustica, mesmo diluida, é perigoso. Deve-se usal-a prudentemente e evitar sobretudo o contacto com os olhos. Em caso d'accidente recorre-se a abundantes lavagens d'agua simples ou acidulada com um pouco de vinagre.

6.º — Podendo succeder que, por acaso, um aparelho se inflame, é de bôa prudência que o experimentador tenha sempre á mão uma toalha molhada e uma tina com agua para extinguir o foco do incêndio.

Todas as queimaduras devem ser tratadas pelo linimento oleo-calcareo que se obtem nas farmácias, e pelo uso de lavagens com uma salução d'ácido picrico.

7.º — É perigoso respirar vapores corrosivos como os do chlo-ro, e os nitrosos e amoniacaes, etc.

8.º — Quando se faz penetrar um tubo numa rolha furada, afim de evitar que o tubo se quebre nas mãos, é conveniente pegar-lhe junto da rolha e não pela outra extremidade como tantas pessoas fazem, ferindo-se inevitavelmente nas mãos.

---



# INICIAÇÃO QUÍMICA

---

## PRIMEIRA PARTE

### Noções geraes de Química-Física

#### § 1.º

#### O nosso laboratório

Toda a sciencia experimental necessita de instrumentos especiaes que facilitam as observações e lhes dão mais precisão; devemos portanto cuidar, primeiro que tudo, em organizar um pequeno laboratório.

Vae já longe o tempo em que um químico illustre, Balard, dispunha apenas de utensílios de cosinha para fazer as suas experiencias. Actualmente, encontram-se em toda a parte, com a maior facilidade, aparelhos, recipientes e tubos de vidro, que a industria fornece por preços acessiveis. E' questão de saber apenas quaes são os objectos de primeira necessidade e onde se podem adquirir. (1)

De todos os aparelhos é a balança o mais indispensavel. Uma simples balança de Roberval, como essas que se vêem em todos os pequenos estabelecimentos, com a sua série de pezos e podendo pezar até 2 quilogramas, é quanto basta. A sua sensibilidade não irá além do grama, é certo, o que equivale a dizer que será 10.000 vezes mais grosseira que a d'um sabio que deve avaliar 1/10 de miligrama; apesar d'isso, comtudo, pode prestar-nos grandes serviços, permitindo-nos dosear as substancias e seguir as reacções, prevenindo-nos por um deficit que houve uma parte dos ccrpos em reacção que se escapou.

---

(1) Ver a noticia explicativa.

Travemos conhecimento com os nossos pezos que disporemos da maneira seguinte:

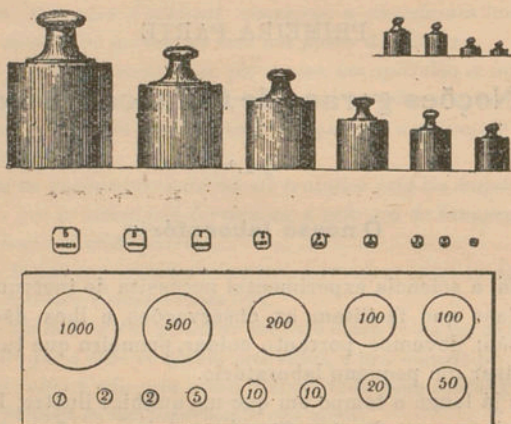


Fig. 1

Notemos que o seu conjunto representa 2 quilogramas que constituem a carga máxima da balança. Algumas pesagens de objectos correntes permitem-nos facilmente compreender o uso d'estes pezos que dão todas as combinações de 1 a 200 gramas; além d'isso, uma centena de gramas de chumbo de caça contidos numa caixinha de cartão, podem servir-nos de tara, quer isoladamente, quer com outros pezos.

Uma das feições mais características da psicologia da creança é o interessar-se pelos brinquedos mais simples e ser indiferente ás obras primas do gosto e do engenho que a civilização produz. A balança merece-lhe uma atenção especial; deixem-na brincar com ella. O pequeno aparelho encantal-a-á dando satisfação ao seu desejo e á sua necessidade de actividade. Imaginará, fingindo que vende, que é merceeiro, farmaceutico, que sei eu? e efectuando as suas pezagens a brincar, aperfeiçoará de motu-proprio os

conhecimentos aritméticos e começará a assimilar uma das maiores leis da natureza, a lei da conservação da matéria, tão bem formulada pelo imortal Lavoisier: «Nada se perde e nada se cria». Parecer-lhe-á talvez, *a priori*, obscura inaceitável; convirá por isso insistir em cada lição e voltar ao assunto, até que bastantes experiencias e factos a confirmem, pondo-a em evidencia.

E' pois incontestavel a utilidade da balança; químico algum pode passar sem ella e quantas descobertas se lhe não devem!

Necessitamos egualmente d'um termómetro; é o nosso segundo instrumento de medida. Nos laboratórios apenas pode servir o termómetro de mercúrio munido de haste, que serve ao mesmo tempo de agitador. Escolhe-se um com a graduação de  $-20^{\circ}$  a  $+200^{\circ}$  pouco mais ou menos.

Precisamos agora d'alguns objectos para podermos realisar experiencias. O nosso material deve constar d'um almofariz de porcelana com o competente pilão, uma duzia de copos de vidro cônicos, com pé e d'um conteúdo de 100 gramas d'agua pouco mais ou menos, uma meia duzia de balões de 200 centímetros cúbicos, alguns frascos de fundo chato, um funil de vidro, tubos de vidro com  $0^{\text{m}},008$  de diâmetro exterior, tubos d'ensaio e uma lâmpada d'alcool.

Permitindo os recursos, é conveniente obter um bico de Bunsen e alguns suportes feitos expressamente para os laboratórios, entre outros, um, chamado universal, que é muito cómodo; convem tambem um tripé e um outro suporte destinado aos tubos d'ensaio, para a boa ordem no decorrer das experiencias. E' tambem util dispôrmos de tela metálica para proteger os balões e os frascos que fôr preciso aquecer.

Vamos agora aprender a trabalhar em vidro, afim de podermos nós mesmos confeccionar alguns aparelhos indispensaveis. Como estes aparelhos se compõem essencialmente de recipientes munidos de tubos curvados de diver-

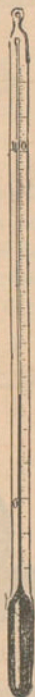


Fig. 2

esses modos, convem exercitarmo-nos a dar a estes formas convenientes, segundo o uso a que fôrem destinados; ora, para isso, é necessário saber curval-os e afilal-os.

Para curvar um tubo de vidro, pega-se nelle pelas duas extremidades e leva-se á chama d'um bico de gaz em leque, como indica a gravura (fig. 4), imprimindo lhe ao mesmo

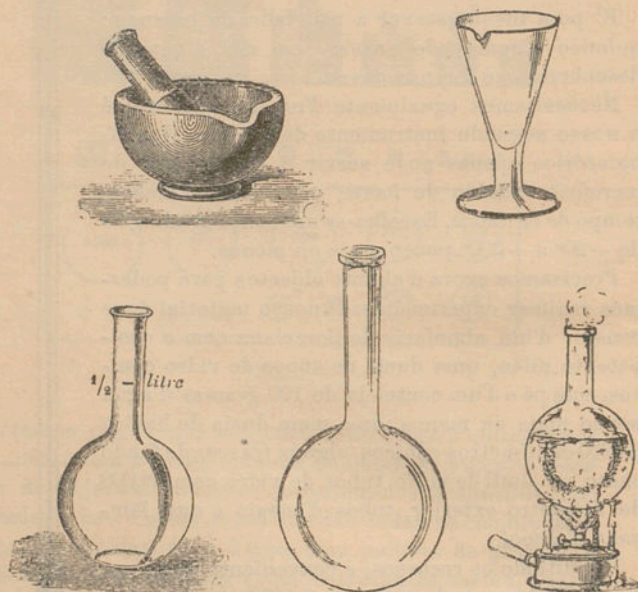


Fig. 3

tempo um movimento de rotação uniforme. Logo que o vidro amolece, podemos curval-o á nossa vontade. Se quizermos afilar o tubo, procedemos da mesma maneira aquecendo-o numa extensão menor e mais fortemente; assim que o vidro se torna brando, estendemo-lo como se representa na gravura (fig. 5) e basta então cortal-o, não com uma tesoura, mas com uma lima triangular por meio da qual faremos um pequeno traço perpendicular á direcção do tubo, que por aí se quebrará sem dificuldade.

No decurso das lições teremos muitas vezes necessidade d'apparelhos muito simples que iremos construindo á medida que d'elles precisarmos.

Começaremos por construir um *esguicho* muito necessário ao químico, procedendo da maneira seguinte. Tome se um balão de fundo chato com a capacidade de meio

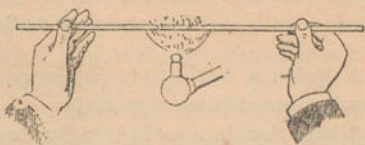


Fig. 4

litro ou um litro, conforme se queira, e aplique-se-lhe uma rolha com duas aberturas feitas por meio d'uma lima de secção circular, tendo exactamente o diâmetro de dois tubos de vidro que hão-de atravessar a rolha; curvem-se em seguida os tubos como indica a figura (fig. 6): o tubo *a*, de maneira que a sua parte inferior mergulhe no líquido e o tubo *b*, de modo que fique apenas alguns centímetros fóra da face inferior da rolha.

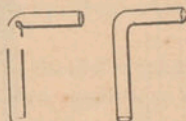


Fig. 4 bis

Notemos mais que o tubo *a* é afilado na extremidade superior, o que não oferece dificuldade, visto estarmos já habilitados a fazel-o. Percebe-se facilmente que estando o balão cheio d'agua e munido dos seus acessórios, se soprarmos pelo tubo *b*, a pressão exercida sobre o líquido obriga-o a subir em *a*, d'onde corre em filete delgado. E' devido a este dispositivo que os químicos teem sempre agua pura destilada, ao abrigo das poeiras e dos vapores próprios do laboratório.

Antes de terminarmos, diremos ainda que é preciso obter frascos de boca larga, para meio litro, e todos da mesma altura a fim de guardarmos várias substancias. Será bom habituar o discípulo a etiquetar os com cuidado, e a dispô-los com ordem e método. As etiquetas devem ser escritas com tinta da China, porque as tintas ordinárias alteram-se facilmente.

## § 2.º

**Os corpos definidos**

A química é o estudo dos corpos ou substancias definidas que constituem a matéria.

A experiencia e a observação mostram, com efeito, que os corpos são formados por uma associação, por um agregado variavel, mais ou menos complicado, de substancias que teem, pelo contrário, um carater d'individualidade e fixidez constantes.

Estas substancias chamadas *definidas*, sempre idénticas a si mesmo até nas mais pequenas parcelas, podem ser reconhecidas pelo conjunto das suas propriedades e classificadas metodicamente. A maior parte d'ellas pode transformar-se mutuamente sob a acção de processos chamados *reacções químicas* que geralmente se opõem ás acções físicas que affectam a sua individualidade.

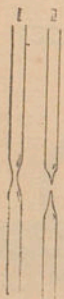


Fig. 5

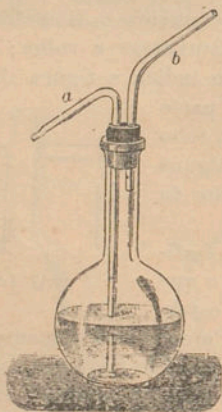


Fig. 6

Estes diversos aspectos da matéria, chamados corpos ou substancias definidas, divergem uns dos outros por diferenças bruscas. A noção experimental dos corpos definidos é a mais importante da Química, porque são elles que constituem o mundo, como as pedras constituem a casa. Pois apesar da sua simplicidade, esta noção só foi reconhecida e proclamada no fim do século XVIII. Não se impõe ella de maneira alguma ao espirito, antes resulta sómente da observação.

Devemos portanto esforçarmo nos de princípio e d'um

modo constante, para a inculcarmos progressivamente ao discípulo. Não se trata de dar uma definição precisa aos pequenos, cujos cérebros não estão ainda aptos para as abstracções; o ensino nesta idade deve ser puramente sensorial, isto é, baseado em factos evidentes, oriundos da experiencia e da observação. Uma serie d'exemplos fará que elles compreendam melhor uma noção que vagamente possuem, mas que convem precisar.

Preparemos uma mistura de partes eguaes de limalha de cobre e limalha de ferro; estas duas substancias, misturadas intimamente, oferecem um aspecto homogeneo a uma vista pouco exercitada, mas o nosso alumno vae ver, effectuando elle mesmo a preparação, que se trata apenas d'uma mistura. Tome um pequeno íman em forma de ferradura e mergulhe-o no composto; a limalha de ferro atraída pelo íman adere a este, e repetindo muitas vezes a experiencia, chega-se a obter a completa separação das duas substancias. Os mercadores de metaes praticam diariamente esta experiencia para purificar os resíduos de cobre provenientes das oficinas de construção mecânica.

Tomemos ainda um cilindro d'enxofre, facil d'encontrar; este producto é d'uma côr amarelo-claro, quebra-se sem custo, e tem um aspecto muito diferente dos corpos que encontramos na vida corrente. Se queirmos um bocado, vemo-lo arder com uma pequena chama azulada, espalhando um cheiro desagradavel e sufocante. As suas partículas téem uma mesma estrutura interior, por mais pequenas que sejam, porque o enxofre é uma substancia homogenea, como é por exemplo um torrão d'assucar. Efectuemos com este enxofre uma experiencia bem simples, mas de natureza a interessar-nos immediatamente. Tomemos uma tijela de barro tendo cerca de 12 centímetros d'altura, deitemos lhe dentro 350 a 400 gramas de enxofre e aqueçámo-lo com uma lâmpada de alcool. Dentro em pouco o enxofre começa a fundir, com pequenos estalidos que não devem assustar, visto serem produzidos pelo enxofre que estala antes de fundir e em seguida á dilatação que o desagrega. O líquido que se produz tem uma bela côr amarelo-dourado que não tarda porém a

escurecer assim que a última partícula sólida de enxofre desaparece. Retira-se então a lâmpada d'alcool e deixa-se arrefecer o nosso improvisado cadinho sem lhe tocar e o conteúdo que passados alguns momentos readquire lentamente o estado sólido e forma uma crosta superficial que o cobre inteiramente. Trata-se agora, e é o lado delicado da experiencia, de fazer escorrer rapidamente o excesso de enxofre fundido, furando em dois pontos a crosta em questão com o auxilio d'uma haste de ferro aguçada, um prego por exemplo, e inclinando-o sensivelmente. Feito isto, se tirarmos a calote sólida fazendo uma incisão circular com um canivete, descobrimos no interior do vaso um esplêndido conjunto de finas agulhas d'enxofre. Será este o primeiro especimen da nosso colecção. Examinemos de perto estas lindas agulhas; nota-se que têm um aspecto mais carregado e mais translúcido que o enxofre que havíamos derretido. Houve pois não só uma mudança de forma, mas também d'aspecto físico. Tenhamos a paciencia necessária para conservarmos durante alguns dias o resultado da nossa operação, assim como o enxofre que fizemos derreter. Não tarda que vejamos o todo tornar-se amarelo-claro e readquirir as propriedades iniciaes.

Se queimássemos uma das elegantes agulhasinhas, vel-a-íamos arder com a chama azul primitiva e exalar um cheiro característico, e por meio da balança verificaríamos que o pezo ficara invariavel.

Assim, da cristalisação d'uma parte d'este enxofre não obtivemos outra cousa senão o enxofre, não passando a transformação d'aspecto de uma modificação passageira.

Fiquemos por aqui com respeito á noção dos corpos definidos; o que convem é fazer ver ao aluno todas as suas diversidades apresentando-lhe muitas substancias susceptiveis d'excitar o seu desejo d'aprender, taes como, cristaes violetas de permanganato de potassio que são extremamente soluveis na agua deixando nella um tom violeta muito carregado; cristaes metálicos de iodo que as farmácias vendem, bastante caro, aliás, mas de que nos bastam para estas experiencias algumas gramas apenas. (E' con-



veniente evitar que os pequenos lhes peguem por causa da sua grande causticidade, de que se pode fazer uma ideia pela tintura d'iodo que não é mais do que uma dissolução d'aquelles cristaes em alcool na proporção de 1 para 10). Temos ainda os cristaes azues do sulfato de cobre; os verdes do sulfato de ferro; o ferrocianeto de potassio, chamado prussiato amarelo, que é um corpo magnificamente cristalisado; o bicromato de potassa de côr alaranjada; o ferrocianeto de potassio chamado prussiato vermelho, e finalmente o vulgar carbonato de soda, de côr branca. Se dispozermos esta pequena colecção pela ordem indicada, apresentará o aspecto d'um espectro de côres, d'um arco-iris.

Convem atrair neste ponto a atenção dos pequenos para estas esplêndidas cristalisações, ensaio d'organisação no mundo inorgânico.

Não se imagine que todos os corpos definidos teem este aspecto cristalino. A naftalina, cujas palhetas untuosas espalham um cheiro tão desagradavel, a cânfora com a sua estrutura cirosa, entram tambem no grupo dos corpos definidos; d'estes fazem tambem parte alguns líquidos como o alcool, a benzina e o chlorofórmio.

Basta comparar estes corpos homogeneos e bem determinados com uma laranja, por exemplo, que é complexa e organizada, para se notar toda a diferença que existe entre as substancias definidas e os corpos dotados de vida em qualquer grau; estes últimos estão já fóra do domínio da Química, posto que um químico possa encontrar nelles corpos definidos.

### § 3.º

## O estado gazoso

Temos a noção perfeita dos corpos sólidos e corpos líquidos, mas a dos corpos gazosos já nos é menos familiar. O vento que agita as folhas das árvores ou que faz bater

as portas violentamente, provou-nos que existia uma força invisível que oferecia uma massa resistente, e devendo ser ponderavel do mesmo modo que um vulgar pedaço de madeira.

Para precisar esta ideia vaga, vamos fazer algumas experiencias com um corpo definido gazoso que nos ha de ser muito preciso em diversos casos; este gaz é o ácido carbónico, muito fácil d'obter, pois se acha á venda em gazómetros de 10 litros pouco mais ou menos, pelo preço módico de 0 fr 15. Um gazómetro d'estes não é mais do que um sifão d'agua de Seltz que, quando se inverte e se carrega numa mola, em vez da agua em que se acha dissolvido o ácido carbónico, deixa escapar este gaz que é d'uma pureza tal que muitos químicos ver-se-íam embaraçados para obtel o; deve, é claro, ter-se o cuidado de previamente esvasiar um pouco o sifão, afim de que o tubo de vidro que mergulha até ao fundo, fique, no momento em que operamos, com a extremidade fóra d'agua.

Vamos agora verificar que este gaz ácido carbónico (assim se chama quimicamente) é perfeitamente um corpo material dotado de pezo. Procuremos um balão de cautchu, análogo aos que servem de reclamo nos armazens de novidades, e dos maiores; desate-se com cuidado o nó que o fecha, para fazer dispersar o gaz que contem, e coloque-se vasio no prato d'uma balança, tareando-o com grãos de chumbo sobre o outro. Feito isto, aplique-se a abertura no sifão e carregando na mola d'este encha-se de gaz ácido carbónico, ligando-o depois de cheio, solidamente, para não escapar o gaz. Está o balão cheio, mas, coitado, tal como um cão de chumbo que quizesse nadar, em vez de subir no ar ou de ficar em equilibrio, cae lamentavelmente no chão, muito simplesmente porque se tornou mais pesado depois da intrdução d'esse ordinário gaz carbónico !

Se o collocarmos de novo sobre o prato de balança, verificamos que o seu peso primitivo aumentou algumas grammas, conforme as dimensões do balão.

Não se tire porém d'este facto uma conclusão prematura. O aumento de pezo do balão não é devido inteiri-

ramente ao gaz carbónico; é sómente á differença que existe entre este último e o pezo d'um mesmo volume d'ar no qual somos obrigados a operar, e que, por sua vez, é também pesado.

Isto custa talvez um pouco a compreender, mas não desanimemos. Se logo depois de tarearmos o balão vazio, o tivéssemos enchido d'ar com um fole, a balança não accusaria desequilibrio, dando a apparencia, mas sómente a apparencia, de que o ar que o enchia são pesava nada. Ora, o ar tem pezo; se este não se manifesta aqui é porque o nosso balão contem interiormente a mesma quantidade d'ar que, sem elle, teria ficado á superficie da balança, e que tem um pezo análogo; por consequencia, se em vez d'este gaz introduzirmos no balão gaz carbónico, a balança não indicará senão o aumento do ácido carbónico em relação ao ar.

Façamos agora que o aluno toque no balão cheio de gaz ácido; compreenderá que o invólucro encerra alguma cousa material, resistindo pela sua elasticidade á pressão da mão. Ora esta matéria não é senão o gaz.

Podemos ainda fazer com o sifão bolas de sabão, applicando-lhe na embocadura um tubo de cautchu que o porá em comunicação com uma boquilha, com a qual confeccionaremos irisados aerostatos.

Estas bolas dirigem-se directamente para o solo, contrariamente ás que se fazem com o ar e que ficam alguns instantes em equilibrio, pela mesma razão que faz que o nosso balão, conforme tiver dentro ácido carbónico ou ar, se precipita para o chão ou se eleva.

Na bola de sabão feita com o ar, a delgada membrana encerra a mesma quantidade d'ar que existiria no estado livre e cujo peso por este facto se anula. Quanto ao peso da bola em si é insignificante para precipitar a sua queda immediata.

Mais tarde aprenderemos a fazer estas bolas com um gaz muito leve, o hidrogénio, e veremos como ellas sobem rapidamente no ar.

Não deixemos o nosso gazómetro sem fazer uma expe-

riencia que nos demonstrará que o gaz ácido carbónico é não só uma substancia material e ponderavel, mas que possui tambem propriedades que permitem caracterisal o e differencial-o. Como não é comburente, quer dizer, não permite a combustão, se collocarmos uma vela dentro d'um frasco largo e introduzirmos o gaz ácido carbónico por meio de

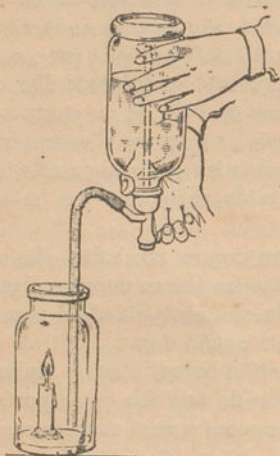


Fig. 7



Fig 7 bis

cauchu que adaptámos precedentemente ao sifão, não tardaremos a ver a chama extinguir se progressivamente. Esta experiencia repete-se misteriosamente, despejando sobre uma vela, como um líquido, pois que a sua densidade o permite, o ácido carbónico contido num frasco; a chama apaga-se subitamente como se fosse agua que lhe caísse em cima.

Nos laboratórios não nos servimos de balões de caucho nem de bexigas, para armazenar os gazes. Usa se o gazómetro d'agua, procedendo da maneira seguinte. Enche-se d'agua um frasco ou uma proveta e depois de se ter fechado o orificio com a mão, inverte-se sobre uma tina d'agua, como in-

dica a figura 8; faz-se então chegar ao frasco, por meio d'um tubo colocado na parte inferior, o gaz que o enche deslocando a agua. Assim que esteja cheio, applica-se-lhe por debaixo da agua uma rolha e retira-se o frasco.

Ha um grande número de substancias gazosas que diférem umas das outras pelas suas propriedades; citemos o hidrogénio, o gaz d'iluminação e a acetilena que ardem muito facilmente e que mais tarde aprenderemos a conhecer e a preparar. Um outro gaz chamado ácido sulfuroso, que se pode facilmente obter queimando um pouco d' enxofre num godet de porcelana colocado no fundo d'um frasco de boca larga, distingue-se pelo seu cheiro sufocante e apaga tambem as velas.

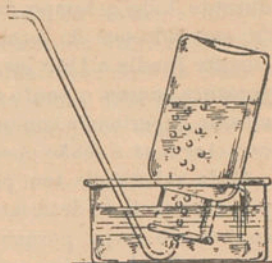


Fig. 8

Eis pois algumas experiencias que me parece terem-nos familiarisado com as substancias gazosas.

#### § 4.º

### As mudanças d'estado

Os corpos sólidos podem tornar-se líquidos; é questão d'aquecel os suficientemente. A este fenómeno chama-se fusão. Os corpos líquidos pódem tornar-se gazosos; é a vaporisação. Finalmente, os corpos sólidos passam directamente d'este estado ao estado gazoso.

Fizemos já a experiencia da fusão do enxofre. Vamos repetil-a colocando agora uma certa quantidade de bocados d'enxofre num tubo d'ensaio onde préviamente se introduziu um termómetro. Mergulhe-se o todo num banho d'azeite contido num pequeno balão que se expõe á chama da lâmpada d'alcool; vemos então subir progressivamente o ter-

mómetro até 114.º que é a temperatura de fusão do enxofre, e fixar-se aí, apesar do calor da lâmpada, até que desapareça a última partícula d'enxofre. É preciso ter o cuidado, durante todo o tempo da experiencia, de remexer o enxofre servindo-nos do termómetro como agitador. O facto do enxofre fundir a 114.º leva-nos á conclusão de que esta temperatura marca o ponto de fusão do enxofre. Se fizermos a mesma experiencia com naftalina, o fenómeno terá o mesmo character mas a fusão operar-se-á a 79.º.

Cada substancia tem pois o seu ponto de fusão; esta temperatura facil de determinar, serve-nos de futuro para reconhecer o corpo, porque os químicos possuem obras onde estão indicadas todas estas temperaturas.

Se collocarmos agora no nosso tubo d'ensaio, em volta do termómetro, uma mistura de naftalina e de cânfora em partes eguaes, o resultado será diverso dos precedentes; a mistura não funde completamente e torna-se pastosa sem que possa precisar-se o momento em que começou a sua fusão; o termómetro não acusa tampouco pontos fixos. Como explicar esta divergencia? Será a cânfora rebelde ao fenómeno? De modo nenhum, pois que ella funde a 176º. A razão está em termos operado sobre um corpo definido. O termómetro é pois para o químico um guia certo que lhe indica se os corpos são definidos ou misturas e determina o ponto de fusão que os distingue.

A fusão é um fenómeno puramente fisico que não altera nem o pezo nem a composição dos corpos. Convencemo-nos d'isto collocando sobre o prato da balança, perto do termómetro, um pedaço de gelo, que começa a fundir, ficando o peso invariavel durante a transformação. O termómetro marcará 0º que é o ponto de fusão da agua.

Do mesmo modo que tornamos líquido um corpo sólido, podemos igualmente tornar sólido um corpo líquido. Se tomarmos cera derretida e a deitarmos precipitadamente num copo d'agua, vêmo-la solidificar-se formando lindos grumos de composição idêntica á precedente. Efectuemos agora o fenómeno de vaporização. Prepare-se um simples aparelho de distilação (vamos ser distiladores) apro-

veitando-nos d'um balão para alambique na embocadura do qual se coloca uma rolha com duas aberturas; introduza-se numa d'ellas um termómetro, de maneira tal que o seu reservatório não desça abaixo do colo do balão, e no outro faça-se penetrar um comprido tubo de vidro recurvado como indica a figura 9, a que chamaremos colo de cisne e que vae ter a um frasco colocado sobre uma tina d'agua para o arrefecer. Envolve-se este frasco, que nos serve ao

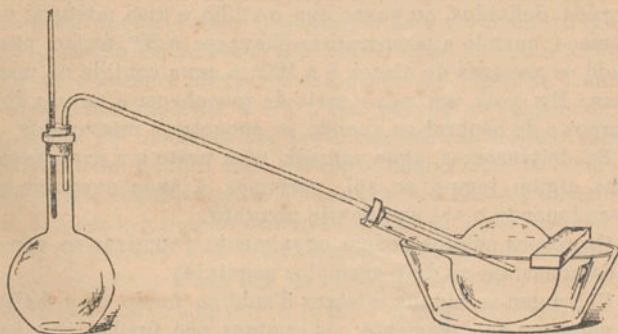


Fig. 9

mesmo tempo de refrigerante e recipiente, com um pano, e conserve-se mergulhado na agua com o auxilio d'um objecto pesado. Deitemos cem gramas d'agua no balão alambique e aqueçamo-lo com a lâmpada d'alcool; o líquido entra pouco depois em ebulição, e o seu vapor subindo no colo do balão envolve o termómetro que marca então 100°, e descendo em seguida no tubo recurvado condensa-se em parte e chega ao frasco onde acaba de condensar-se. Pode recolher-se esta agua que tem um gosto exquisito como o de comida insonsa; é o gosto da agua verdadeiramente pura, desembaraçada dos saes que lhe davam sabor e que ficaram no alambique sob a fórmula d'um pequeno depósito; esta agua é pois distilada. Notámos no decorrer da experiencia que o termómetro enquanto durou a distillação marcou 100°; é o ponto de distillação da agua.

Como vemos, o fenómeno da ebulição assemelha-se muito ao da fusão. Se repetíssemos esta operação com o chlorofórmio, o resultado seria idêntico, com a diferença de que o termómetro indicaria outra temperatura d'ebulição ou de distilação que seria de 61°.

Com o vinho, porém, as cousas passar-se iam d'outro modo; a distilação começava a 80°, pouco mais ou menos, e em seguida o termómetro subia lentamente até 100° que não ultrapassava; isto porque a agua e o chlorofórmio são corpos definidos, ao passo que o vinho é uma mistura; no começo, quando a temperatura chegasse a 80°, teriam passado os vapores do alcool, e a 100°, a agua contida na mistura. Eis pois um novo meio de reconhecer a pureza dos corpos e de separal-os quando se encontram misturados.

Se deitássemos agua salgada num prato e a expozéssemos algum tempo ao sol, veriamos a agua evaporar-se abandonando o sal que ficaria no prato.

Os corpos sólidos podem egualmente vaporizar-se, como o demonstram os dois exemplos seguintes.

Coloquem-se alguns cristaes d'iodo no fundo d'um balão e aqueçam-se levemente; os cristaes não fundem mas reduzem-se immediatamente a vapores, com uma bela côr violeta, que enchem o recipiente. Tenhamos cautela em os não respirar, pois são irritantes e cáusticos. Deitemos tambem umas dez gramas de cânfora no fundo d'um frasco que collocaremos sobre um pedaço de ferro coberto d'areia; expõha-se tudo á chama d'uma vela; no fim d'algum tempo a cânfora deixa o fundo do frasco e vem depositar-se na sua parte superior, fenómeno facil d'explicar, pois que são simplesmente os vapores d'essa substancia que, elevando-se e encon'rando as paredes frias do frasco, se condensam e depositam. Esta transformação súbita toma o nome de sublimação; faz-se uso d'ella para purificar os corpos. No comércio depura se assim o iodo e a cânfora que se designam então pelo nome de iodo bissublimado e cânfora sublimada.



## § 5.º

**Variedades alotrópicas**

O enxofre, que nos forneceu já experiencias interessantes, vae permitir-nos fazer ainda mais outra d'uma extranha irregularidade. Provoquemos como precedentemente a sua fusão num cadinho, dispensando se o termómetro que, não podendo medir senão 200º pouco mais ou menos, quebrar-se-ia durante a experiencia, tendo de expor-se a uma temperatura superior a 250º. Em vez de se suspender a operação no momento em que o enxofre vae transformar-se num belo líquido amarelo-claro, continuemo-la e veremos então, cousa singular e contrária aos hábitos dos corpos definidos, o líquido tornar-se cada vez mais espesso e tomar o aspecto e a consistencia d'um pedaço de sabão preto ordinário; a sua côr de amarelo torna-se escura e a sua massa, tão compacta, que pode sem inconveniente inverter-se o recipiente. Neste momento a temperatura da substancia não ultrapassará 250º; conservando-a ainda ao calor assistiremos a uma segunda fusão, porque a sua massa espessa e pardacenta liquefaz-se conservando todavia a côr escura. Continuando a substancia exposta ao calor, nenhum fenómeno particular se manifesta; sómente a 450º o enxofre começa a ferver, o que pode ocasionar algum perigo pela facilidade que tem os vapores em incendiar-se.

O enxofre, á medida que arrefece, vae retrogradando por todas estas transformações sucessivas; de líquido torna-se compacto, depois novamente líquido, e finalmente readquirindo a sua bela côr d'ouro, cristalisa a 114º em agulhas.

Estes fenómenos são bastante inexplicaveis; é uma propriedade particular do enxofre tomar, conforme a temperatura, aspectos fisicos diferentes que nos oferecem as experiencias.

Se despejarmos na agua fria, em fio delgado, o enxofre que sofreu uma segunda fusão á temperatura de 300° pouco mais ou menos, e com o aspecto d'um líquido escuro, não conseguiremos solidificá-lo; depois d'arrefecido toma um aspecto mole, irreconhecível, que faz lembrar o cautchu; conservando-o assim durante algum tempo, notaremos que é instavel, isto é, que uma nova mudança se opera nelle, pois que se vae tornando pouco a pouco no enxofre amarelo ordinário que conhecemos.

Eis portanto muitas variedades do enxofre; façamos um resumo d'ellas:

- 1.º O enxofre amarelo-claro, sólido e frágil;
- 2.º O enxofre sólido, em agulhas translúcidas;
- 3.º O enxofre mole, com o aspecto de cautchu.

Estas variedades físicas são fases diferentes d'uma mesma substancia, e chamam-se variedades alotrópicas; produzem se segundo a temperatura. Assim, as agulhas translúcidas apparecem á temperatura de 114° que é a temperatura de cristallisação do enxofre, e subsistiriam indistinctamente se esta temperatura permanecesse invariavel, porque podem conservar-se estáveis até á temperatura de 95° pouco mais ou menos; abaixo d'esta temperatura a sua existencia é de todo impossivel, transformando-se em enxofre amarelo-claro. Esta temperatura de 95° é o que se chama *ponto de transformação* das duas variedades d'enxofre. Muitas substancias manifestam esta propriedade de poderem apparecer-nos sob aspectos físicos diferentes, e esta noção de variedades alotrópicas tem uma importancia capital em Química.

Com effeito, quem poderia reconhecer a mesma substancia num pedaço de carvão de madeira, na grafite que constitue a mina do carvão, e no diamante?

O ácido arsenioso é egualmente um corpo sólido que pode tomar ás vezes um aspecto translúcido, opaco ou porcelânico; o proprio ferro tem uma textura fibrosa e tenaz, e uma outra granulosa e frágil. Sob a influencia dos choques e das vibrações, os eixos dos vagon tomam esta ultima

apparencia no fim de muito tempo, d'onde poderiam resultar accidentes, se não houvesse o cuidado de os substituir no fim d'um certo número d'anos de serviço.

## § 6.º

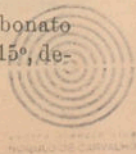
**As soluções**

Muitas substancias sólidas dissolvem-se nas substancias líquidas. Este fenómeno é vulgar e muito conhecido; evitaremos pois perder-nos em definições precisas. É provavel porém que nos escapem algumas particularidades d'estes factos.

Tomemos um frasco e deitemos lhe 100 gramas d'agua, á qual juntaremos pequenos pedaços de carbonato de soda cristalizado. Este sal cae no fundo do recipiente, mas dissolve-se logo; agitando a agua, no fim d'alguns minutos vê-se nitidamente desenharem-se na sua massa estrias que são produzidas pela dissolução que se concentrara junto dos cristaes e que, de a agitarmos, se mistura á agua da superficie; quando tiverem desaparecido totalmente algumas gramas de carbonato de soda, tornamos a deitar no frasco mais pedaços de sal para aumentar a sua concentração no líquido; depois de desaparecerem novamente, recomeçamos; chega um momento em que o carbonato de soda se não dissolve; é que a solução está saturada. Se tivermos o cuidado de pezar previamente o sal utilizado, e estando a temperatura do aposento a 15º pouco mais ou menos, verificaremos que a agua contem cerca de 60 gramas.

Se se arrefecer um pouco o frasco, logo a agua recomeçará a dissolver o sal que se lhe deita; e levando o todo á temperatura de 100' poderemos facilmente fazer dissolver 400 gramas de carbonato de soda. Nota-se tambem que a agua, que ferve ordinariamente a esta temperatura, não pode entrar em ebulição nestas condições senão a 103º.

Deixe-se agora arrefecer a solução; ver se á o carbonato de soda, que a agua não pode conter em dissolução a 15º, de-



positar-se no fundo e nas paredes do vaso. Este carbonato é cristalino, isto é, afecta formas geométricas notaveis, porque o que fizemos não foi mais do que cristalisal-o como se faz em grande escala no comércio. Este resultado obtem-se com muitos outros corpos.

Em resumo, ficamos sabendo que os líquidos dissolvem a uma dada temperatura uma quantidade fixa d'um corpo sólido que não pode ser ultrapassada. Esta quantidade aumenta quando a temperatura se eleva, e quando ella diminue, uma certa quantidade do corpo deposita-se no estado cristalino; além d'isso, o ponto d'ebulição do líquido é augmentado.

Façamos ainda, para nos convenceremos, uma experiencia análoga á precedente. Deitem-se numa cápsula 150 gramas d'agua e nesta outras 150 gramas do nosso belo sulfato de cobre; aquecendo o todo e agitando-o com o termómetro, o sulfato dissolve-se dando uma bela solução azul. Quando apparecem as primeiras bôlhas da ebulição, o termómetro marca 103°; cubra-se então a cápsula com uma taboinha ou um cartão e deixe-se arrefece-la; no dia seguinte depara-se-nos uma magnífica cristalisação de sulfato de cobre; basta então decantar o excesso de líquido e fazer secar os cristaes sobre uma folha de papel mata-borrão.

A cristalisação pelo arrefecimento d'uma solução saturada, é uma operação corrente nos laboratórios para purificar os corpos. Se o nosso sulfato de cobre contiver impurezas insolueis na agua, como carvão por exemplo, a filtração da sua solução quente elimina-as. Pelo contrário, se estiver misturado com outro sal mais soluvel que elle, esse sal ficará em solução na agua, depois do arrefecimento e do depósito dos seus cristaes. Ao líquido impuro que ba-nha estes últimos chama se muitas vezes «agua mãe».

A água não é o único líquido que gosa da propriedade de dissolver corpos; outros ha que a teem em mais alto grau e dissolvem certas substancias absolutamente insolueis na água. O químico que se serve da solubilidade para purificar ou separar os corpos definidos, emprega não só como dissolvente a água, mas ainda a benzina, o alcool, o chlo-fórmio, etc.

Eis um exemplo de dissolução do álcool.

Pezemos numa pequena cápsula 20 gramas de naftalina e 20 gramas de cânfora, e aqueçamo-las a uma lâmpada d'álcool até completa fusão. Deixando-se arrefecer, obtem-se uma massa branca que se pulverisa cuidadosamente num almofariz.

Efectua-se a separação da mistura com o auxílio da dissolução, introduzindo-a num frasco que contem cerca de 50 gramas d'álcool (o álcool desnaturado é suficiente). Passado algum tempo o álcool dissolve a cânfora mas não a naftalina; basta pois vasar o todo num filtro para recolher esta última, enquanto que a solução alcoólica da cânfora se escoará no frasco que serve de suporte ao funil. (Obtem-se um filtro liso, dobrando uma folha de papel, quadrada, em duas, e depois em quatro partes perpendicularmente á primeira dobra, como indica a figura. Feito isto, afasta-se a primeira folha e applica-se a segunda sobre as outras duas, de modo a constituir um cartucho que se introduz no funil. Para mais elegância corta-se o filtro circularmente pela altura dos bordos do funil.)

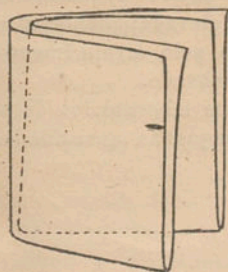


Fig. 10



Fig. 11

Para arrastar bem toda a cânfora, é prudente deitar por vezes pequenas porções de álcool puro, o que equivale a lavar a naftalina. Obtem-se a cânfora adicionando um pouco d'água á solução alcoólica. Como a cânfora é insolúvel neste líquido, precipita-se no estado d'um pó branco; basta

então fazer passar a mistura num filtro para recolher o depósito de cânfora. Também se podia fazer simplesmente evaporar o álcool pondo a solução num prato.

Ha uma particularidade da dissolução a que não fizemos ainda referência; quando um corpo se dissolve, a temperatura da dissolução desce, e algumas vezes tão baixo que póde aproveitar-se esta propriedade para produzir gelo. Tomemos, por exemplo, 250 gr. de nitrato d'amoníaco e adicionemos-lhe rapidamente igual pezo d'agua. A solução efectua-se muito depressa, sobretudo se a agitamos com o termómetro, e vemos desde logo o frasco onde se faz esta experiência cobrir-se de néve, tão grande é o abaiçamento da temperatura; o termómetro marca aproximadamente — 15°. A mistura produzida por este fenómeno chama-se *mistura refrigerante*. Se mergulhássemos nesta solução de nitrato d'amoníaco um tubo d'ensaio cheio d'agua, obtínhamos um pequeno caramelo. Um conselho: não se deite fóra a solução. Vamos retirar todo o nitrato collocando-o numa cápsula para lhe eliminar a agua por distillação. O termómetro permite-nos seguir os progressos da concentração, porque, á medida que a agua se evapora, a temperatura da ebulição torna-se mais elevada; quando atingir 160° a concentração é sufficiente, e pelo arrefecimento obter-se-á o nitrato d'amoníaco cristalisado.

Servimo-nos muitas vezes nos laboratórios de misturas refrigerantes para arrefecer pequenas quantidades de líquido.

## SEGUNDA PARTE

### Química geral

#### § 7.º

#### Reacções de combinação

Viu-se do que precede, que as substâncias definidas não sofriam no decorrer das experiências senão transformações *passageiras* e pouco profundas, a que se deu o nome de transformações físicas. Vamos agora ocupar-nos d'outras muito mais íntimas que, uma vez efectuadas, apresentam um character de *permanência* muito acentuado; são as reacções químicas.

Em um pequeno balão de vidro de 100 centímetros cúbicos aproximadamente (fig. 12), deitem-se dez gramas de enxofre e umas vinte de cobre vermelho em aparas que se acha á venda no comércio com o nome de «aparas de cobre». Feito isto, aqueça-se pouco a pouco o balão á lâmpada de alcool, tendo o cuidado de o segurar com uma pinça para não queimar os dedos. D'ali a pouco o enxofre começa a fundir e reduz-se a vapores que se elevam no balão e envolvem os fragmentos de cobre; neste momento produz-se uma reacção intensa; o cobre torna-se de súbito incandescente, parecendo arder no vapor do enxofre, o a calor desenvolvido é tal que pode-se retirar o balão da chama sem que o fenómeno cesse. Formam-se ao mesmo tempo fumos amarelados provenientes do enxofre que se volatilisa, que sobem pelo gargalo do recipiente e se dispersam no ar. Mas, decorridos alguns instantes, tudo serena; depois de

arrefecido o balão, quebre-se e examine-se o seu conteúdo. Já lá não se encontram vestígios de cobre nem de enxofre, mas em lugar d'elles aparece uma substância negra na qual é impossível reconhecer aquelles dois corpos. É o sulfureto de cobre, combinação ou *união íntima*, perfeitamente estável, de enxofre e de cobre; substância definida, em que nenhum microscópio, seja qual fôr o seu poder, seria capaz de revelar a existência de qualquer dos corpos que a compõem, mas na qual a balança permitiria verificar que o pezo reunido dos

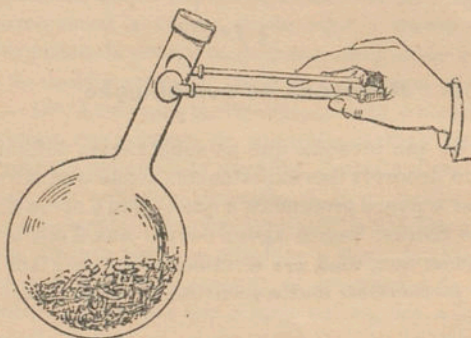


Fig. 12

dois corpos ficou invariavel, confirmando aqui o principio de Lavoisier: «Nada se perde e nada se cria.»

Recomecé-se esta experiência modificando-a um pouco. Assim, introduzam-se no balão (fig. 13) uns 10 gramas de enxofre e 20 gramas de limalha de ferro, com uma quantidade d'agua tal que o todo, intimamente misturado, ofereça o aspecto d'uma pasta fluida, e aplique-se ao balão uma rolha atravessada por um tubo de vidro de 30 centímetros de comprimento e aberto nos dois extremos; submeta-se o recipiente ao calor até que a agua esteja tépida. Ver-se-á depois começar a reacção e prolongar-se sem que seja necessário continuar a aquecer o balão. O enxofre combina-se com o ferro, ainda que menos impetuosamente do que



com o cobre, e o calor desenvolvido é suficiente para fazer ferver a agua que desaparece transformada em vapor pela extremidade do tubo. Com esta experiência realisámos um minúsculo vulcão (vulcão de Lemery); depois d'este serenado deite-se o conteúdo do balão num filtro liso (vimos já como se fazem estes filtros); recolhe-se um pó negro que é o sulfureto de ferro. Debalde um íman encontraria nessa substância a limalha de ferro; esta desapareceu na combinação e com ella todas as suas propriedades físicas.

O calor desenvolvido nestas duas experiências é certamente o que mais nos surpreende. Como esta parte do fenómeno tem uma grande importância insistimos nella.

Quando dois corpos se combinam livremente, pela sua simples união, o desenvolvimento de calor é absolutamente necessário, pois que o calor é como que o «saldo» da combinação. Uma comparação esclarecerá o que ha de obscuro neste pensamento. Suponhamos dois individuos que querem associar-se e tornar comuns os seus interesses; precisam d'uma casa, materiaes, etc., etc., e para os obter teem d'empregar dinheiro, ou seu ou emprestado. Se o não teem, a combinação fracassa e cada um d'elles fica livre. Assim succede em Química com os corpos; se se combinam por si próprios, é porque possuem uma certa quantidade de calor pronta a manifestar se. Este calor representa o dinheiro necessário para a constituição da sua combinação; se o não teem recorrem ao empréstimo.

Nos dois exemplos precedentes, os corpos eram ricos; a sua combinação efectuou-se rapidamente e espontaneamente, desde que se puzeram as substancias em contacto íntimo por uma ligeira elevação de temperatura.

A pólvora de caça e de guerra, que é uma mistura de en-

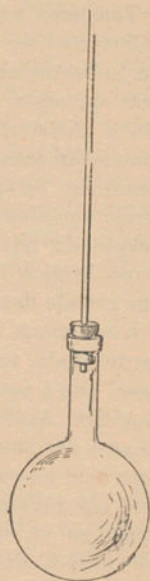


Fig. 13

xofre, de carvão e de salitre (substâncias ávidas de combinar-se, desenvolvendo uma grande quantidade de calor que possuem no estado latente) deve a força explosiva á sua extrema deflagração que uma fraca escorva provoca, ou uma elevação de temperatura.

Tomemos um pouco d'amoníaco ou álcali volátil, e ácido chlorídrico ou muriático, que não são, propriamente falando, substâncias definidas, mas soluções de gaz muito sulúveis na agua, conhecidas respectivamente por amoníaco e ácido chlorídrico, os quaes são gazes definidos. Como o seu manuseamento é muito difficil, só em solução se vendem no comércio. Se aproximarmos as rolhas de dois frascos contendo aquelles gazes, depois de as termos previamente imbebido do líquido respectivo, vemos desenvolver-se um fumo branco, prova evidente que estes dois corpos teem um grande desejo de reagir um sobre o outro.

Efectuemos esta reacção e, para tornal-a mais interessante ainda, empreguemos um papel especial chamado tornesol que é vermelho ou azul e que gosa d'uma propriedade singular. Assim, quando tem a côr vermelha, fica com a mesma côr se o mergulharmos no ácido chlorídrico e muda para azul no amoníaco; quando se apresenta azul, conserva esta côr no amoníaco e avermelha-se no ácido chlorídrico. Como se vê, este papel permite-nos conhecer o conteúdo dos nossos dois frascos quando haja omissão d'etiquetas. Deite-se agora num vaso de vidro uma porção do álcali volátil e adicionemos-lhes gota a gota o ácido chlorídrico, agitando com o agitador. Se mergulharmos o papel azul uma e outra vez esta côr persiste. A' medida que deitamos o ácido, este combina-se energicamente com o amoníaco, desenvolvendo um forte calor que prova o aumento da temperatura; ao cabo d'alguns momentos, quando a combinação se achar completamente efectuada, o papel azul torna-se vermelho. Está terminada a experiência: nem ácido chlorídrico nem amoníaco se encontra no vaso. Ficou sómente a agua que os continha e que se faz evaporar, e um pó branco, resultado da sua íntima união, que se chama o chloridrato d'amoníaco

Para terminar este fastidioso capítulo, vamos ensinar como a Química nos permite cosinhar sem fogo.

Obtenham-se 2 a 3 quilogramas de boa cal viva e coloquem-se em grandes pedaços numa tigela, no fundo da qual ocultámos previamente um ovo embrulhado em papel. Com o esguicho d'agua regue-se ao de leve a cal. Passado pouco tempo, vemos os fragmentos fenderem-se, dividirem-se no sentido das estratificações, e envolverem a tijela os vapores que desenvolve a agua que se volatilisa durante a fusão. Depois, pouco a pouco, o fenómeno extingue-se, e se examinarmos o ovo vemos que está cozido. A cal apresenta então o aspecto d'um pó branco volumoso a que se chama cal hidratada ou apagada. Eis como nos tornámos químicos cosinheiros. Note-se que esta cal apagada pesa mais do que a cal viva sobre a qual operámos, aumento de peso devido simplesmente á fixação da agua. (1)

### § 8

#### Reacções de decomposição

Acabamos de ver como dois corpos definidos se podem unir para formar um outro muito diferente, cujo pezo, como a balança no-lo manifestou, era igual á soma dos pezos dos dois corpos.

Estas experiências deixam-nos certamente perplexos e perguntamo-nos se corpos definidos taes como o enxofre, o sulfato de cobre, etc., cuja origem ignoramos até ao presente, não são tambem o resultado da combinação de muitas substâncias definidas. Em breve vamos ser satisfeitos e ver que, em certas condições, muitas substâncias definidas se decompõem em outros corpos definidos

Estas mudanças tomam o nome de reacções de decom-

---

(1) Recomendo com insistência que não deixem os pequenos brincar com a cal viva. Esta substância é muito cáustica e pode provocar afeições graves nos olhos.

posição e são de alguma sorte o inverso das reacções de combinação que estudámos no capítulo precedente.

Coloquemos 10 gramas d'assúcar numa cápsula de porcelana, aquecendo-a demoradamente com a nossa lâmpada d'alcool: vê-se primeiro o assúcar derreter-se, o que não é para admirar; mas assim que se torna líquido, toma uma côr escura, reduz-se a caramelo e desenvolve abundantes fumos odoríferos. Dispondo um funil por cima da cápsula, vêmo-lo cobrir-se de humidade, indício certo de que se forma vapor d'agua. Se continuarmos a aquecer, o caramelo engrossa, torna-se cada vez mais escuro, e passado pouco tempo acha-se reduzido a um simples pedaço de carvão. Assim, apesar da sua imaculada brancura, o assúcar tinha consigo um companheiro não pouco negro. Quem havia de supol-o? Se calcularmos depois d'esta experiência o pezo do carvão contido na cápsula, encontramos apenas algumas gramas. A diferença provém de se terem evaporado os gazes e o vapor d'agua contido no assúcar.

O calor produz muitas vezes estas especies de decomposições chamadas pirogenações. Sucede muitas vezes que certos corpos se decompõem antes que a temperatura permita a sua fusão. Outros são de tal modo sensíveis ao calor que torna se impossível fundil-os sem os decompor; tal é, por exemplo, o amido, e tambem a cellulose que constitue o papel. Tínhamos pressa em fazer esta pequena correcção á generalidade da fusão que apresentámos no parágrafo 4 como sendo muito simples, para não complicar demasiadamente as primeiras noções.

Eis agora um segundo exemplo de decomposição. Tomem-se pedaços de cré, pezem-se com cuidado 25 gramas que se colocam num cadinho de barro; aqueça-se o todo tanto quanto possível, colocando-o num forno de cosinha. No fim de 20 minutos pode retirar-se o recipiente, e depois de o ter feito arrefecer põe-se numa balança; verifica-se então que o pezo total diminue aproximadamente 11 gramas. Posto que os pedaços de cré, conservem sensivelmente o mesmo aspecto, uma modificação profunda se operou nelles. Não são já a mesma substância; tornaram-

se absolutamente semelhantes á cal viva de que nos servimos na experiência anterior, ao mesmo tempo que se desenvolvia uma substância gazosa egual á que o sifão continha: o ácido carbónico. Deitando agua sobre bocados de cré, quebram-se e fundem com desenvolvimento de calor. Se empregássemos restos de mármore branco, o resultado seria o mesmo, pois que a cré e o mármore branco não são mais do que variedades alótropicas d'uma substancia comum, chamada carbonato de cal, do mesmo modo que os cristaes

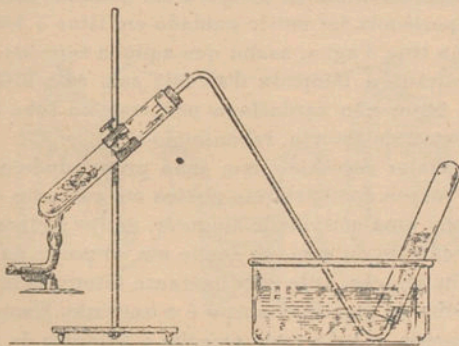


Fig 14

d'enxofre, como ha pouco vimos, eram absolutamente idênticos, ainda que diferentes na aparência, ao enxofre amarelado e ao enxofre em agulhas translúcidas.

Esta simples experiência representa muito sucintamente a fabricação industrial da cal, em que o nosso cadinho é substituído por imensos fornos de cal onde se decompõe, não a cré e o mármore, matérias primas muito dispendiosas, mas o vulgar calcário ou pedra de construção. Em vista da alta temperatura que necessita esta decomposição, não se pode captar o ácido carbónico desenvolvido, e só com a nossa fiel balança é possível constatar a sua fuga.

Eis aqui uma outra reacção de decomposição que reclama uma temperatura menos elevada e que pode com facilidade observar-se. Compre-se numa farmácia um pouco de

chlorato de potassa que é um sal branco muito bem cristallizado, servindo em medicina para preparar certos garga-rejos contra as doenças da garganta. Deitemos algumas gramas d'elle num tubo d'ensaio com uma rolha atravessada por um tubo de descarga, como indica a figura 14. Feito isto, aqueça se com a lampada d'alcool; o chlorato de potassa funde e decompõe-se, libertando um gaz que vae encerrar-se num outro tubo d'ensaio que se coloca numa proveta cheia d'agua, sobre a extremidade livre do tubo de descarga como indica a figura 14. Convem no decorrer d'esta experiência ter muito cuidado em tirar o tubo mergulhado na tina d'agua, assim que aquella termine e antes de ter retirado a lâmpada d'alcool; sem esta última precaução a agua não tardaria a penetrar no tubo d'ensaio que nos serve de retorta, rebentando-o

O gaz assim recolhido tem uma propriedade especial; todos os corpos combustíveis postos em contacto com elle ardem com uma actividade singular, muito melhor que no ar. Um pedacito de madeira tendo um só ponto da sua superficie em ignição, arde com bastante intensidade quando se mergulha no gaz. Este corpo é o oxigénio. Examinemos presentemente o tubo onde se acha o chlorato de potassa. Já ali não encontramos este último corpo mas uma substância branca, muito diferente d'elle que se assemelha ao sal de cozinha e com o mesmo sabor; é o chloreto de potássio.

Assim, o oxigénio e o chloreto de potássio, que são duas substâncias definidas, nascem da decomposição do chlorato de potassa que é igualmente uma substância definida, realisando-se o fenómeno á temperatura de  $340^{\circ}$  chamada por isso temperatura de decomposição de chlorato de potássio. Efectuámos esta experiência sobre quantidades muito reduzidas porque ella necessita d'um calor bastante forte, apresentando por isso algumas difficuldades quando se realise em maior escala.

Não é o calor a única força natural capaz de operar a decomposição dos corpos; a electricidade consegue o egualmente e d'uma maneira muito mais poderosa.

Prepare-se uma solução de sulfato de cobre por meio d'uma dissolução de 20 gramas d'este sal em 100 gramas d'agua contidos num vaso de vidro (fig. 15); mergulhemos nesta solução duas hastes de carvão, por exemplo as das lâmpadas eléctricas d'arco, e agitemo-las. Não se produz nada de especial, conservando a solução a sua bela côr azul; mas succede o contrário se ligarmos os carvões aos polos d'uma pilha. Comprem se duas pilhas Leclanché que servem nas campainhas eléctricas. Estas pilhas compõem-se d'um frasco de vidro contendo uma lâ-

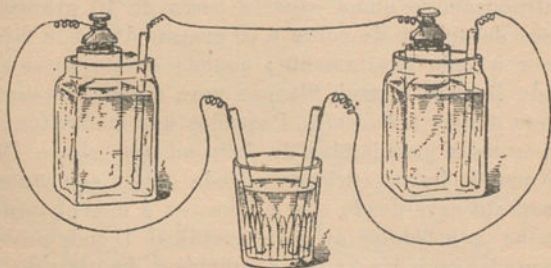


Fig. 15

mina de zinco e um vaso de barro poroso, no qual está introduzido um pedaço de carvão. O frasco de vidro contém uma solução de chloridrato d'amoníaco ou simplesmente agua salgada. Podiamos até servir-nos das pilhas das campainhas eléctricas da nossa casa.

Este processo de decomposição dos corpos pela electricidade, a que se dá o nome de *electrolise*, é extremamente geral. Muitos corpos difficilmente decomponíveis pelo calor, decompõem-se por este processo, por exemplo a argila, de que se extrae o alumínio, metal empregado na construção dos automóveis. Diga-se sem demora que as nossas duas modestas pilhas seriam de todo insufficientes para taes decomposições, que praticamente se obteem por meio de poderosas máquinas eléctricas accionadas vulgarmente por quedas d'agua.

## § 9

**Reacções de substituição e de dupla decomposição**

Conhecemos já duas especies de reacções químicas, as combinações e as decomposições; as experiências que se seguem vão revelar nos uma outra categoria de muito maior importância.

Introduzam-se numa cápsula cerca de 10 gramas de cristaes de sulfato de cobre e 50 gramas d'agua, e faça-se aquecer o todo ligeiramente; quando a solução se tiver tornado límpida e azul, filtre-se para maior precaução e deixe-se depois arrefecel-a. Passados uns momentos mergulhe-se nella uma lâmina de ferro ou uma chave. Dá-se então um fenómeno curioso; a linda côr da solução toma um aspecto esverdeado e a lâmina (ou a chave) torna-se vermelha, cobrindo-se de cobre metálico. D'onde provéem estas mudanças? A resposta é simples. Uma parte do ferro de qualquer d'aquelles objectos deslocou da solução o cobre que, por sua vez, se fixou sobre o corpo introduzido. Muito delicadamente, estes metaes fizéram a troca dos seus respectivos logares substituindo-se reciprocamente.

Esta reacção é o tipo das reacções de substituição, de que poderíamos citar um grande número d'exemplos, e que são frequentemente empregadas na indústria para obter certos metaes. É assim que a prata das soluções de sal de prata é deslocada pelo còbre, e que se pule o ferro dos canhões pintando-os com chloreto d'antimónio que deposita á sua superfície o antimónio metálico, corpo este que evita a oxidação.

Proceda-se a uma outra experiéncia.

Destile-se préviamente uma porção d'agua fazendo a ferver e lévem-se os vapores a um outro recipiente, como fizemos já (fig. 16).

Preparemos agora duas soluções: 1.º uma solução de



chloreto de sódio ou sal de cosinha, dissolvendo 20 gramas d'este em 150 gramas d'agua comum; 2.º uma solução de nitrato de prata, dissolvendo em 50 gramas d'agua distilada 1 ou 2 gramas d'aquelle corpo. (Não devemos servir-nos neste caso d'agua pura, para evitar uma reacção possível do nitrato de prata com certos chloretoes que ella pode conter). Preparadas estas soluções, deita se gota a gota a solução de nitrato de prata numa parte da solução do chloreto de sódio; cada gota que cae dá origem a um pre-

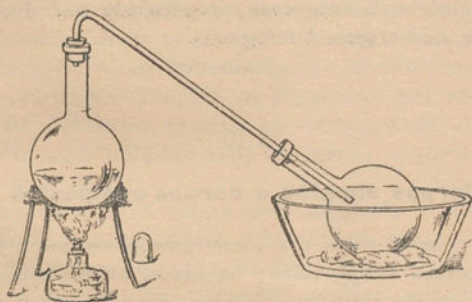


Fig. 16

cipitado coalhado, com o aspecto de queijo branco, que é um corpo novo, o chloreto de prata insolúvel. Se continuarmos a deitar a solução de chloreto, chega um momento em que não se forma precipitado algum, tendo se exgotado assim toda a solução; para se obter de novo o chloreto de prata, tem que filtrar se a solução, a qual, se se evaporasse depois da experiência, deixaria um resíduo branco, não de chloreto de sódio, mas de nitrato de soda ou salitre do Chili. Para percebermos bem estas transformações, é necessário saber que o chloreto de sódio é uma combinação de ácido chlorídrico e de soda, e que o nitrato de prata é uma combinação d'óxido de prata e d'ácido azótico. Misturando estes dois corpos produz-se uma dupla decomposição; o óxido de prata abandona o ácido azótico para se unir

ao ácido chlorídrico do chloreto de sódio, e a soda d'este último, abandonada, une-se ao ácido azótico também libertado.

Solução de chloreto de sódio = Sôda + ácido chlorídrico

Solução de nítrato de prata = Oxido de prata + ácido azótico

O chloreto de prata deixado sobre o filtro torna-se violeta ao contacto da luz. O facto não deve admirar, visto que é uma propriedade do sal de prata ser impressionado pelos raios luminosos e enegrecer, propriedade que, diga-se de passagem, deu origem á fotografia.

## § 10

### Corpos simples e corpos compostos

Vimos como o calor e a electricidade nos permitem decompor certas substâncias; ha ainda outros meios, mas como são muito mais complicados, aguardemos o seu estudo para quando nos tornarmos químicos mais entendidos. Comtudo, estas primícias do estudo das decomposições fazem-nos entrever o mundo sob um novo aspecto; hesitamos sobre a estructura dos corpos e ficamos a supor com justa razão que podem ainda ser decompostos em outros; que por exemplo, a cal viva e o ácido carbónico, obtidos mais atrás pela decomposição do carbonato de cal, poderiam talvez provir da união de muitos corpos. A nossa suposição é muito justa, com efeito, porque em condições convenientes e sobre uma poderosa corrente eléctrica, a cal transforma-se em um metal chamado cálcio, que tem vagamente o aspecto do chumbo, e em oxigénio, substância gazosa que obtivemos já pela decomposição do chlorato de potassa; do mesmo modo, o ácido carbónico é uma combinação de carvão ou carbono e oxigénio. Por consequência, o carbonato de cal é um composto de cálcio, oxigénio e carbono.

Posto isto poderemos nós resolver estes corpos em outros? Não. Isto é materialmente impossível porque nenhum dos meios de decomposição actualmente conhecidos pode decompor-os. Podemos submetel-os ás mais altas temperaturas e ás correntes eléctricas mais fortes, que não conseguiremos alteral-os, saindo indenes de toda a transformação.

O que acabamos d'observar a respeito do carbonato de cal, passa-se do mesmo modo com todos os corpos. Podemos decompor-os uma, duas, três vezes, etc., até a um ponto em que se manifesta a impossibilidade de os poder decompor mais; chega-se então fatalmente a uma substancia indecomponível. As substancias d'esta natureza tomam o nome dos corpos simples ou elementos. Não são muito numerosas; conhecem-se cerca de oitenta, e são ellas que, por combinações infinitas mais ou menos variáveis, constituem a matéria.

Progressivamente havemos pois adquirido a certeza de que o mundo que nos cerca é formado de corpos simples, e de corpos compostos oriundos d'aquelles.

Dividiram-se os corpos simples em duas grandes categorias: os metaes e os metaloides. Os metaes, de que conhecemos um grande número, são, excepto um, o mercúrio, sólidos, tenazes e duros, conduzindo bem o calor e a electricidade.

Os metaloides não offerêem um aspecto tão nitidamente definido; alguns são sólidos, outros líquidos, ou gazosos. Não téem brilho particular e condúzem mal o calor e a electricidade.

Vamos enumerar alguns corpos simples, os mais conhecidos, começando pelos metaes d'uso familiar.

Temos em primeiro logar o ferro, cuja grande utilidade ninguem ignora; é o mais precioso auxiliar da vida industrial e prática, e com elle se construem essas gigantescas máquinas que vulgarisam o bem-estar e o luxo. O ferro que serviu primeiramente para o fabrico de armaduras guerreiras, foi posto sob a égide de Marte, e é por isso que os farmacêuticos dão muitas vezes o nome de composi-

ções marciaes a todas aquellas em cuja combinação entra o ferro.

O ouro, cuja inalterabilidade e raridade originam o seu valor, serve nas trocas monetárias e figura em larga escala nos adornos.

A prata, mais modesta; o cobre, que foi o primeiro metal que o homem empregou; o mercúrio ou azougue, assim chamado porque, como o deus do roubo, não se pode apanhar; o chumbo, cuja densidade é proverbial; o níquel, o zinco, o estanho, e muitos outros que conheceremos mais tarde.

Citemos agora alguns metaloides mais conhecidos: o oxigénio que activa a combustão, o iodo que emite belos vapores violetas, o carbono, o fósforo dos palitos fosfóricos, o enxofre, de que conhecemos já as variedades alotrópicas, o azote e o hidrogénio que adiante estudaremos.

Concluimos pois de tudo isto que as substâncias definidas se dividem em dois grupos. Um contem todos os corpos simples que não podem decompor-se por meio algum e devem ser considerados como individualidades indestrutíveis. O outro não comprehende, pelo contrário, senão os corpos compostos, que podem reduzir-se, e cuja estabilidade depende dos agentes de transformação, taes como o calor, a electricidade, etc.

Para completarmos os nossos conhecimentos geraes sobre os corpos, vamos exprimir em algumas palavras as duas seguintes leis fundamentaes:

1.<sup>a</sup> A decomposição dos corpos compostos só pode fazer-se d'uma única maneira; efectuada em condições diferentes, volta aos mesmos corpos simples.

2.<sup>a</sup> Os corpos simples que se combinam para formar um corpo composto ficam sempre os mesmos depois da decomposição. Assim, no parágrafo 7, aprendemos a preparar o sulfato de cobre combinando o enxofre e o cobre; não poderemos, qualquer que seja o processo, decompor-o senão em dois corpos simples, o enxofre e o cobre, que obtaremos nas mesmas proporções em que estavam antes da sua união.

Isto é inteiramente geral. Não sómente os corpos simples se combinam conservando nas combinações o seu pezo (lei da indestructibilidade da matéria), mas conservam d'alguma sorte a sua individualidade que só pela força dissimulam e que tornam a manifestar logo que uma acção qualquer o facilite (indestructibilidade dos corpos simples).

Os alquimistas, que ignoravam estas duas grandes leis da natureza, esperavam sempre transmutar os metaes uns nos outros e obter ouro com cobre ou chumbo, fazendo entrar estes corpos simples em múltiplas e complexas combinações; mas decompondo as, estas últimas readquiriam sempre as suas formas primitivas e os nossos alquimistas sofriam continuas desilusões. Adquirida a certeza de que os corpos simples são tão irreductíveis na sua individualidade como no seu pezo, não teremos a veleidade, como os bons alquimistas, de tentar transmutações impossíveis. Agora, uma questão bem simples se apresenta. Visto que os corpos definidos são o resultado das combinações de corpos simples, em que proporções estão estes unidos? E' o que vamos aprender no próximo capítulo, com o auxilio da nossa balança, cuja utilidade poderemos então apreciar bem.

### § 11.

#### **Lei das combinações. Estructura da matéria**

Assim, os corpos definidos que compõem tão admiravelmente a natureza, que constituem os mundos, a terra, a diversidade dos seres animados e vegetativos, em uma palavra — a matéria, resultam da união d'alguns elementos ou corpos simples, cujo número infinitamente pequeno em relação á sua infinita complexidade, é de 80.

Por que mistério, sendo tão pouco numerosos, formam elles tanta imensidade, tanta grandeza?

Por que mistério, sete notas, podem os pensativos melomanos dizer, produzem tantas melodias e tão diversas har-

monias, e despertam na alma tantas e tão diferentes sensações?

E' muito simples. Assim como o músico obedece a regras, reúne os tons e os combina, também a natureza reúne e combina os corpos uns com os outros infinitamente e obedece a regras fataes.

E é admiravel descobrir tanta complexidade para o olhar e tanta simplicidade para o espirito. Vamos tentar neste parágrafo penetrar o arcano e conhecer as principaes leis que regem a matéria.

A primeira, que foi formulada por um habil químico francez Proust, resume-se no seguinte: «A relação dos pezos dos corpos que se unem entre si para formar um mesmo composto, é invariavel». Isto parece obscuro; tentemos esclarecer a lei. A agua, como se verá no próximo parágrafo, é uma substância definida, proveniente da combinação do oxigénio e do hidrogénio. Qual é porém a relação de pezo nesta composição?

Por ventura, 1 grama d'hydrogénio achar-se-á combinado com 8 gramas d'oxigénio na agua colhida da fonte, e com 10 na agua da chuva?

A balança podia acusar esta diferença; mas, como a experiência seria complicada, fique-se sabendo que a agua, qualquer que seja a sua origem ou proveniência, tem sempre exactamente a mesma composição, quer dizer, é sempre formada de 1 grama de hidrogénio e 8 gramas d'oxigénio.

Isto é absolutamente geral. Toda a substância definida tem uma composição em corpo simples egualmente definida em pezo.

Continuemos nestas concepções teóricas pouco divertidas mas necessárias.

Sucedem muitas vezes que dois corpos simples se unem para dar origem a muitos corpos definidos que satisfazem exactamente a lei de Proust.

Assim, o carbono, combinando-se com o oxigénio, dá óxido de carbono e ácido carbónico; o ferro, aliando-se ao enxofre, dá um sulfureto negro, semi-metálico, que obtive-

mos quando tratámos das combinações, e produz no estado natural um outro sulfureto cristalizado, amarelo-claro, d'aspecto metálico, chamado pirite.

O fó foro, unindo-se ao chloro, produz ou um chloreto líquido e incolor, ou um chloreto amarelo claro e sólido.

Existe entre estas diversas composições provenientes dos mesmos corpos uma aproximação qualquer? Eis o que desde bastante tempo os químicos procuravam descobrir; foi o illustre químico Dalton quem desvendou o mistério que vamos tentar fazer compreender.

No primeiro caso dois corpos resultam da combinação do carbono e do oxigénio; a balança permite differenciar-os: com efeito, o óxido de carbono é formado pela reunião de 12 gramas de carbono e 16 d'oxigénio, e o ácido carbónico por 12 gramas de carbono combinadas com 32 d'oxigénio. Note-se que ha neste último precisamente 2 vezes mais oxigénio para o mesmo peso de carbono que no óxido de carbono.

Com referência ao ferro, verifica-se que o sulfureto negro resulta da combinação de 56 gramas de ferro e 32 de enxofre, enquanto que a pirite provem da união de 112 gramas de ferro para 96 d'enxofre. Com um pouco de atenção vemos facilmente que ha 2 vezes mais ferro ( $56 + 56 = 112$ ) e 3 vezes mais enxofre ( $32 \times 3 = 96$ ) na segunda combinação.

Eis finalmente o fósforo. O seu chloreto líquido é composto de 31<sup>gr</sup> de fósforo e de 106,5<sup>gr</sup> de chloro, e o chloreto sólido é composto de 31<sup>gr</sup> de fósforo combinadas com 177,5<sup>gr</sup> de chloro. Isto é um pouco mais complicado. Que relação pode haver entre 106,5<sup>gr</sup> e 177,5<sup>gr</sup>? 106,5<sup>gr</sup> são exactamente eguaes a 3 vezes 35,5<sup>gr</sup> e 177,5<sup>gr</sup> a 5 vezes 35,5<sup>gr</sup>.

Por consequência, facil é concluir que se a composição dos corpos que se unem para formar muitos compostos varia bruscamente d'um para outro, tal variação é feita sempre em relações simples, isto é, em múltiplos simples d'um mesmo peso. Eis a lei de Dalton.

No ácido carbónico ha duas vezes mais oxigénio que no óxido de carbono; na pirite ha duas vezes mais ferro e três

vezes mais enxofre que no sulfureto; finalmente, nos chloretos de fósforo, as quantidades de chloro para a mesma quantidade de fósforo estão exactamente na relação de 3 para 5.

Para explicar o fenómeno deveras bizarro, que um corpo que se combina para formar muitos o faz em relações simples, ou, para melhor dizer, em proporções diferentes que variam de 1 a 2, 2 a 3, 3 a 5, os químicos modernos demonstraram que os corpos simples irreductíveis eram compostos d'uma agregação de pequenas partículas que são individualmente indestructíveis sob todos os pontos de vista e ás quaes se dá o nome de átomos. Estes átomos ligam-se uns aos outros para formar pequenos grupos denominados moléculas, que por sua vez se reúnem para compor os corpos definidos. Assim, para nos servirmos d'exemplos precedentes, a molécula d'ácido carbónico é formada pela justaposição de dois átomos d'oxigénio e um de carbono; a do óxido de carbono, d'um átomo de oxigénio e um de carbono. A molécula do sulfureto negro de ferro é formada pela reunião d'um átomo de ferro e um átomo d'enxofre; a da piri-te, de dois átomos de ferro e três d'enxofre; a molécula de chloreto líquido é composta d'um átomo de fósforo e três de chloro; a do chloreto sólido, d'um átomo de fósforo e de cinco de chloro.

Curiosamente nos perguntamos que grandeza pode ser a d'estes átomos. Taes partículas são extraordinariamente pequenas e ninguem espere ve-las nem com o mais poderoso microscópio.

Para ter uma idéa aproximativa da sua grandeza, saiba-se que o seu diâmetro equivale a um milionésimo de milímetro. Ha aproximadamente num milímetro cúbico 1.000.000.000.000.000.000 átomos. O livro de M. Laisant <sup>1</sup>, ensinar-nos-á a calcular quantos dias seriam precisos para que um homem contando 1.000 por segundo, exgotasse o conteúdo do milímetro cúbico. O infeliz levaria mais de 317.000 séculos.

---

(<sup>1</sup>) *Iniciação matemática.*



Para conhecer d'antemão a composição em pezo de todas as combinações, basta saber todas as relações dos pesos dos átomos. Se, por exemplo, o átomo de carbono pesa 12 vezes mais que o do hidrogénio, e o do oxigénio 16 vezes mais, concluiremos que o hidrogénio se combinará com o oxigénio na relação de 1 para 16 e numa relação de 1 para 12 com o carbono, ou com qualquer outra relação esprimível por múltiplos de 1, de 2 e 16.

Egualmente o oxigénio e o carbono unem-se numa relação de 12 para 16 ou múltiplos d'estes. Propositadamente tomamos para este exemplo a relação do pezo dos átomos de oxigénio e de carbono para o hidrogénio; tendo os químicos achado que este é o mais leve de todos, tomaram-no para unidade. Os átomos dos corpos são representados por letras ou símbolos que, para os químicos, indicam a sua natureza e pezo. Eis um quadro onde se encontram enumerados os principaes:

METALOIDES			METAES		
—			—		
Arsénico . . . . .	As	75	Alumínio . . . . .	Al	27
Azote . . . . .	Az	14	Prata . . . . .	Ag	108
Bromo . . . . .	Br	80	Cálcio . . . . .	Ca	40
Carbono . . . . .	C	12	Cobre . . . . .	Cu	63
Chloro . . . . .	Cl	35,5	Estanho . . . . .	Sn	118
Hidrogénio . . . . .	H	1	Ferro . . . . .	Fe	56
Iodo . . . . .	I	127	Ouro . . . . .	Au	196
Oxigénio . . . . .	O	16	Chumbo . . . . .	Pb	209
Fósforo . . . . .	Ph	31	Potássio . . . . .	K	39
Silício . . . . .	Si	28	Sódio . . . . .	Na	23
Enofre . . . . .	S	32	Zinco . . . . .	Zn	65

Para representar um corpo composto, escrevem-se ao lado uns dos outros os diferentes símbolos dos átomos que os constituem e depois indica-se por um pequeno algarismo o número de cada átomo que entra na molécula do composto, que ficará assim representado por esta fórmula. O peso da molécula é igual á soma dos átomos que a compõem.

Para obtel-a basta adicionar es pesos de cada um dos componentes previamente multiplicados pelo seu expoente. Eis alguns exemplos.

O ácido carbónico, cuja composição sabemos já, tem por fórmula  $\text{CO}_2$ , isto é, um átomo de carbono representado por C e 2 átomos d'oxigénio representados por  $\text{O}^2$ . O peso da sua molécula será pois  $(12 + 16 \times 2) = 44$ .

A fórmula da pirite de ferro é  $\text{Fe}^2 \text{S}^3$ ; o peso molecular será  $(56 \times 2 + 32 \times 3) = 208$ . O chloreto de fósforo sólido tem por fórmula  $(31 + 35,5 \times 5) = 208,5$ .

Os corpos simples têm as suas moléculas constituidas pelo agrupamento de muitos átomos idênticos, emquanto que os dos corpos compostos são constituidas pelo agrupamento d'átomos diferentes.

Esta concepção atômica vem lançar mais luz sobre todas as reacções químicas estudadas ate aqui.

As combinações são reacções em que os átomos diferentes se atraem para formar moléculas diferentes.

As decomposições são reacções em que todas as moléculas se deslocam para deixarem livres um ou dois dos seus átomos.

Nos fenómenos de substituição, os átomos substituem-se a outros nas moléculas; finalmente nos de dupla decomposição, os átomos de moléculas contrárias permutam se.

Outras leis ha ainda que não estudaremos por emquanto, pois pareceriam obscuras aos pequenos. Mas este parágrafo, posto que sucinto, permite-nos entrever o fundo das cousas e conceber a matéria na sua simplicidade e na sua essência. Facil é já distinguir a diferença que existe entre um fenómeno físico e um fenómeno químico. No primeiro, a architectura interior das moléculas é respeitada; o que succede é ellas afastarem-se ou aproximarem-se, segundo a causa que provoca o seu movimento. No segundo, pelo contrário, as modificações produzem se na própria intimidade da molécula.

## § 12

**A agua**

Agora que dispomos já de conhecimentos geraes sobre os fenómenos químicos e sobre a estrutura da matéria, vamos estudar mais especialmente as substâncias que nos rodeiam. Ocupar-nos-emos em primeiro logar da agua, á qual por várias vezes nos temos já referido. Espalhada em toda a natureza, existe no ar sob a forma de nuvens, de vapores e nevoeiros que se condensam, dando orvalho, chuva, neve ou gelo. Encontramo-la tambem sob o aspecto de fontes, torrentes, rios e mares. Mas no percurso das suas viagens e através das suas transformações sucessivas, impregna-se d'uma infinidade de corpos estranhos. As aguas das nascentes que vêem das regiões profundas da terra e que arrastam, atravessando as camadas geológicas, matérias mineraes taes como ferro (aguas ferruginosas), sulfuretos (aguas sulfurosas), carbonatos de soda (aguas alcalinas), arsénico (aguas arsenicaes), ou sulfato de magnésia, são vendidas com a designação de aguas mineraes, e devido ás suas qualidades medicinaes constituem um importantíssimo ramo de comércio. Geralmente, as aguas muito carregadas de matérias mineraes são pouco utilisáveis na indústria; encascam as caldeiras, e o seu deposito que vae crescendo e conduz mal o calor, só deixa aquecer o ferro, o qual se torna rubro e poderia até explodir, se a agua se pozesse em contacto brusco com elle através d'uma fractura possível da crosta.

As aguas do mar são salinas e devem esta propriedade á enorme quantidade de chlorreto de sódio que conteem. Sempre que qualquer outra agua denote a presença d'aquelle sal é porque se acha em comunicação com alguma fossa de despejos onde é muito abundante o chlorreto de sódio.

Algumas aguas, filtrando através das rochas, apropriam-se de sulfato ou carbonato de cal que as torna impróprias para a cozinha e lavagens.

A's vezes, as aguas são tão ricas de carbonato de cal (calcárias) que cobrem os corpos que nellas se mergulham d'uma camada pétrea e dura. Este fenómeno tem o nome de petrificação. Ha muitas fontes petreficantes no centro da França.

Todas as aguas contem em dissolução gazes taes como o azote e o ácido carbónico; outras que surgem de grandes profundidades possuem alguns muito raros como o argone e o helium, cuja presença é frequentes vezes acompanhada de qualidades radio-activas reconstituintes.

Além de todas as substâncias enumeradas, as aguas arrastam resíduos orgânicos em decomposição, indícios certos de micro organismos, a que servem de alimento; estes micro organismos tomam o nome de bactérias e podem ser agentes de febres tifoides, tifos, etc. Se podéssemos examinar um centímetro cúbico de certas águas, veríamos algumas centenas de milhar d'estes pequeninos seres que, na melhor das águas potáveis, seriam em número de 300.

Para verificarmos a presença das impurezas orgânicas das aguas, faça se uma solução violacea de permanganato de potassa na proporção de 1 grama para um litro d'agua e deitem-se algumas gotas numa porção da agua que se queira examinar; se esta fôr pura, tornar-se-á côr de rosa; se contiver matérias impuras, ficará incolor, pela razão de que oxidando estas matérias o permanganato ter-se-á decomposto.

Avalia-se o grau das impurezas pela quantidade de permanganato de potassa que é necessário empregar para colorir a agua.

O meio mais seguro de purificar a agua é distilal-a; não repetiremos esta operação já descrita, mas acrescentaremos que a agua pura é pesada e indigesta, privada d'elementos orgânicos e inorgânicos indispensáveis á saude.

O livro de física de M. Chassagny (1) ensinar-nos-á que as temperaturas de fusão e d'ebulição da agua pura são as unidades arbitrarias do termómetro no qual o ponto de fusão é 0 e o ponto d'ebulição é 100.

Antes de terminar as propriedades da água, registemos

---

(1) *Iniciação á física* (em preparação).

que ha corpos que são muito ávidos d'ella e que por isso se chamam deliquescentes.

O chloreto de cálcio, por exemplo, depositado num prato, fixa a humidade e forma no fim de pouco tempo uma massa em que difficilmente se reconhecem os cristaes; outros, pelo contrário, em vez d'atraírem a humidade, libertam-se d'ella; estes últimos chamam-se efflorescentes, como o carbonato de soda, cujos cristaes deixam evaporar a agua, transformando-se num pó seco.

Vamos decompor a agua para conhecermos a sua composição e os seus elementos constituintes. Convem que a agua seja primeiramente distilada para tel-a absolutamente pura ao effectuarmos as nossas experiências. O primeiro meio empregado foi a electrolise, de que vamos descrever a experiência clássica. Imaginemos um aparelho chamado voltâmetro, composto d'um vaso de vidro, cujo fundo deixa passar, pelo interior do pé, dois fios de platina que communicam electricamente com duas saliências colocadas na base do aparelho. O fundo do vaso devemos-lo tornar absolutamente impermeável por meio de lacre. Deita-se no voltâmetro agua brevemente acidulada para a tornar condutora, isto é, para deixar passar a corrente, a qual se produz por meio d'uma pilha eléctrica; a agua decompõe-se em dois gazes que se recolhem em duas provetas colocadas sobre as pontas de platina que saem fóra do lacre. Um o hidrogénio, é recolhido do lado do polo negativo; o outro, o oxigénio, do lado do polo positivo.

Façamos esta experiência com um aparelho organizado por nós. Tome-se um copo de vidro com pé e meta-se-lhe dentro, d'um lado um fio de ferro metido num tubo de vidro, cuja parte inferior é livre e recurvada, e do outro, um fio de cobre que se dispõe da mesma maneira, enrolando na sua extremidade recurvada, o que não é muito dispendioso,



Fig. 17

um fio d'ouro de 3 a 4 centímetros de comprimento.<sup>1</sup> Feito isto deita-se parafina derretida no fundo do copo, de modo que, ao arrefecer, ocupe o fundo do vaso até ficar apenas a descoberto o fio d'ouro e a parte livre do fio do ferro. Deita-se em seguida agua acidulada,

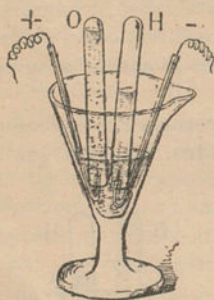


Fig. 18

cobrem-se os fios com provetas e dispõem-se as pilhas Leclanché descritas no capítulo das reacções de decomposição, de maneira que depois de ter ligado um zinco a um carvão, se faça comunicar o segundo carvão com a parte superior do fio de cobre que está fóra do copo e o outro zinco com a parte superior do fio de ferro. Começa a reacção; a agua decompõe-se em dois gazes: o hidrogénio que vai para a proveta colocada sobre o fio

de ferro, e o oxigénio para a que está colocada sobre o fio d'ouro. Uma deve conter um volume duplo do outro, é o do hidrogénio, e o pezo d'estes dois gazes estará na relação de 2 para 16 gramas. (Seria preferível empregar duas pilhas de bichromato, ou mesmo dois acumuladores, para a decomposição ser muito mais rápida.)

Aproveita-se tambem para decompor a agua, a avidéz de certos corpos para o oxigénio. Assim o sódio projectado na agua libertará metade de hidrogénio para formar com o restante e o oxigénio um corpo novo, a soda; este fenómeno é idêntico ás reacções de substituição que vimos já para os metaes; aqui um átomo d'hidrogénio liberta-se para dar logar a um de sódio que vai reconstituir uma molécula diferente. Não deve fazer-se essa experiência susceptível de perigo, nem a seguinte que vamos descrever, muito difficil de efectuar. Faz-se ferver agua num balão, de modo que os

<sup>1</sup> E' necé sário pôr um fio d'ouro ou de platina no polo onde se desenvolve o oxigénio, visto que este gaz se combina com os outros metaes para formar óxidos.

vapores vão ter a fios de ferro, absolutamente rubros, contidos num tubo de grés exposto ao fogo d'um forno; o calor facilita a dissociação do vapor d'agua que se separa em oxigénio que o ferro absorve, e em hidrogénio recolhido numa proveta por meio d'um tubo.

O zinco pode decompôr a agua a frio, mas muito lentamente, sendo de resto a reacção pouco duradoura.

Vamos todavia fazer uma experiência análoga.

Encha-se de zinco um balão de 100 centímetros cúbicos; prepare-se uma solução muito diluída de 1 grama de sulfato de cobre para 100 gramas d'agua e deite se no balão. A solução começa a mudar de côr, e o zinco desloca o cobre que toma o seu lugar sem que as aparas, dada a sua quantidade infinitesimal, mudem de aspecto. Decantemos immediatamente a solução descorada e deitemos agua no balão por meio d'um tubo de descarga que atravessa a rolha aplicada ao recipiente. O hidrogénio desenvolve-se formando se no balão o hidrato de zinco que torna a agua esbranquiçada.

Depois de tudo isto, não resta dúvida que a agua é um corpo composto de dois gazes, o hidrogénio e o oxigénio, por meio dos quaes a recomporemos no próximo parágrafo. A primeira experiência revelou-nos que estes gazes estavam na relação de 2-gramas para o hidrógenio e 16 para o oxigénio, e que o volume ocupado pelo primeiro era duplo do segundo.

Os químicos resumiram a composição da agua, dizendo que é formada de dois átomos d'hidrogénio e um d'oxigénio.

Mostra a experiência que a agua é composta em peso d'uma parte d'hidrogénio para 8 d'oxigénio, ou o que significa o mesmo, de 2 partes d'hidrogénio para 16 d'oxigénio; como se admite na água a presença de 2 átomos para o hidrogénio e 1 para o oxigenio, os químicos fixaram se nesta última proporção, dizendo que o átomo d'hidrogénio pesa 1 e o do oxigénio 16. Ha uma certa razão nisto. Note-se que nas diversas experiências sobre a agua, estas se produzem de duas maneiras. Pela pilha, o hidrogénio e o oxigénio são

totalmente libertados; pelo sódio, ao contrário, só metade do hidrogénio se liberta. Nenhuma reacção dá  $\frac{1}{3}$  d'hidrogénio, e como seria inútil e ilógico admitir mais de 2 átomos que bastam para explicar tudo, aceitou-se a hipótese que havia numa molécula d'agua dois átomos d'hidrogénio e que havia, visto não se desenvolver parcial ou integralmente, um único átomo de oxigénio.

Eis a representação da molécula d'agua composta d'um planeta, o oxigénio, em torno do qual gravitam dois satélites:



### § 13

#### O hidrogénio ( $H = 1$ )

O principal constituinte da agua, o hidrogénio, existe no estado de combinação em muitos corpos e nas matérias orgánicas que compõem os tecidos dos animaes e dos vegetaes.

Poderíamos obtel o repetindo as experiências enumeradas no parágrafo anterior sobre a sua principal origem, a agua; mas vamos utilizar nos d'um outro processo empregando um ácido que no-lo fornecerá. Montemos um aparelho composto d'um frasco de colo largo, com  $\frac{1}{2}$  litro de capacidade aproximadamente, no qual se collocaram até um quarto d'altura fragmentos de ferro ou grenalha de zinco cobrindo tudo d'agua. Adapte se a este frasco uma rolha com dois buracos, um dos quaes leva um tubo cuja extremidade afilada mergulha no frasco e nos permite deitar pela outra em forma de funil o ácido necessário para a operação, servindo o outro para dar passagem a um tubo de vidro recurvado como mostra a figura 19, que ha-de conduzir o hidrogénio a uma proveta cheia d'agua. Não é inutil, e todos os químicos o fazem, lavar o hidrogénio antes de o recolher, obri-



gando-o a passar num frasco intermediário cheio d'agua, conforme indica a gravura.

Disposto o aparelho, deite se pelo funil ácido chlorídrico; a reacção começa logo; o líquido torna-se efervescente, altera-se, devido á formação d'um gaz que atravessa o frasco lavador para se desembaraçar do ácido que possa arrastar, e acumula-se na proveta. Este desenvolvimento de

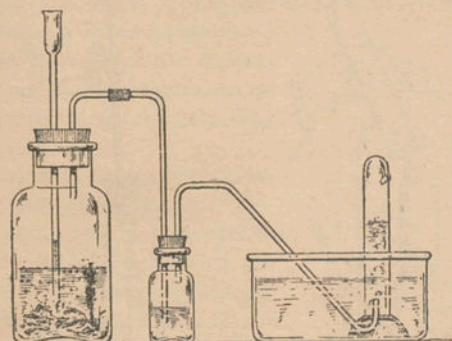


Fig. 19

gaz não é devido neste caso á agua do recipiente, que ficou intacta, mas ao ácido; nesta decomposição, o ferro ou o zinco que o frasco contém deslocaram muito simplesmente o hidrogénio do ácido (combinação de chloro e d'hidrogénio) para se unirem ao chloro e dar um composto novo, o chloro de ferro ou de zinco.

O hidrogénio recolhido é inodoro e sem sabor; nada aparentemente o distingue do ar; mas se enchermos d'este gaz uma proveta com a abertura para baixo, como mostra a figura, para o não deixar escapar, e se aproximarmos da abertura um pedaço de madeira inflamado, vemos o hidrogénio arder á entrada da proveta; se introduzirmos completamente o corpo inflamado, este extingue-se, enquanto que o gaz continúa a arder no extremo da proveta. Concluímos d'esta experiência que o hidrogénio é combustível,

visto que se inflama, e não é comburente pois que não alimenta a combustão. Acrescente-se que seria muito imprudente inflamar o hidrogénio á saída do tubo de descarga porque o ar, que podia não ter sido completamente expulso pelo gaz, produziria uma explosão.

Com o nosso aparelho produtor faça-se chegar o hidrogénio a um vaso com agua de sabão; formam-se bolhas que

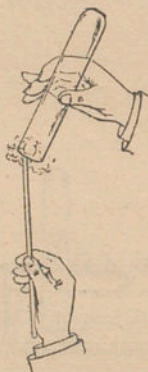


Fig. 20

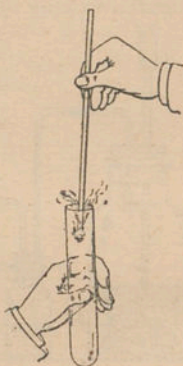


Fig. 21

sobem no ar, porque são mais leves do que elle. Estas bolhas ardem com muita facilidade se lhes aproximarmos um fósforo; e mesmo suspensas continuam a arder. O hidrogénio é não só mais leve que o ar, mas o mais leve de todos os gazes. Utilisa-se por isso no enchimento dos aerostatos.

Em virtude da sua leveza que indica extrema tenuidade das suas partículas, o hidrogénio passa com a maior facilidade através das paredes que o contem. Asseguramo nos d'esta particularidade, realisando a experiência seguinte: Tome-se um vaso cilíndrico de barro poroso e adapte-se á parte inferior um tubo de vidro duas vezes recurvado, no qual se deita um líquido corado que sobe igualmente nos seus dois ramos. Para evitar qualquer interstício, deve haver o cuidado de betumar previamente o ponto de junção.

d'este tubo. Depois d'isto, faça-se penetrar o hidrogénio numa campânula que envolve, como se vê na fig. 22, o vaso poroso, no interior do qual se precipita o hidrogénio, que leva menos tempo a entrar do que o ar a sair. Como a pressão aumenta, o líquido vermelho desloca-se levemente num dos ramos do tubo.

O hidrogénio liquefaz se como todos os gazes, alguns dos quaes, chamados permanentes, eram considerados intransformáveis. Hoje, os sábios teem a certeza de que todos os corpos, a temperaturas e a pressões diversas muito difíceis de realizar, são susceptíveis de passar sucessivamente pelos seus três estados.

Se quizermos, agora que se conhece o hidrogénio, fazer a síntese da agua, isto é, recompola, basta pôr num tubo levemente afilado num dos extremos, óxido de cobre e fazer comunicar este por meio de cautchu, com o que descarrega o hidrogénio na proveita. Se depois de se deixar funcio-

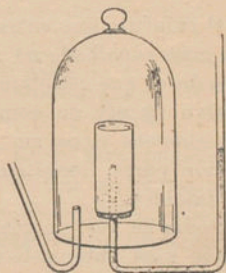


Fig. 22

nar o aparelho um certo tempo para que o hidrogénio expulse completamente o ar, aquecermos o gaz, este desloca então o cobre, apodera-se do oxigénio, e ambos reunidos sob a forma de vapor d'agua passam pela extremidade afilada. Este vapor, tocando num objecto muito frio, condensa-se em gotas d'agua pura.

Esta operação é frequente no laboratório, mas para um outro uso. Serve para os químicos decomporem os óxidos e preparar o metal puro; os óxidos de zinco, de chumbo e de níquel, tratados pelo hidrogénio nas mesmas condições, permitem obter puros os metaes correspondentes.

Uma mistura de dois volumes d'hidrogénio e um d'oxigénio, que se faz arder com um fósforo, produz uma violenta explosão, em consequência da combinação instantânea dos dois corpos com produção d'agua. É uma experiência pe-

rigosa que não aconselhamos; só deve fazer-se num frasco de 50 centímetros cúbicos, quando muito, tendo-o previamente envolvido com uma toalha, por precaução. Chama-se pistola de Volta, quando, em vez d'um fósforo, se emprega uma fâisca eléctrica para determinar a explosão.

#### § 14.

### O oxigénio (O = 16)

O oxigénio que entra nos 16/18 do pezo da agua é o corpo mais espalhado na natureza; entra com 1/5 na composição do ar que estudaremos no capítulo seguinte, e é o mais activo agente de combinação. Todos os seres vivos são igualmente ricos em oxigénio; os próprios mineraes, na maior parte, resultam da sua combinação com metaes e metaloides.

Podia-se ter oxigénio pela electrolise que decompõe a agua, mas obtemo-lo mais facilmente empregando o chloro de potassio que no-lo forneceu já. Acrescenta-se apenas, para favorecer a reacção, bióxido de manganez.

Em um balão pequeno (fig. 23) deitem-se 25 gramas de chlorato de potassa e 10 gramas de bióxido de manganez que se agita para misturar bem; feche-se depois o balão com uma rolha munida d'um tubo de descarga e coloque-se sobre uma lâmpada d'alcool para aquecer. O oxigénio desenvolve-se, passado pouco tempo, com bastante regularidade, e enche muitos frascos dos quaes difficilmente se escapa, pois que é mais pezado que o ar. Façam-se algumas experiências com elle.

Prenda-se um fio de ferro numa rolha larga susceptível de se colocar, sem penetração, no gargalo d'um frasco cheio d'oxigénio. Inflama-se immediatamente e arde dando origem ao ácido carbónico que reconheceremos, repetindo as experiências anteriores sobre a cal, etc., enumeradas precedentemente a propósito dos gazes. -

Suspenda-se agora ao fio de ferro uma cápsula com um

póxico de enxofre a arder e introduza-se num outro frasco d'oxigénio; o corpo arde com lindas chamas azues, muito intensas (fig. 24).

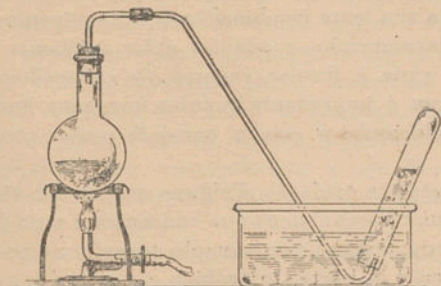


Fig. 23

Finalmente, prenda-se á rolha um fio de ferro enrolado em espiral, na extremidade do qual se coloca um bocado de isca incendiada que se mergulha num frasco d'oxigénio; a isca inflama-se, torna rubro o ferro que crepita projectando numerosas faíscas e simulando um belo fogo d'artifício; estas faíscas resultam da combinação do ferro e do oxigénio, que forma o óxido de ferro.

Assim, o gaz oxigénio activa a combustão combinando-se com os corpos. E' esta a sua principal característica.

Algumas das suas combinações provocam combustões d'um aspecto muito diferente; são progressivas, não desenvolvem chama nem calor e conhecem-se pelo nome de combustões lentas ou oxidações. O oxigénio altera quasi todos os metaes <sup>1</sup>, oxidando-os. A ferrugem é a combustão

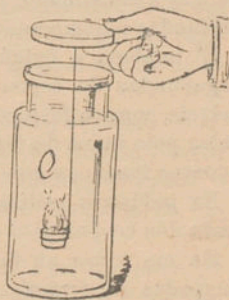


Fig. 24

<sup>1</sup> O ouro e a platina são inoxidáveis; a prata e o nickel oxidam-se pouco. E' a esta propriedade que elles devem o seu valor.

lenta do ferro que se combina com o oxigénio, assim como o óxido de cobre que enegrece e embacia as caçarolas, é a oxidação lenta do cobre.

A putrefacção de certos corpos orgânicos é uma consequencia da sua lenta combinação com o oxigénio; assim o estrume, decompondo-se, adquire calor sufficiente para vaporisar a agua e formar vapores. Os cultivadores sabem tambem que é imprudente guardar forragens humidas, as quaes combinando-se com o oxigénio podem provocar incendios.

Muitas vezes a oxidação d'alguns corpos é devida á presença de micro-organismos que concentram num dado ponto o oxigénio; o vinho, por exemplo, transforma-se em vinagre pela acção de certos micróbios.

A respiração é tambem nma combustão lenta. O ar penetrando no aparelho respiratório, que difere com os sêres, abandona o oxigénio que entra com o sangue no organismo, queima lentamente os tecidos, transformando se em ácido carbónico e agua que são expulsos. A falta d'oxigénio produz a asfixia em todos os sêres organisados, mas o excesso de gaz é egualmente prejudicial, causando transformaçõe profundas e queimando os tecidos.

E' tambem o oxigénio do ar que dá origem ás chamas vagabundas de certas emanações pantanosas muito inflammáveis, como o fosforeto d'hydrogénio; estas chamas conhecidas pelo nome de fogos-fatuos enchem de terror os camponeses ingénuos que as avistam de noite.

Na indústria utiliza-se esta propriedade da combustão lenta dos corpos pelo oxigénio.

Ha em todas as farmácias lâmpadas d'alcool chamadas lâmpadas de formol, que são consequencia directa d'este fenómeno. Assemelham-se ás vulgares lâmpadas d'alcool, mas por cima da mecha acha se fixo um cartãosinho de amianto que se tem o cuidado de platinar, isto é, a que se incorpora platina em pó extremamente ténue.

Deita-se nestas lâmpadas alcool methílico, acendem se, e quando o amianto platinado está sufficientemente quente, passados uns 50 segundos pouco mais ou menos, apaga-se.

A' combustão viva caracterisada pela chama succede então uma combustão lenta; os vapores do alcool soltam-se da mecha, misturam-se ao oxigénio do ar, e ao contacto do amianto platinado transformam-se em um produto da sua oxidação, o aldehido fórmico ou formol, com um cheiro particular. A reacção provoca pequenas crepitações e na obscuridade, o amianto platinado parece levemente avermelhado. Estas lâmpadas de formol são empregadas para sa-near os quartos dos doentes, visto o formol ser um poderoso antiséptico. Não recomendamos o uso d'estas lâmpadas, ainda que moderado, pois que o aldehido fórmico irrita e provoca a tosse.

Dá vontade de perguntar como é que, respirando milhões d'individuos desde séculos o oxigénio indispensavel e transformando-o constantemente, se não exgotou ainda aquelle gaz.

E' que a natureza encarregou os vegetaes de fabricarem o oxigénio. Se estes respiram como nós o ar atmosférico, gozam porém d'uma propriedade especial: pela acção da luz, a parte verde das folhas chamada chlorofila decompõe o ácido carbónico, proveniente da respiração dos seres, em oxigénio que liberta, para assimilar o carbono que se combina com certas substâncias nutritivas para construir os tecidos da planta.

Alguns químicos calcularam que todos os vegetaes espalhados pela superficie do globo produzem cerca de 100.000 toneladas por ano. Os vegetaes restabelecem assim o equilibrio no consumo e na produção do oxigénio na natureza.

O oxigénio pode combinar-se com elle mesmo para dar um composto onde se encontra mais condensado e que tem o nome de ozono. Este composto, verdadeira variedade alótrópica do oxigénio é um gaz azulado, cheirando a lagosta fresca. E' um oxidante muito inérgico, que queima as matérias organicas, branqueia e ataca quasi todas as substâncias e oxida a frio com muita rapidez o ferro, o zinco, o mercúrio e mesmo a prata. Gera-se em torno das máquinas eléctricas, sob a influencia das faiscas e dos eflúvios, reve-

lando-se pelo seu cheiro característico. O ar da madrugada, nos campos, contem vestígios d'ozone a que elle deve talvez a sua acção vivificante sobre todos os seres.

### § 15.º

#### O ar, o azote

Estudámos a agua antes do ar para conhecermos a seguir os dois corpos mais característicos da Química: o hidrogénio e o oxigénio.

O ar é o elemento primordial da vida. Constitue uma mistura de dois corpos simples: o oxigénio que tórma  $1/5$  da sua composição, o azote, e o ácido carbónico na proporção de  $3/1000$  aproximadamente.

Talvez cause surpresa o dizer-se que o ar é uma mistura. Não haverá dúvidas quando soubermos que a agua, em logar de dissolver, como o faria forçosamente se estivessem no estado de combinação, o oxigénio e o azote na proporção em que existem no ar, dissolve relativamente muito mais oxigénio que azote, o que lhe permite aliás assegurar a vida dos peixes que morriam fatalmente se o oxigénio para a sua respiração fosse insufficiente.

Além dos três gazes que acabamos de enumerar, o ar contem ainda, mas em tão pequenas quantidades que só ha pouco tempo se descobriram, outros corpos simples, como árgon, o hélio, o neon e o cripton que não estudaremos aqui.

O ar é como que o vasto receptáculo do mundo. Contem em suspensão a agua no estado de vapor, e sob a forma de poeiras, uma quantidade extraordinária de substâncias; é tambem o veículo de partículas odoríferas e, não o esqueçamos, de micróbios, agentes de doenças infecciosas e contagiosas, cuja presença desconhecida no ar fez por muito tempo acreditar os sábios na geração espontanea, crença desmentida sómente depois das experiências de Pasteur.



O ar, sabemo-lo pelo estudo dos gazes, é pesado; á temperatura de 0 graus e á pressão normal, um litro peza 1 gr. 273. A sua massa posta em movimento, é uma poderosa energia, como o demonstram os furacões. Como todos os gazes, o ar póde liquefazer-se; esta experiência, que não faremos, é corrente na indústria para decompo-lo nos seus elementos primários, oxigénio e azote. Tornado líquido a 260° abaixo de zero, o ar distila, e como os seus compostos teem volatilidades diferentes, o azote que ferve a -194° é recolhido libertando a -180° o oxigénio quase puro, que se vende no comércio á razão de 2 francos o metro cúbico.

O ar, graças á presença do oxigénio, alimenta a combustão; sem este gaz o ar não é respiravel nem comburente.

Póde verificar-se isto do modo seguinte. Tome-se uma vela acesa e coloque se sobre uma rolha de cortiça chata que se faz fluctuar numa tina d'agua, cobrindo tudo com uma campânula (fig. 25). A vela começa a arder naturalmente, e depois esmorece e apaga-se. Neste momento a agua entrou cerca de 1/5 na campânula e cessando a combustão desde que a presença do oxigénio não é já sufficiente, aquelle gaz não póde desaparecer totalmente.

Por esta experiência verificamos que o gaz que enche os quatro quintos da campânula não mantem a combustão. Este gaz é o azote cujo nome grego significa sem vida e serve para amortecer no ar o efeito demasiadamente activo do gaz oxigénio. Não alimenta a vida nem é comburente; a sua inércia pouco comum briga extraordinariamente com a actividade poderosa dos seus compostos, que são indispensáveis na economia dos seres.

O azote combina-se com o hidrogénio para dar amoníaco, gaz d'um cheiro muito irritante que reconheceremos respirando o alcool volátil ou amoníaco, que é a sua dissolução

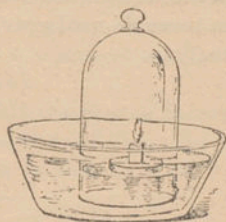


Fig. 25

na agua. O amoníaco é uma base; mergulhando na sua dissolução um papel vermelho de tornesol, este torna-se azul; combina se tambem muito energicamente com os ácidos para dar saes neutros. Assim, o ácido chlorídrico e o amoníaco postos em contacto, desenvolvem fumos e combinando-se dão um corpo novo que não altera a côr do tornesol. Este corpo é um sal, o chloridrato d'amoníaco.

Base, ácido, sal, eis expressões que desconhecemos ainda, mas cuja explicação será dada nos capítulos que se seguem.

O amoníaco, cujo azote desempenha o papel de planeta em torno do qual gravitam não dois mas três satélites d'hydrogénió,



produz-se nas fermentações e na putrefacção das urinas, que emitem como se sabe cheiros amoniacaes muito característicos.

O azote combina-se igualmente com o oxigénio pela influencia das faiscas eléctricas, para formar o óxido azótico que, unido á agua, dá um liquido com a formula  $AzO^3H$ , o ácido azótico ou nítrico, muito corrosivo e cuja combinação com as bases forma saes chamados azotatos ou nitratos. As plantas absorvem estes saes necessários para a formação dos seus tecidos.

O salitre que entra na fabricação das pólvoras, é ácido azótico combinado com potassa. Lançando este corpo sobre carvões ardentes, decompõe se e arde com ruidosas crepitações. A força da sua reacção resulta unicamente da pouca estabilidade dos compostos do azote e do oxigénio activando este último a combustão quando se liberta.

A pólvora, mistura de carbono, salitre e enxofre, deve a

sua propriedade explosiva á combustão instantânea do carbono e do enxofre produzida pelo oxigénio do nitrato. Os fogos d'artifício obteem-se com as pólvoras coloridas por meio de certas substâncias. Assim o nitrato de stroncio dá-lhes uma chama vermelha, o nitrato de barita uma coloração verde, etc.

O azote é um princípio de vida. Não é todavia assimilavel, na maior parte dos sêres organizados, senão pelos compostos.

Certas plantas, taes como as leguminosas, fixam-no directamente do ar; outras extraem-no da terra sob a forma de nitratos que nascem das transformações do amoníaco por certos micróbios. (Sabe-se que o amoníaco resulta da decomposição das matérias orgânicas).

As terras insufficientemente produtivas porque carecem de compostos azotados, são fertilisadas artificialmente por estrumes ou por adubos geralmente da base de nitrato de soda.

Os vegetaes são absorvidos pelos herbívoros, por sua vez incorporados nos carnívoros, e o homem encontra em todos os alimentos o princípio azotado necessário á sua existência.

Convem atrair particularmente neste ponto a atenção dos pequenos para a providência e maravilhosa organização da natureza. Com efeito, não permite ella que a terra encontre o alimento necessário á vida dos sêres que contem, no aniquilamento e na própria decomposição da vida orgânica, fazendo da obra da morte uma obra de vida?

Nem todos os compostos do azote são úteis. Combinado com o carbono e o hidrogénio, o azote gera um corpo chamado ácido cyanhydrico ou prússico, eminentemente tóxico, cujos saes denominados cyanetos causam a morte quando ingeridos. Scheele, o illustre químico alemão que descobriu estes compostos, morreu envenenado durante o estudo d'elles.

Certos vegetaes como o damasco, o pêcego, a cereja e a amendoa amarga contéem no caroço ácido cyanhydrico, numa quantidade insignificante, porém, para causar perigo;

cita-se todavia o exemplo d'uma creança que morreu por ter comido um grande número de caroços de pécego.

A agua de loureiro cereja contém tambem ácido cyanhydrico, e é d'elle que provem o seu perfume e acção calmante.

Como vimos já, o azote desempenha uma função importante no fabrico das pólvoras de guerra. No Chili exploram-se grandes jazigos de azotato de soda para esta indústriã. Em 1806, depois do bloqueio continental, a França isolada viu-se na necessidade de preparar o nitrato. Os sábios Fourcroy e Gay-Lussac criaram nitreiras artificiaes, imitando a natureza; para isso deitaram sobre imensos cançados substâncias amoniacaes (estrumes, detritos) que pela acção dos microbios se transformaram em nitrato. Na Suécia e na Noruega, onde a electricidade é pouco dispendiosa porque se gera em poderosas quedas d'agua muito frequentes nestes países, combina-se o azote do ar com o oxigénio por meio de faiscas eléctricas para formar o ácido azótico que, saturado pela cal, dá o azotato de cal. Esta substância substitue vantajosamente o nitrato.

Recentemente, M. Schløsing propoz que se voltasse ao antigo processo das nitreiras artificiaes, utilizando as turfeiras que não teem applicação nenhuma e se préstam muito a este género de nitrificação.

### § 16.º

## Oxidos e bases

Tivemos já occasião de falar da combinação dos metaes com o oxigénio, sobretudo nas experiéncias da decomposição da agua. Sabemos que estes compostos tomam o nome de óxidos; óxido de ferro, óxido de zinco, etc.

Convem estudal os com um pouco mais d'atención e notar que apresentam todos um conjunto de propriedades comuns que fazem d'elles como que uma grande familia.

Este facto apresenta-se muitas vezes em Química e facilita singularmente o estudo d'ella,

Muitos corpos, de que seria impossível e fastidioso conhecer as propriedades particulares, são classificados por categorias que os caracterizam e implicam a ideia de certas propriedades que lhes são comuns, exactamente como o botânico classifica as plantas conforme a espécie, com um nome que as diferencia e recorda as suas qualidades geraes.

Frequentemente em Química, os corpos são agrupados pela semelhança do conjunto das suas funções químicas.

Tomemos para exemplo os óxidos dos metaes. Aproveitemos a cal que já sabemos preparar decompondo o carbonato de cal pelo calor; é o óxido de cálcio, combinação d'oxigénio e de cálcio, corpo muito ávido d'agua, á qual se combina com força e grande desenvolvimento de calor para dar um corpo novo a que chamámos cal apagada, e que scientificamente se denomina hidrato de cal.

Prepare-se pois, repetindo a experiência já explicada, este hidrato de cal, e ajunte-se-lhe uma quantidade d'agua tal, que fique com o aspecto d'um líquido esbranquiçado chamado leite de cal, que se deixa repousar durante alguns instantes.

A cal precipita-se logo no fundo, e pode-se decantar facilmente este líquido claro que não é mais do que uma solução saturada d'hydrato de cal na agua, a que daremos o nome de agua de cal; se tomarmos o gosto, prudentemente, a este hidrato, achâmo lo cáustico, ardente, d'um sabor picante, e se mergulharmos nelle um papel vermelho de tornesol, torna-se azul.

O que se acaba de verificar para a cal reproduz-se num grande número d'óxidos. Estes combinam-se com a agua para dar hidratos com as mesmas propriedades, e denominados bases.

O amoníaco ou álcali volátil que estudámos já como composto d'hydrogénio e d'azote, apresenta os mesmos caracteres quando está em solução na agua; por isso se classifica egualmente na grande família das bases. Vamos estudar estas por um processo diferente que nos esclarecerá melhor a sua constituição

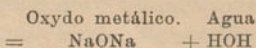
Sabemos que lançando um pedaço de sódio na agua, desenvolve-se uma parte do hidrogénio e que o sódio desaparece para dar a soda que fica em solução na agua. Esta soda é uma base enérgica, e resultou do deslocamento de metade do hidrogénio da agua, isto é, pela substituição d'um átomo d'hidrogénio por um átomo de sódio.

Não realisamos esta experiência perigosa, mas fizemos semelhante com o zinco, graças a um pequeno artifício que nos permitiu deslocar tambem a metade do hidrogénio da agua pelo zinco.

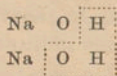
Resumindo, diremos que as bases são óxidos metálicos que fixaram a agua, ou então agua em que um átomo d'hidrogénio foi substituido por um metal.

Para compreender melhor, recorra-se á representação da agua pelo planeta O e os seus dois satélites H que formularemos H O H, e á do sódio, que é um metal, por Na.

No primeiro caso temos uma base formada pela adição d'uma molécula d'agua a uma molécula d'um óxido metálico.



No segundo, temos uma base formada pela decomposição d'uma molécula d'agua, em que um átomo d'hidrogénio é substituido por um metal, o que para duas moléculas dá



onde encontramos como precedentemente dois átomos de sódio fixados por um átomo d'oxigénio, mais uma molécula d'agua.

As bases tem a propriedade de se combinar com os ácidos, outra família que estudaremos tambem, para dar origem aos saes. Sem profundar mais esta reacção, façamos porém ainda uma experiência para a verificarmos. Tome-se a nossa conhecida agua de cálcio que tornou azul o papel de tornesol, e deitamos sobre ella, progressivamente, ácido

chlorídrico; desenvolve-se calôr, indício de reacção, e o papel de tornesol mergulhado readquiriu a sua côr primitiva. Não se trata aqui já d'uma base; é um corpo novo a que se chama sal.

## § 17.º

**Os ácidos**

Preparámos o hidrogénio tratando um corpo, o ácido chlorídrico (composto d'hidrogénio e de chloro) por um metal, como o zinco ou o ferro, que deslocou o hidrogénio d'este ácido.

São muito numerosos os compostos que, como este ácido chlorídrico, possuem hidrogénio substituível por um metal.

Projecte-se, por êxemplo, numa solução d'ácido sulfúrico diluída um pouco de limalha de ferro. Produz-se uma forte reacção; o hidrogénio do ácido liberta-se, e o ferro, substituindo-o junto do enxofre, dá sulfato de ferro. O vinagre, que é tambem um ácido chamado acético, aromatisado por alguns produtos, daria, por esta mesma experiênciã, acetato de ferro libertando o seu hidrogénio.

Todos os corpos que conteem assim hidrogénio substituível por um metal chamam se saes. Quasi todos córam o papel azul de tornesol, o que se verifica mergulhando este em vinagre e ácido chlorídrico. Se saborearmos prudentemente um e outro d'estes corpos, tendo o cuidado de diluir o ácido chlorídrico em agua, encontrar-lhe-emos um sabor especial chamado ácido, na generalidade comum a toda a categoria d'estes corpos.

Uma pergunta que não ousamos formular acode-nos aos lábios: A agua, que contem hidrogénio tambem substituível por um metal, é um ácido? Porque não. Não haveria inconveniente algum em consideral-a como tal, com a differença somente de ser um ácido muito fraco, no que diverge

dos outros, pois que os seus produtos de substituições por um metal, em lugar de dar, como estes, saes, produzem óxidos ou bases. Pelas suas propriedades e caracteres, os ácidos são diametralmente opostos ás bases. Enquanto que estas últimas resultam da combinação da agua e d'um óxido metálico, os ácidos provéem d'um combinação da agua e d'um óxido de metaloide, ou da combinação d'um metaloide com o hidrogénio.

Por consequência, podemos dizer que os metaes unidos ao oxigénio dão combinações básicas, e que, pelo contrário, os metaloides com o oxigénio e adicionados á agua dão ácidos.

Entre estes, os mais importantes são: o ácido chlorídrico, cujos saes são chloridráticos ou chloretos, o ácido sulfúrico, cujos saes são sulfatos, o ácido azótico, cujos saes são azotatos, e o ácido carbónico, cujos saes são carbonatos.

## 18.º

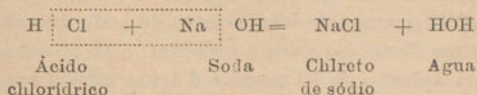
### Os saes

Eis uma terceira família cujos compostos são bastante numerosos e a que recorremos inúmeras vezes. O sal de cosinha é o seu tipo por excelência. Conheçemo-lo bem; é um corpo branco, em pó fino ou em cristaes miudos, muito solúvel na agua, que dissolve metade do seu pezo. Tem um sabor particular, a que se dá o nome de salgado, e a sua solução não altera a côr azul ou vermelha do papel tornesol; é pois absolutamente neutro. Esta propriedade é geral para esta família. O sal de cosinha, chamado scientificamente chloreto de sódio, encontra-se nas aguas do mar na proporção de 3,5 %; tambem em algumas fontes ha vestigios d'elle. No estado mineral tem o nome de sal gema. Vamos preparal-o quimicamente deitando, pouco a pouco, no ácido chlorídrico uma solução de soda diluida; estes dois corpos,



muito opostós, como se sabe, combinam-se com desenvolvimento de calôr; assim deixaremos de deitar a soda quando, guiados pelo papel de tornesol que ficará invariavel, nos assegurarmos que a solução se conserva neutra e transformada portanto em chloreto de sódio.

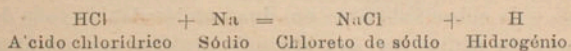
Nesta combinação temos pois que o ácido chlorídrico unido á soda dá chloreto de sódio e agua.



Estas reacções são geraes. Não obtivemos egualmente chloreto de cálcio derramando ácido chlorídrico na agua de cal?

Comtudo podia obter-se um sal tratando um ácido por um metal que deslocaria o hidrogénio d'aquelle.

Assim, por exemplo, ácido chlorídrico + sódio daria chloreto de sódio com desenvolvimento d'hidrogénio.



Os saes, qualquer que seja a sua origem, são todos decomponiveis pela electricidade; é a sua propriedade mais característica. Vimos no parágrafo das decomposições, o sulfato de cobre decompor-se com as nossas pilhas, e o cobre collocar-se sobre o carvão. Todos os saes produzem invariavelmente este mesmo efeito emquanto que a sua neutralisação do papel de tornesol é problemática; com efeito, se a maioria dos saes não altera este corpo, outros como o carbonato de soda dão-lhe a côr azul, ou a côr vermelha como o sulfato de cobre. Por todas estas razões, dividiram-se os saes em três categorias: saes neutros, ácidos e básicos.

Estes produtos não são todos solúveis.

Os ácidos enérgicos decompõem os saes deslocando-lhes o ácido mais fraco. Assim, o carbonato de cal, união de cal e

ácido carbónico, deixa substituir este último pelo ácido clorídrico, sulfúrico, etc.

Tome-se uma solução de carbonato de soda, sobre a qual se deitam prudentemente algumas gotas d'ácido sulfúrico; produz-se uma viva efervescência, libertando-se o ácido carbónico volátil.

Valendo-nos d'esta propriedade, vamos preparar uma garrafa de limonada gazosa. Deitem-se numa garrafa de champagne 12 gramas de bicarbonato de soda que se cobre d'um charope d'assúcar para o proteger, e sobre esta derrame-se uma solução de 10 gramas d'ácido cítrico em um litro d'água. Rolhe-se solidamente a garrafa e agite-se com força; o charope d'assúcar mistura-se á solução; o ácido cítrico ataca o carbonato e o ácido carbónico espalha-se na solução, escapando-se violentamente e com ruído desde que se tire a rolha da garrafa.

Deite se agora numa solução de sulfato de cobre uma solução de soda diluida; estes dois corpos combinando-se geram o hidrato azul de cobre, que é uma base.

Nesta reacção, o sulfato de cobre composto d'ácido sulfúrico e de cobre substitue em duas moléculas de soda dois átomos de sódio, por sua vez substituidos por um átomo de cobre, para dar, d'um lado sulfato de sódio e do outro hidrato de cobre.

Muitas vezes dois saes decompõem-se para formar dois outros. Assim, derramando num sal de chloreto de cálcio uma solução de carbonato de soda, o cálcio e o sódio deslocam-se para formar dois compostos novos.

## § 19.

### **O carbono (C = 12); a combustão**

Conhecemos já um pouco o carbono, que existe na natureza no estado sólido sob a fôrma de diamante e de grafite. Entra na constituição do carvão de madeira, de pedra, de coque, etc., e todos os animaes e substâncias orgánicas o

contem em seus tecidos. Quando se calcina o açúcar liberta-se a água, ficando, passado algum tempo, este corpo absolutamente puro. O negro de fumo resultante da combustão de matérias orgânicas é quasi totalmente formado de carbono, o qual se poderia obter queimando num pires algumas gotas d'essência de terebentina. Esta consome se formando uma chama fuliginosa, carregada de carvão, que se deposita sob a forma de negro de fumo sobre um prato

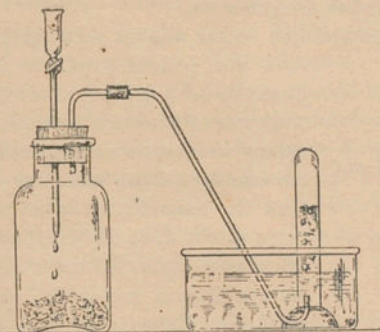


Fig. 26

que se coloca previamente por cima d'ella durante a combustão.

O carbono é infusivel; levando a uma alta temperatura por meio d'uma corrente electrica, um filamento de carvão posto numa ampola de vidro em que se fez o vácuo, emite uma luz extremamente branca. É o principio das lâmpadas d'incandescência.

O carbono combina se com o oxigénio para dar óxido de carbono  $CO$ , que é um gaz extremamente deletério, e arde com uma chama azul, dando origem ao ácido carbónico, outra combinação do carbono e do oxigénio, em que o átomo de carbono fixa dois átomos d'oxigénio; a sua composição em pezo será pois de 12 de carbonc e 32 ( $2 \times 16$ ) d'oxigénio. O ácido carbónico não é tóxico, sómente, como o azote, não alimenta a combustão nem a vida,

Vamos preparal-o restabelecendo o nosso aparelho de produção d'hydrogênio por um ácido. Ponha-se no frasco carbonato de cal ou de soda, depois deite-se pelo funil ácido chlorídrico que, mais enérgico que o ácido carbónico, o deslocará para unir-se á soda ou á cal e formar um chloreto (fig. 26). Podíamos com o gaz desenvolvido fazer algumas experiências já citadas que nos manifestariam as suas propriedades. Assim turva a agua de cal, apaga uma vela e forma bolas de sabão que descem em vez de subir, visto que são mais pesadas do que o ar.

Ha algum tempo que se faz uso na vida corrente d'apare-

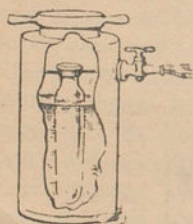


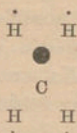
Fig. 27

lhos que podem produzir uma grande quantidade d'ácido carbónico para extinguir os começos d'incêndio. Estes aparelhos chamados extintores, consistem em um recipiente metálico d'uns dez litros de capacidade, que contem uma certa quantidade de bicarbonato de soda diluida em agua. No centro está suspenso um frasco comprido cheio d'ácido sulfúrico. Este ácido, não estando em contacto com o bicarbonato de soda, não reage; mas em caso d'incêndio, inverte-se o aparelho; o ácido sulfúrico mistura-se ao carbonato de soda que decompõe desenvolvendo uma quantidade enorme d'ácido carbónico; este misturado á agua, é projectado no fóco do incêndio, extinguindo-o muito rapidamente, pois que não alimenta a combustão. O carbono combina-se tambem com o hydrogênio para dar origem a um grande número de compostos.

Os petroleos clarificados, as essências mineraes, a naphalina e a essência de terebentina são combinações de carbono e hydrogênio.

O mais simples de todos estes carbonetos d'hydrogênio é um gaz, chamado o gaz dos pântanos, porque provem das emanações de matérias orgánicas em putrefacção. Reduz-se egualmente na distillação do carvão de pedra e entra em grande proporção no gaz d'iluminação. Este gaz dos pânta-

nos é composto d'um átomo de carbono, planeta muito poderoso, que fixa quatro átomos satélites d'hidrogénio.



O gaz d'iluminação obtem-se aquecendo em retortas o carvão de pedra que liberta gazes. Estes gazes lavados e recolhidos é que formam o gaz d'iluminação.

Realisemos uma fábrica de gaz em miniatura. Para isso tome-se um cachimbo de barro e coloquem-se no forninho pequenos fragmentos de carvão de pedra, que se sujeitam com uma placa de metal qualquer fixada por fios de ferro e coberta d'argi'la para tapar todos os interstícios. Feito isto, coloque-se o cachimbo num forno; passado pouco tempo formam-se na extremidade do tubo gazes que podem acender-se sem perigo.

A acetilena, outro composto de carbono e hidrogénio, é muito mais rica em carbono que os precedentes, sendo a sua chama extremamente brilhante; mas misturada ao ar e acesa, produz explosões formidáveis. Estas deflagrações explicam-se facilmente; provéem da combustão instantanea de toda a mistura, que se dilata, projectando em volta o ar que lhe opõe a sua força d'inércia e provoca um verdadeiro estampido.

Prepararemos o gaz acetilena pondo no frasco de boca larga carboneto de cálcio em pequenos fragmentos, sobre os quaes deitamos agua até que sejam inteiramente decompostos. Pelo desenvolvimento d'esta decomposição produz-se o gaz na extremidade afilada do tubo de descarga, que pode acender-se sem perigo, depois de nos assegurarmos que já não ha ar no aparelho <sup>1</sup>.

<sup>1</sup> Convem envolver o aparelho com um pano, no momento de se acender, por causa das explosões.

E' ainda, como vimos, por uma dupla decomposição que se produz a acetilena. O carboneto de cálcio é um composto de carbono e de cálcio; e a agua, d'hydrogénio e d'oxigénio. Nesta reacção, o oxigénio abandona o hydrogénio para se aliar ao cálcio, e o hydrogénio vae juntar-se ao carbono para formar a acetilena. Na combustão dos petroleos, o carbono arde para dar no ar ácido carbónico, e o hydrogénio

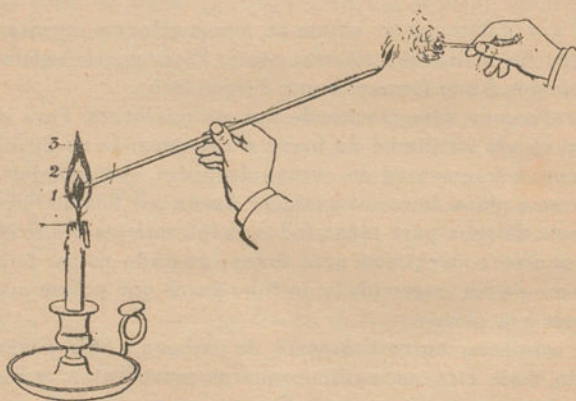


Fig. 28

desenvolve-se para formar a agua. A combustão da acetilena é análoga.

Para terminarmos as nossas considerações sobre o carbono, diremos ainda que não se une sómente ao oxigénio e hydrogénio, mas tambem ao oxigénio, hydrogénio e azote, para dar compostos orgânicos.

A propósito d'estes gazes combustíveis, estudemos o que é a chama e a sua estrutura.

As chamas que conhecemos são diferentes no brilho e no calor. A chama é a combustão viva dos gazes, e é mais ou menos brilhante conforme contem mais ou menos partículas sólidas incandescentes. Tome-se uma vela acesa e observe-se a sua chama. Vê-se directamente em contacto

com a torcida uma zona negra e fria, onde permanecem os gases que provêm da decomposição das matérias orgânicas queimadas; depois uma parte muito clara, de combustão insuficiente por falta d'oxigénio e que deve o seu poder iluminante ao carbono que se acha no estado de pó incandescente e radia uma claridade intensa; finalmente, uma terceira zona, um pouco obscura, mas extremamente quente, de combustão completa facilitada pelo ar exterior.

Podemos assegurar-nos da presença de gases combustíveis na zona negra da vela, introduzindo no centro d'esta um tubo muito fino, afilado, que conduzirá os gases facilmente inflamáveis, que se podem acender com um fósforo na extremidade do tubo. (fig. 28).

Como todos os corpos sólidos incandescentes, o carbono dá uma chama muito intensa, ao passo que os corpos gazosos o

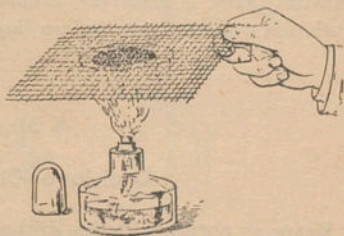


Fig. 29

tornam menos brilhante. E' esta a causa principal da diferença de brilho das chamas. A chama do alcool é muito pálida porque a combustão é completa sem produção de carbono livre; a do hidrogénio tambem, porque é originária do vapor d'agua, assim como a dos bicos de Bunsen ou dos simples bicos de gaz de chama azul. porque o gaz mistura-se suficientemente ao ar e dá uma combustão completa.

Assim, para ter chamas brilhantes, leva-se um corpo sólido infusível á incandescência. As mangas do bico Auer são feitas com seda molhada numa solução muito concentrada de saes de thório e de cério. Quando se calcinam assim embebidos, estes saes decompõem-se em óxidos infusíveis que conservam a fórmula das mangas de seda, servindo-lhes d'armadura.

A produção da chama necessita d'uma alta temperatura provocada pela combustão dos gases. Vamos provar-o com

uma experiência muito simples. Tome-se uma tela metálica de malhas apertadas e esmague-se a chama d'um bico de Bunsen ou d'uma lâmpada d'alcool, como indica a figura 29. Verifica-se que a chama se interrompe como se fosse cortada pela tela metálica.

Este fenómeno explica-se pelo arrefecimento súbito dos gazes cujo calor é absorvido pelo metal da tela extremamente condutor. O que o prova é que, com um fósforo, podemos inflamar os por cima da tela e reconstituir a chama. Aproveita-se esta propriedade para fabricar lâmpadas de segurança que permitem penetrar em sítios onde podem existir gazes e matérias inflamáveis, como nas minas e ateliers onde se manipulam líquidos combustíveis.

## § 20.

### O chloro (Cl = 35,5)

Entre os corpos simples desempenha o chloro um papel muito importante no mundo mineral, onde se encontra bastante espalhado sob a forma de combinações com os metaes. Estas combinações teem o nome de chloretos.

O mar, viu-se já no parágrafo relativo aos saes, contem, como certos mineraes de sal gema, chloreto de sódio. A economia dos seres é egualmente rica d'este corpo; o sangue dos animaes, a saliva, o suor, a urina conteem grandes quantidades de sal.

O chloro, cujo nome quer dizer em grego verde, é um gaz de côr verde, e cheiro muito desagradavel. Tóxico e irritante, é pouco facil observal-o de perto, pois que o seu átomo é 35,5 vezes mais pezado que o do hidrogénio.

Para ter uma ideia do cheiro característico do chloro, sem receio de perigo, coloquem se no fundo d'um frasco alguns centímetros cúbicos d'agua de Javel, muito conhecida das donas de casa, que é uma dissolução d'hipochlorito de soda na agua; deitando se algumas gotas d'ácido chlorídri-



co vê-se imediatamente o fundo do frasco tomar uma leve côr amarela, devida á presença do gaz chloro, manifestando-se tambem o cheiro especial que este corpo espalha. Os químicos usam d'uma operação análoga para obtel-o; servem-se do bióxido de manganez, corpo muito oxigenado, que conhecemos já por nos ter fornecido o oxigénio. Vamos comtudo efectuar uma outra experiênciã para obter o chloro, experiênciã que deve ser feita com todo o cuidado, e

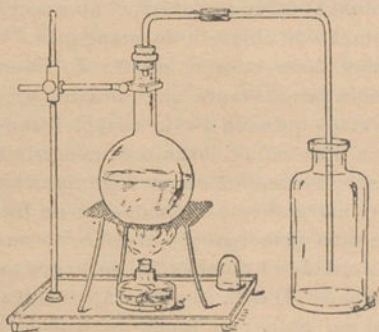


Fig. 30

tendo em vista as recomendações geraes. E' conveniente fazel-a ao ar livre, num jardim ou num pátio, para maior precaução.

Tome-se um pequeno balão de 100 cm<sup>3</sup> pouco mais ou menos, com 2,5 de permanganato de potassa bem pesado, e deitem-se lhe 20 cm<sup>3</sup> d'ácido chlorídrico. Adapte-se ao balão uma rolha atravessada por um tubo de descarga, como indica a figura 30, cuja extremidade livre mergulha até ao fundo d'um frasco de vidro branco, com a capacidade de litro e meio aproximadamente. (1)

---

(1) Haja cautela em não empregar nesta experiênciã quantidades maiores do que as indicadas.

O permanganato de potassa, combinação de manganéz, oxigénio e potássio, é um corpo muito oxigenado, como manifesta a fórmula  $Mn O^2K$ .

O oxigénio que elle contem apodera-se com avidez do hidrogénio do ácido chlorídrico; o chloro desenvolve se e atravessa o frasco, substituindo com facilidade o ar, visto ser muito mais pesado que elle.

O chloro torna o frasco amarelado emquanto que o conteúdo do balão, que apresentava uma côr violácea, torna se incolor, com grande pasmo do observador. E' que o permanganato de potassa deixou d'existir, aparecendo em lugar d'elle uma solução de chloreto de manganéz.

Agora vamos fazer com o auxílio do frasco de chloro, uma experiência interessante que porá em evidência a admirável actividade química d'este corpo. Tome-se um fio de cobre preso a uma rolha larga e de comprimento igual á altura do frasco; avermelhe-se ao fogo ligeiramente a sua extremidade e mergulhe-se rapidamente no frasco de chloro. Produz-se uma viva reacção, o cobre torna-se mais rubro, e é uma verdadeira combustão de cobre no chloro que nós presenciamos. D esta combinação resulta chloreto de cobre que cae em gotas no fundo do frasco, que é muito provável que não resista.

Esta experiência, que lembra as combinações dos corpos com o oxigénio, parece-nos ser uma combustão porque ha grande desenvolvimento de calor com incandescência. Não nos enganamos; esta propriedade não é privativa do oxigénio, mas comum a todos os corpos que produzem um mesmo efeito.

Emquanto dura esta operação convem evitar cuidadosamente que se respire o chloro, porque este corpo reage tão violentamente sobre o nosso organismo como sobre o cobre, e provoca escarros de sangue, etc.

Esta preparação, pouco conhecida, é extremamente simples e prática, e pode afirmar-se que constituirá mais tarde o verdadeiro método dos laboratórios de investigação. Tem ella a vantagem de dar o pezo exacto do chloro obtido, porque a teoria da reacção mostra que 158 gramas de per-

manganato de potassa, isto é ( $Mn = 55$ ) + ( $O^1 = 64$ ) + ( $K = 39$ ), geram 177,5 de chloro, isto é,  $5 \times 35,5$ .

O chloro, como acabamos de ver, ataca os metaes para os transformar em chloretos. O próprio ouro, o rei dos metaes, não escapa á regra. Os alquimistas tinham descoberto esta propriedade notando que uma mistura d'ácido chlorídrico e d'ácido nítrico que dava chloro, atacava todos os metaes, sem excepção do ouro, e chamavam lhe por isso agua régia.

O chloro, graças á sua excessiva atracção para o hidrogénio, decompõe a agua deixando libertar neste caso o oxigénio. Resulta d'aquí que uma mistura de chloro e de agua gosa de propriedades muito descórantes, como vamos ver. Sirva d'exemplo a agua de Javel. Dilua-se num egual volume d'agua; se lhe adicionarmos um pouco d'ácido chlorídrico, transformâmo la em agua de chloro. Deite-se esta agua num copo e juntem-se-lhe algumas gotas de tinta; em lugar de se obter uma solução colorida, como havia direito a esperar, fica incolor e sem vestígio algum de tinta. Se imbebermos um pedacito de pano nesta solução, podemos com elle fazer desaparecer as nodoas de tinta do papel ou da roupa branca. Não se faça esta experiência num tecido colorido, porque então a côr desaparece com a nodoa. Um ramo de violetas mergulhado nesta solução descora immediatamente e perde ao mesmo tempo o perfume.

Agora que conhecemos o conjunto das propriedades do chloro, estudemos mais detalhadamente as suas combinações. A combinação principal com o hidrogénio é o ácido chlorídrico, que é a combinação d'um átomo d'hidrogénio com um átomo de chloro,  $HCl$ , d'onde se conclue que a sua composição é de 1 grama d'hidrogénio para 25<sup>gr</sup>,5 de chloro. E' um gaz extremamente solúvel na agua; a sua solução em que elle entra na proporção de 30 % pouco mais ou menos, vende se no comércio com o nome d'ácido chlorídrico. A côr amarela que apresenta é devida á presença d'impurezas.

Vamos preparar este ácido chlorídrico gazoso. Coloque-se num tubo d'ensaio um pouco de chloreto de sódio e so-

bre este deitem-se algumas gotas d'ácido sulfúrico. Como este ácido é mais enérgico que o ácido chlorídrico, desloca-o. Fazendo aquecer ligeiramente o tubo, desenvolvem-se fumos brancos que tingem de vermelho o papel azul de tornesol, fumos que não são mais do que o ácido chlorídrico. Conhecemos algumas das suas particularidades por nos termos já servido d'ellas. Sabe-se que em presença do zinco abandona o seu hidrogénio, formando chloreto de zinco, e que em presença da cal e da soda, forma chloretos, mas sem libertação d'hidrogénio neste caso. Todos estes chloretos são geralmente soluveis, exceptuando, como se sabe, o chloreto de prata, que obtivemos d'uma dupla decomposição.

Os chloretos são geralmente muito voláteis; os funileiros e operários que trabalham em chumbo servem-se d'esta propriedade para facilitar a soldadura. Para isso aquecem os metaes com ácido chlorídrico, o qual transforma os ácidos não voláteis que prejudicam a soldadura, em chloretos que se volatilizam. Os alquimistas, na sua linguagem cheia d'imágens, afirmavam que o chloro dava azas aos metaes.

O chloro parece, pelo contrário, ter pouca simpatia pelo oxigénio; alguns compostos que forma com elle são pouco estáveis. O hipochlorito de soda, viu se já, cede facilmente o seu oxigénio para o aliar ao hidrogénio do ácido; no parágrafo do oxigénio, tambem vimos que o chloreto de potassa o procura com muita avidéz.

Deixem-me a propósito fazer uma recomendação séria. Nunca misturem chlorato de potassa com corpos combustiveis, como o carbono, por exemplo. E' imenso o número dos imprudentes que, rindo-se das recomendações do mestre, perdêram os olhos, as mãos e até a vida, ao operarem, apesar do aviso, a mistura d'aquellas substâncias.

O chloro combina-se com quase todos os elementos, com o enxofre, o fósforo, etc.

Uma combinação singular do chloro, é o chlorofórmio. Este produto é formado pela combinação d'um átomo planeta carbono, com quatro satélites, sendo um d'hidrogé-

nio e três de chloro. Note-se neste caso que o chloro substituiu três átomos d'hydrogênio do gaz dos pântanos. Esta substituição dá-se frequentemente, e muitas vezes o chloro insinua-se no logar d'este último nas suas combinações.

O chlorofórmio é um líquido denso, incombustível, com um cheiro forte e característico que provoca o sono e a insensibilidade. Se tivermos no nosso jardim uma planta chamada sensitiva porque ao menor contacto dobra as folhas, e a chloroformisarmos, segundo os conselhos de Claudio Bernard, cobrindo a com uma campânula sob a qual se collocou previamente um pano embebido em chlorofórmio, pode tocar-se-lhe á vontade que a sua sensibilidade não se manifesta.

O chlorofórmio é muito usado nas operações, facilitando-as por tornar os pacientes insensíveis á dor.

Alivia-se uma dôr violenta ou uma nevralgia com uma leve compressa de chlorofórmio.

### § 21.

### O enxofre (S<sup>n</sup> = 32)

O enxofre é bastante conhecido. Sabemos que é um corpo amarelo, susceptível de modificar-se sem alterar a sua natureza (modificações alotrópicas).

E' um elemento muito espalhado na natureza. No estado de sulfato de cal ou gypso, forma poderosas camadas geológicas. Encontra-se tambem no estado de sulfuretos combinado com metaes e em torno dos vulcões nas sulfataras que imitem vapores sulfurosos. E' d'estas últimas que o enxofre se extrae. Para desembaraçal o de matérias terrosas a que se acha unido, procede se do seguinte modo.

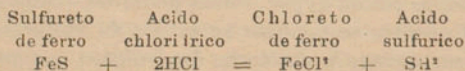
Fazem-se grandes montões d'enxofre bruto e queimam-se pela base. A camada inferior desenvolve, ao arder, um calor bastante poderoso para fazer fundir o enxofre que está por cima, o qual se escôa através das matérias extranhas que abandona assim. Este processo muito rudimen-

tar pode ser substituído por um outro também simples e muito vantajoso, que consiste em fazer aquecer o enxofre primitivo até á ebulição, num vaso de barro que comunica exteriormente com um outro semelhante no qual se condensam os vapores do enxofre, enquanto que as matérias estranhas ficam no fundo do primeiro.

O enxofre encontra-se no comércio em grandes canudos chamados canhões d'enxofre, ou em pó fino chamado flôr d'enxofre obtida por sublimação. Arde muito facilmente no ar, e muito melhor no oxigénio puro. Combina-se com o hidrogénio para dar um gaz chamado ácido sulfídrico, em que o átomo d'enxofre que fixa dois átomos d'hydrogénio parece desempenhar a função do planeta oxigénio da agua. Muitas vezes, com effeito, o enxofre substitue o oxigénio nas suas combinações. Este ácido sulfídrico, chamado também hidrogénio sulfurado, tem um horrível cheiro a ovos pódres. Gera-se na putrefacção das matérias orgánicas, provando assim a existência do enxofre nos animaes. Os ovos, os músculos, etc., contem-no em notavel quantidade.

O hidrogénio sulfurado emana das fossas latrinárias, e é extremamente tóxico, originando muitas vezes a morte dos operários que o respiram. Da sua acção brutal, rápida, inesperada e violenta, provem a designação de «chumbo» porque é conhecido.

Para preparal-o, trata-se pelo ácido chlorídrico um sulfureto metálico tal como o sulfureto de ferro. Esta reacção é ainda uma decomposição.



O chloro do ácido fixa-se ao ferro, enquanto que o enxofre une-se aos dois átomos d'hydrogénio.

Evitaremos esta experiência, visto a excessiva toxicidade d'este corpo. Vamos comtudo realisar uma outra, com o auxilio d'um derivado d'este ácido que se acha á venda nas farmácias e que serve para os banhos de barège (aguas thermaes sulfurosas sódicas). O ácido sulfídrico póde efe-

ctivamente dar, como a agua, corpos provenientes da substituição d'um átomo d'hydrogénio por um metal. Estes corpos são os sulfidatos.

O sulfidrato de sódio forma em grande parte o barège.

Procure-se pois um sal de barège numa farmácia e dissolvam se 10 gramas em 200 gramas d'agua. Manifesta se logo o cheiro particular do ácido sulfídrico.

Se deitarmos agora esta solução em outras soluções de diferentes saes metálicos, veremos em seguida formar-se por dupla decomposição um precipitado de sulfureto de metaes.

Assim, o cobre dá-nos um precipitado negro de sulfureto de cobre.

Um sal de manganez dá-nos um precipitado salmão de sulfureto de manganez.

Um sal de zinco dá-nos um precipitado branco de sulfureto de zinco.

Um sal de cádmio dá-nos um precipitado amarelo vivo de sulfureto de cádmio.

Um chloreto d'antimónio dá-nos um precipitado côr de laranja de sulfureto d'antimónio.

Estas experiências recreiam-nos por causa das mudanças de coloração; mas não nos surpreendem quando conhecemos o seu mistério.

O ácido sulfuroso  $\text{SO}^2$ , planeta d'enxofre a que se agregam dois satélites d'oxigénio, é um gaz proveniente da combustão do enxofre. Tem impropriamente o nome de ácido, pois que é realmente um óxido sulfuroso, muito solúvel na agua com a qual se combina para dar um verdadeiro ácido sulfuroso  $\text{SO}^2 + \text{H}^2\text{O} = \text{SO}^3\text{H}^2$ .

Esta combinação é muito instavel, e a tal ponto que se a aquecermos um pouco, fórma-se o ácido sulfuroso anhidro.

O verdadeiro ácido sulfuroso descora os ramos de violeta, posto que menos profundamente de que o chloro, porque as violetas readquirem a sua côr natural quando se mergulham num solução d'amoníaco. E' empregado na indústria para branquear lãs e tecidos, e os vinhateiros utilizam-no para aseptisar os toneis e transformar os vinhos roxos em vinhos

brancos. Serve também para tirar nodoas e tornar as mãos brancas.

A substituição do hidrogénio do ácido sulfuroso por um metal produz sulfitos. Os sulfitos de sódia são muito anti-sépticos, e empregam-se para conservar as carnes. Utilizam-nos também para embalsamar os cadáveres, o que não admira, porque o enxofre e o ácido sulfuroso são de sua natureza antisépticos.

O ácido sulfúrico  $\text{SO}^4\text{H}^2$  é um líquido designado pelo nome de vitriolo. É extremamente corrosivo. Para se imaginar a sua acção sobre os corpos orgânicos, basta lembrarmo-nos que calcina um pedaço de madeira que se introduz nelle. Preparámo-lo oxidando o ácido sulfuroso pelo oxigénio do ar que o transforma em anidrido sulfúrico,  $\text{SO}^3$ ; este corpo fixa a água para dar o ácido sulfúrico,  $\text{SO}^4\text{H}^2$ , do mesmo modo que o anidrido sulfuroso  $\text{SO}^2$  nos dá o ácido sulfuroso  $\text{SO}^3\text{H}^2$ . Esta oxidação do ácido sulfuroso não é cousa muito fácil; provoca-se comtudo, quer seja por uma pequena quantidade d'ácido nítrico, quer seja por meio de substâncias porosas taes como o amianto impregnado de platina em pó ou mesmo d'óxido de ferro. Vem a propósito lembrar as lâmpadas de formol a que já nos referimos.

O ácido sulfúrico combina-se com a água desenvolvendo um calor enorme; deitando-o muito lentamente num frasco contendo água, aquece-o a ponto de não se lhe poder tocar.

O sulfureto de carbono é uma combinação de carbono e enxofre tendo por fórmula  $\text{CS}^2$  a qual nos representa a fórmula do ácido carbónico cujo hidrogénio foi substituído pelo enxofre. É um líquido que cheira a couves pódres, extremamente perigoso pela facilidade em se incendiar. Arde com uma chama azul desenvolvendo em torrentes os ácidos carbónico e sulfuroso. A seguinte experiência prova o seu grande poder inflamável. Deitem-se algumas gôtas d'este líquido num copo. Se aproximarmos d'elle uma vareta de ferro ou um agitador de vidro aquecido, é o sufficiente para inflamar-se com força como ao contacto d'um fósforo aceso.



Depois de termos falado do enxofre e dos seus compostos, digamos ainda que a indústria se serve do enxofre no fabrico de fósforos e no cunho de medalhas.

## § 22.

**O sódio**

O sódio é um metal cujas combinações abundam muito na natureza. Este corpo é de tal modo ávido d'oxigénio, de chloro e d'alguns outros elementos, que é impossível encontrar-o livre na natureza, sob qualquer fórma que seja. Obtemo-lo decompondo por meio d'energias correntes eléctricas alguns d'estes saes, operação que não podemos pôr em prática, o que não devemos aliás lastimar, visto ser extremamente perigoso. E' um corpo com um aspecto de metal mole, pouco resistente, que funde a uma baixa temperatura e de tal modo ávido d'oxigénio que arde no ar como se fosse carvão. Vimos que, projectado na agua, expulsa metade do hidrogénio para se combinar com a parte restante e com o oxigénio, e dar a soda. Esta reacção desenvolve muito calôr, a ponto tal que o hidrogénio póde incendiar-se, impedindo-se os deslocamentos de sódio á superficie da agua.

Vendeu-se algum tempo sódio como meio de ter fogo. Bastava para isso colocar um bocadinho na extremidade d'um papel dobrado em goteira e borrar-o com algumas gotas de agua. O papel incendiava-se immediatamente. Este novo género de *petiscar* lume foi bem depressa interdito por causa dos perigos que apresentava. As suas combinações são, como diziamos ha pouco, bastante comuns. Faz parte do chloreto de sódio, muito nosso conhecido, e entra na constituição d'um grande número de saes, entre os quaes citaremos o bicarbonato e o carbonato neutro. O bicarbonato de soda de fórmula  $\text{CO}^3 \text{NaH}$  é ácido carbónico hidratado  $\text{CO}^3 \text{H}^2$  em que um átomo de sódio é substituído por um átomo d'hidrogénio. O carbonato é o ácido carbónico hidratado  $\text{CO}^3 \text{H}^2$  em

que os dois átomos d'hydrogênio fôram substituídos pelo sódio.

O bicarbonato existe em certas aguas mineraes alcalinas, particularmente na agua de Vichy, d'onde provem o nome de sal de Vichy que se lhe dá algumas vezes. Este corpo tem o aspecto d'un pó branco, muito pouco solúvel na agua, a qual liberta o ácido carbónico desde que se aqueça. Vamos efectuar esta experiênciam. Tome-se um tubo d'ensaio munido d'uma rolha e d'um tubo de descarga, como indica a figura 31, no qual collocámos préviamente algumas grammas

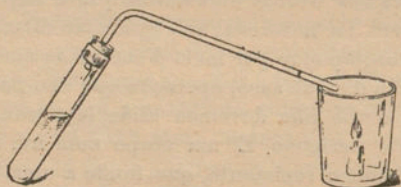
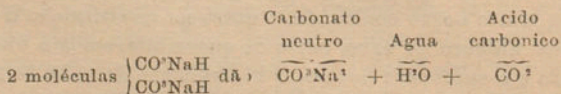


Fig. 31

de bicarbonato de soda e aqueça-se levemente á lâmpada d'alcool. O ácido carbónico desenvolve-se immediatamente pelo tubo de descarga, o que se reconhece fazendo-o chegar a um vaso onde arde uma vela, a qual se apaga. Mas, ao mesmo tempo que se forma este ácido, vemos na extremidade do tubo algumas gotas d'agua que resultam da decomposição, porque, com effeito, o bicarbonato decompõe-se dando ácido carbónico, agua e carbonato neutro que fica no tubo d'ensaio. Esta decomposição afigura se-nos muito complexa; comtudo duas moléculas de bicarbonato de soda equivalentes a:



O bicarbonato de soda pode obter-se facilmente sem se recorrer á agua de Vichy.

Prepare-se uma solução de 30 gramas de chloreto de sódio ou sal de cosinha em 100 centímetros cúbicos d'amoniaco, aproximadamente. Feito isto, faça-se chegar a esta solução uma corrente d'ácido carbónico por meio de sifão gazómetro; o ácido carbónico combina-se com o amoniaco que elle transforma em bicarbonato d'amoniaco solúvel na agua, mas este reage desde logo sobre o chloreto de sódio para dar por dupla decomposição chloridrato d'amoniaco que fica em solução na agua, deixando o bicarbonato de soda livre precipitar se. Este processo é, em miniatura, o que se emprega na indústria para a produção em grande quantidade d'este corpo, que aquecido produz, como vimos já, carbonato neutro.

Este processo de fabricação foi applicado pela primeira vez por Solvay, sendo por isso conhecido pelo nome de processo Solvay; é porém de justica dizer-se que o método fôra imaginado por dois químicos francezes, Schlesing pae e Roland.

O carbonato de soda neutro obtido pela decomposição do bicarbonato de soda é um pó branco, correspondendo exactamente á fórmula  $\text{CO}^3\text{Na}^2$ ; dissolvido na agua, combina-se com ella para formar cristaes volumosos que conteem dez moléculas d'agua ( $\text{CO}^1\text{Na}^2 + 10 \text{H}^2\text{O}$ ), isto é, mais do seu peso d'agua. Efectivamente, por meio da nossa tabela atómica, veremos que 106 gramas de carbonato de soda se unem a 180 gramas d'agua. Estes cristaes são nada mais nada menos, de que o carbonato de soda ou cristaes de soda, utilizados para limpezas. Deitem-se 286 gramas numa cápsula; aquecendo-a ligeiramente, os cristaes fundem, a agua evapora-se e no fim d'um certo tempo só resta carbonato anhidro. Vê-se por esta experiéncia a pouca estabilidade da combinação; a agua assim combinada tem o nome de cristalização. Estes cristaes de soda são comtudo efflorescentes e perdem parcialmente a sua agua; não é raro ver a superficie coberta com um pó branco que é o carbonato anhidro.

O carbonato de soda permite nos obter soda cáustica sem recorrer á acção do sódio sobre a agua. Coloque-se

numa pequena marmitta de ferro uma solução de 150 gramas de cristaes de soda em 500 gramas d'agua á qual se adiciona lentamente agua de cal apagada que preparámos, como se viu, extinguindo 30 gramas de cal viva. Leve-se a mistura á ebulição, conserve-se assim durante 20 bons minutos, e deixe-se arrefecer. Deposita-se então no fundo da marmitta uma substância branca que já não é cal, mas carbonato de cal, sobrenadando uma solução límpida de soda cáustica na agua, que basta decantar. É por esta reacção de substituição que se obtem a sódica de comércio.

Mais tarde aprenderemos a fazer sabão com o auxilio d'ella; por agora limitemo-nos a deitar uma pouca de soda numa solução de sulfato de cobre; produz-se immediatamente um belo precipitado azul turqueza, o hidrato de cobre, proveniente ainda d'uma reacção de substituição. Façamos com este hidrato uma experiência que completará os nossos conhecimentos acerca dos óxidos e das bases. Deite-se uma certa quantidade d'elle num balão que se aquece moderadamente. O hidrato perde a sua bela cor azul turqueza e torna-se negro, achando-se transformado, por perder a agua que o hidratava, em óxido de cobre que obtivemos já aquecendo o cobre ao contacto do ar.

Os saes de soda são extremamente empregados na industria, por causa da sua modicidade de preços derivada da muita abundância d'elles na natureza. Ardem com uma chama amarelada. Uma lâmpada d'alcool com sal de soda dá uma chama amarela muito pronunciada, propriedade que nos explica o seguinte fenómeno frequentemente observado. Muitas vezes a chama azul d'um fogão de cosinha, de um bico de Bunsen ou mesmo d'uma lâmpada d'alcool, adquirem subitamente uma cor amarelo-pálida, principalmente se se agitam poeiras em volta. É a soda a causa do fenómeno.

## § 23.

**As famílias naturaes**

Acabamos d'estudar alguns corpos simples, taes como o hidrogénio, o oxigénio, o carbono, o azote, o chloro, o enxofre e o sódio, que desempenham incontestavelmente uma função preponderante no mecanismo do mundo. E nada ha nesta máquina admiravel que seja inutil; todos os corpos simples, metaes e metaloides, são egualmente necessários e desempenham um papel tão profundo que, posto que obscuro nalguns, nem por isso deixa de ter uma influencia capital. Não julguemos pois d'ânimo leve a importância dos corpos que parecem ocupar um logar essencial e cujo poder resulta algumas vezes da presença mínima d'um outro corpo que lhe transmite as suas propriedades.

Antes de encerrar esta parte do estudo da Química, lancemos uma vista rápida sobre a generalidade dos corpos simples que povôam o universo. Podemos abrangel-os facilmente no seu conjunto, porque, se têm individualidades distintas, intransformáveis, oferecem por certos lados extraordinárias semelhanças.

Parece existir entre alguns d'elles um laço de parentesco, tão frisante é a analogia das propriedades comuns que a sua aproximação evoca.

Aproveitando-se a similhaça d'alguns, constituíram-se grupos ou famílias naturaes que facilitam muito o seu estudo e aliviam a memória. Basta, assim, conhecer profundamente um membro d'esta família, para conhecer todos os outros no seu conjunto.

O oxigénio e o enxofre mostraram-nos já alguns pontos comuns. O primeiro combina-se com  $H^2$  para formar a agua; o segundo combina-se com estes mesmos átomos d'hidrogénio para dar hidrogénio sulfurado.

A agua e o hidrogénio sulfurado desempenham químicamente o mesmo papel. Um dá óxidos ou bases pela substi-

tuição d'um átomo d'hidrogénio por um metal; outro nas mesmas condições dá sulfuretos ou sulfidatos; e óxidos e sulfuretos teem uma conexão frisante. A toda a combinação oxigenada corresponde geralmente uma combinação sulfurada.

Contudo, a identidade não é absoluta; assim o enxofre faz-nos pensar no macaco que quer imitar o dono e traduzir as suas expressões por caretas

Sabemos que o chloro dá com o hidrogénio ácido chlorídrico, e com os metaes, chloretos. Ha dois corpos que se assemelham extraordinariamente, o bromo e o iodo, e que produzem egualmente com o hidrogénio, o ácido bromhídrico e o ácido iodhídrico, e com os metaes iodetos e brometos. Todos três são corpos coloridos, de vapores irritantes e sufocantes, e o chloro amarello e gasoso parece ser reflectido pelo bromo líquido e vermelho, pelo iodo sólido e violeta. Ainda mais, estas mudanças de propriedades graduas coincidem com um aumento progressivo do peso atómico.

Cl	Br	I
35,5	80	127

Alguns químicos notaram até que as propriedades do bromo eram intermediárias ás do chloro e do iodo, como o seu pezo atómico 80 é pouco mais ou menos a média aritmética entre 35,5 e 127. Com effeito,  $\frac{35,5 + 127}{2} = 81,25$ , em logar de 80, differença quase insignificante.

O azote apresenta tambem analogias com o fósforo e o arsénico, ainda que sejam menos definidas que nos casos precedentes e se afastem da regra, pois que são venenos violentos.

O carbono tão espalhado nas plantas e nos animaes, tem muitas reacções comuns com o silício, cuja combinação com o oxigénio forma a silica  $\text{SiO}_2$  que é d'alguma sorte, no ponto de vista da sua estructura atómica, um acido carbónico em que um átomo de carbonó foi substituido por um de silício. Este ácido é sólido e dá saes, os silicatos, que

contribuem em grande parte para a constituição dos mineraes e da terra, e produzem com o decorrer dos séculos, os esplendores inorgânicos que são as montanhas, os rochedos, as grutas, etc.

Nos vegetaes encontram-se egualmente laços d'um próximo parentesco.

O sódio e o potássio, d'um lado, o bário, o strôncio e o cálcio, d'outro, teem compostos análogos. Facilmente fusíveis, de fraca densidade e muito pouco tenazes, oxidam se todos rapidamente e formam compostos oxigenados persistentes. Decompõem a agua deixando libertar o hidrogénio e formando uma base. Os seus óxidos e as suas bases são muito solúveis, contrariamente aos sulfatos que são geralmente insolúveis e cuja insolubilidade parece crescer com o peso atómico. Os chloretos são, como os óxidos, solúveis; não dissémos nós já que o chloreto de cálcio era deliquescente?

O magnésio e o zinco são metaes que se oxidam muito facilmente no ar. Os seus óxidos são insolúveis e os carbonatos facilmente decomponíveis pelo calor.

O cobre, o mercúrio e o chumbo teem óxidos egualmente redutíveis pelo carvão e pouco estáveis; a prata excepcionalmente dá chloretos insolúveis.

O ferro, o nickel, o cobalto e o chromo teem pesos atómicos quasi idênticos. São todos muito duros, muito tenazes e oxidam-se facilmente.

Apenas o ouro fica um pouco isolado.

---





## TERCEIRA PARTE

# Química aplicada

### § 24.

#### Metaes. Ligas.

Os metaes empregados na construção de máquinas, de aparelhos e no fabrico de inúmeros objectos, são preferidos em virtude de certas qualidades que lhes são próprias: uns pela sua tenacidade e resistência, outros pela sua maleabilidade, ductilidade, densidade e inalterabilidade.

O ferro é resistente e tenaz, suportando 60 quilogramas por milímetro quadrado.

O cobre é muito maleavel e trabalha-se com grande facilidade, a frio.

O chumbo é denso e serve para o fabrico de projecteis; como é muito brando e lhe falta tenacidade para poder ser utilizado no fabrico de objectos correntes, empregam-nas canalisações d'agua e de gaz.

A platina muito dúctil, pouco alterável e muito tenaz, serve para a fabricação de certos aparelhos de física e de química.

O estanho, de que não poderiam fazer se caçarolas pois funde á temperatura da mais insignificante lâmpada d'alcool, é utilizado, em vista de ser pouco alteravel, na confecção de pequenos aparelhos de medição.

O ouro é raro, inalteravel e d'uma extrema maleabilidade; pode-se reduzir a folhas com a espessura de  $\frac{1}{10000}$  de milímetro.

A flexibilidade dos metaes é muito variavel, como se vê por esta enumeração: o mercurio funde a  $38^{\circ},5$  abaixo de

zero, o sódio a 96°, o estanho a 226°, o chumbo a 335°, o zinco a 412°, o alumínio a 625°, a prata a 1040°, o ouro a 1045°, o cobre a 1093°, o ferro a 1600° e a platina a 2000°. Um metal raro, o tungsténio que citamos a título de curiosidade, é de tal modo infuzível que substitue sob a forma de filamento o carvão das lâmpadas d'incandescência.

Alguns d'estes metaes encontram-se no estado livre na natureza; são naturalmente os menos oxidáveis, os que não oferecem senão uma afinidade muito vaga para os outros corpos; citemos entre estes, o ouro, a platina e a prata. E' muito fácil assim obter os puros. Desagrega-se o mineral com jactos d'agua, e arrastam-se as terras carregadas do metal em regueiros, no fundo dos quaes caem os metaes muito densos deixando a agua levar as impurezas.

Mas a maior parte dos metaes encontram-se no estado de combinação, sob a forma de óxidos, sulfuretos ou carbonatos.

Os principaes minérios são :

Os óxidos de ferro ou hematites, os sulfuretos de ferro ou pirites, os carbonatos de ferro ou espáticos.

Os sulfuretos de chumbo ou galenas.

Os sulfuretos de zinco ou blendas, os carbonatos de zinco ou calaminas.

Os sulfuretos de mercúrio ou cinábrios.

Os óxidos d'estanho ou cassiterites.

Os sulfuretos de cobre ou pirites cúpricas.

Eis alguns processos para extrair os metaes dos minérios.

Começa-se geralmente por enriquecer o minério, isto é, por desembaraçal-o das partes estranhas ou gângas que são unidas ao metal, por meio de processos mecânicos; como a trituração e o arrastamento pela agua.

Quando os minérios são óxidos, reduzem-se ou, para melhor dizer, desoxidam-se; não se recorre aqui ao hidrogénio, como fizemos para a experiência do cobre, mas ao carvão. Aquecem-se os óxidos dos metaes com este último que se apodera do seu oxigénio para formar ácido carbónico ou óxido de carbono; conforme a temperatura a

que se opera, deixando o metal livre. E' assim que para extrair o ferro d'um minério composto d'óxido ou de carbonato, expõe-se este em altos fornos a uma temperatura muito elevada, com carvão, tendo o cuidado d'adicionar cal ou sílica conforme a ganga do minério fôr siliciosa ou calcárea; no primeiro caso formará com a cal silicato de cal; no segundo dará com o silício o mesmo composto.

Esta experiência faz-se d'egual modo para o zinco, o chumbo e o estanho, não em altos fornos mas em aparelhos especiaes.

Quando se trata de minérios sulfurados começa-se por grelhal-os ao ar, isto é aquecel-os sem os fazer fundir; basta esta operação para provocar a combustão do enxofre que dá ácido sulfuroso; este, que em geral se recolhe, serve para formar ácido sulfúrico. O minério desembaraçado d'este enxofre é um óxido e trata-se como precedentemente pelo carvão.

A potassa e a soda que são óxidos de potássio e de sódio, foram durante muito tempo reduzidos pelo carvão para d'elles se extrair o metal tão raro que os compõe; mas certos corpos permanecem absolutamente irreductíveis, tal como a alumina, óxido d'alumínio, corpo muito espalhado na natureza pois que constitue com o silício o mundo mineral; neste caso tem que se recorrer a poderosas correntes eléctricas.

Façamos um pouco de metalurgia de gabinete. Tomem-se 100 gramas de lithargirio ou óxido de chumbo, a que misturaremos 10 gramas de carvão de madeira finamente pulverizado. Coloque-se esta mistura no cadinho e aqueça-se fortemente. A redução faz-se com facilidade. O chumbo abandona o seu oxigénio ao carvão e posto em liberdade junta-se na parte inferior do cadinho onde a sua densidade o arrasta; depois do arrefecimento encontramos-lo sob a fórma de resíduo.

Faça-se fundir o estanho e deite-se immediatamente numa caixa de papel; a sua temperatura de fusão é tão fraca que corre na caixa sem deteriorar o papel.

Misturando conjuntamente muitos metaes obtém-se li-

gas que apresentam a maior parte das vezes propriedades muito diferentes das propriedades dos corpos que as compõem. Quase sempre o ponto de fusão d'uma liga é inferior ao ponto de fusão do mais fraco dos metaes que entram na sua composição.

As ligas monetárias teem por fim tornar mais duros o ouro e a prata.

O antimónio endurece os metaes; aproveita se esta propriedade para, misturado ao chumbo, fazer com elle os caracteres d'imprensa que precisam suportar a força das máquinas.

As ligas dos metaes com o mercúrio teem o nome de amálgamas.

Eis uma enumeração das principaes ligas empregadas na indústria.

O bronze é uma mistura de cobre e estanho; esta liga possui uma dureza superior á d'aquelles metaes isolados.

O aço, combinação de ferro e de carvão, é mais fusivel que o ferro e pode coar-se mais facilmente.

A soldadura dos funileiros é uma combinação de chumbo e estanho que adquire uma fusibilidade notável e ao mesmo tempo uma grande dureza quando arrefece.

O latão é uma liga de cobre e zinco.

O melchior, união de cobre, zinco e nickel, é pouco oxidável e a sua maleabilidade permite reduzi-lo a folhas delgadas e transformal-o em utensilios variados.

O metal branco chamado «britania», é uma combinação de latão, bismuto, estanho e antimónio.

O ferro-silício é uma união de silício e de ferro, inatacável pelos ácidos; emprega-se na confecção de reservatórios para trabalhos de química.

Se quizermos fazer colheres muito pouco resistentes, preparemos a liga de Wood. Esta liga contém 7,5 partes de bismuto, 2 de chumbo, 2 d'estanho e 1,5 de cádmio, e como funde a 68°, as colheres desaparecem no prato de sopa, o que nos proporciona ensejo para fazermos uma partida aos nossos convivas.

A liga de Darcet, composta de 2 partes de bismuto, 1 de chumbo e 1 d'estanho, funde facilmente a 98°.

Empregam-se geralmente as ligas no comércio, sendo muito importantes as de ferro e nickel.

Estas ligas dão muito bons resultados; o ferro adquire uma grande tenacidade e ao mesmo tempo a inalterabilidade própria do nickel.

Uma liga de nickel, na proporção de 20 %, e de ferro tem a propriedade de não se dilatar pela acção do calor. Esta liga recebe o nome de metal Invar; usa-se para fazer as hastes das pêndulas dos relógios, as cadeias d'agrimensor, e substitue mesmo a platina na construção de medidas de precisão.

### § 25.

#### **Douradura. Prateadura. Galvanoplastia**

Como os metaes mais usuaes se alteram ao contacto do ar tem-se recorrido a diferentes processos para os resguardar e preserval-os de qualquer alteração.

As grades, as portas de ferro, etc., são pintadas com tintas d'oleo e minio que as protegem contra as intempéries. Algumas peças das bicicletas são geralmente pintadas de preto com uma tinta muito resistente chamada esmalte que depois de seca se torna insensível á humidade.

Revestem-se ainda os metaes d'um outro metal inatacável, quer por processos químicos, quer pela electricidade ou ainda por simples imersão num banho de metal fundido; é por este último processo que se estancam e se cobrem de zinco ou de chumbo.

Para estancar uma caçarola reveste-se de estanho fundido ao qual é preciso adicionar um pouco de chloridrato d'amoníaco que tem por fim, como se sabe, transformar os óxidos em chloretos que desaparecem. Para a zincagem e chumbagem emprega-se chloreto de zinco em vez de chloridrato d'amoníaco, que faz o mesmo efeito e que resiste melhor a uma temperatura elevada.

Pode pratear-se um metal sem recorrer á electricidade. Prateia-se facilmente um objecto de cobre friccionando-o com uma pasta formada pela mistura de 2 gramas de chloreto de prata, 2 gramas de chloreto de sódio e 2 gramas de creme de tártaro (tartarato d'ácido ou de potassa); nesta operação o cobre desloca a prata para tomar o lugar d'ella.

Prateemos agora um balão de vidro de 250 centímetros cúbicos, depois de o termos limpado muito bem. Prepare-se uma solução composta de 200 centímetros cúbicos d'agua distilada e 2 gramas de nitrato de prata, sobre a qual se deitam pouco a pouco algumas gotas de amoníaco; este determina desde logo um precipitado que se dissolve á medida que se vão deitando as gotas.

Assim que estiver completamente dissolvido, páre-se com o amoníaco e adicione se uma solução de 100 centímetros cúbicos de formol a 1 % (Nas farmácias encontra-se facilmente formol a 40 %; basta portanto diluil-o para o reduzir á proporção desejada.)

Assim que se acaba esta operação, que deve ser feita numa casa á temperatura de 15 a 20°, deite-se rapidamente a solução no balão cujo interior se prateará passados 15 ou 20 minutos, constituindo um espelho esférico, que se mete por exemplo na gaiola d'um passarinho. Nesta reacção, o aldeído fórmico que é um corpo muito ávido d'oxigénio, apodera-se do oxigénio do óxido de prata, do nitrato de prata, depositando-se o metal.

Na indústria emprega-se a electricidade para dourar ou pratear os metaes. Mergulha-se o objecto sobre que se quer operar numa tina contendo uma dissolução de sal de prata, estando o objecto colocado no polo negativo, e uma placa do metal, ouro ou prata, que deve revestil-o, no polo positivo.

As fórmulas dos banhos de douradura e de prateadura são extremamente complexas. E' necessário primeiramente cobrir o objecto que se quer dourar ou pratear com um depósito bem aderente que não grete com o calor, e para obter este resultado, não convem que um banho ácido ataque o metal que desenvolveria gazes e formaria sub-produtos im-

pedindo a adherência. É preciso, em segundo lugar, que a passagem da corrente no banho não deposite o ouro ou a prata no estado puro senão do lado do polo negativo. Estes factos requerem o emprego de soluções muito complicadas nas quaes o cianeto de potássio, veneno muito violento, desempenha um grande papel porque não é ácido mas alcalino, tendo a propriedade de dissolver os saes e óxidos metálicos.

O ouro e a prata dissolvem-se facilmente no mercúrio para formar amálgamas líquidas; friccionam-se com esta amálgama os objectos de cobre que se quer cobrir d'ouro ou de prata. Aquecem-se em seguida, e como o mercúrio se volatilisa facilmente, deixa o ouro e a prata sobre a superficie do objecto e reduz-se a vapôres. Este processo dá um resultado muito superior ao da douradura ou prateadura pela electricidade, mas como os vapores mercuriaes são extremamente tóxicos, evita-se o seu uso.

Os objectos dourados ou prateados pela pilha são bacos; para tornal os brilhantes friccionam-se com corpos duros. Esta operação tem o nome de polimento.

O níquel como é um metal pouco alteravel, utiliza-se muitas vezes para cobrir o ferro. Neste caso recorre-se ainda á electrolise, e o banho é formado de 500 gr. d'água distilada, 200 gr. de sulfato de níquel amoniacal e 150 gr. de carbonato d'amoníaco.

Na indústria usa-se a electricidade para reproduzir um objecto em cobre, empregando simplesmente um molde condutor á superficie do qual vem depositar-se o cobre.

Quando a espessura do metal é sufficiente para-se a corrente e retira-se o cunho se o molde foi feito convenientemente. Este processo tem o nome de galvanoplastia, e serve para a reprodução de altos relevos ou estátuas.

Vamos aprender como se reproduz uma medalha. Tome-mos por exemplo uma, representando Victor Hugo. Coloque-se sobre uma mesa e envolva-se a sua circumferência d'uma fita de papel resistente que ultrapasse a superficie da moeda d'alguns centímetros somente. Feito isto, deite-se gesso cozido (de presa) nesta cavidade; o gesso endurece e

se tivermos o cuidado de engordurar a medalha, afim de não aderir, retira-se o gesso e vê-se nelle gravado um cunho que servirá de molde á galvanoplastia .

Torne-se condutora a face que representa a medalha, por meio d'uma leve camada de plumbagina. Fixe se com o auxilio d'um fio condutor o modelo assim disposto numa solução de sulfato de cobre, e façamo-lo comunicar com o polo negativo das nossas pilhas, collocando-se no polo positivo uma simples lâmina de cobre. Quando a corrente passa, a face plumbaginada cobre-se pouco a pouco de cobre e quando a espessura d'este tiver atingido 1 a 2 milímetros, suspende-se a operação, e tira-se o molde de gesso sobre o qual o cobre se depositou dando a reprodução da medalha,

## § 26.

### A sílica e o vidro

O vidro é um composto da sílica. Que é a sílica? A sílica é uma substância d'uma infusibilidade notavel, composta de silício, corpo muito aproximado do carbono, e d'oxigénio; a sua fórmula  $\text{SiO}^2$  recorda, como notámos no capítulo das familias, a do ácido carbónico em que um átomo de silício substituisse o de carbono.

Comtudo, estes dois corpos pertencentes a familias tão semelhantes pelo conjunto das suas propriedades comuns, são, no ponto de vista físico, bastante diferentes; se o ácido carbónico é gazoso, a sílica pelo contrario, é sólida e resistente; puro no quartzo ou cristal de rocha que parece ser um vidro natural, este corpo dá a idéa d'uma substancia ao mesmo tempo transparente e dura. Na sílica executa a natureza bellos trabalhos de joalheria; amalgamando-a habilmente com certos óxidos de metaes ou outros corpos coloridos, resulta a imensa variedade das pedras preciosas, a amethista, a calcedónia, a ágata, o topázio, o jaspe, etc.

O silex é a sílica muito impura; os pórfiros, os feldspathos, as micas que formam os granitos e as imponentes



massas de montanhas e de rochedos são também seus derivados.

A indústria permitiu fundir a sílica pura, que é utilizada no fabrico de vasos e tubos de laboratório inatacáveis pelos corpos mais destruidores. E' empregada egualmente em fios extremamente delgados, mas duros e resistentes, de quartzo para sustentar ou suspender certas peças delicadas d'instrumentos de física sujeitos a atritos, como as agulhas de galvanómetros que são aparelhos muito sensíveis de medida de correntes eléctricas.

A sílica reunida á potassa e á soda tem o nome de vidro solúvel. Façamos algumas experiências com este corpo. Compre-se numa drogaria uma porção de silicato de soda em solução xaroposa e alcalina, e deite-se uma certa quantidade num vaso de vidro, adicionando-se-lhe algumas gotas d'ácido chlorídrico. Forma-se immediatamente uma geléa espessa que é o ácido silícico, chamado também sílica gelatinosa, obtido por dupla decomposição. Com efeito, nesta reacção o hidrogénio do ácido chlorídrico substituiu se ao sódio do silicato de soda para dar ácido silícico, enquanto que o sódio combina se com o chloro para dar chlorreto de sódio que fica em solução na água.

Para obter a geléa, filtra-se a solução lavando-a muitas vezes afim de separar bem os dois corpos; verifica-se então que, posto que ácida, não córa a tintura de tornesol devido á sua insolubilidade, mas pode dissolver-se numa solução de potassa ou de soda.

Se aquecermos numa cápsula a massa gelatinosa d'ácido silícico, vê-se esta contrair-se pouco a pouco e abandonar progressivamente a água que contem; as suas moléculas condensam-se, parecem coagular-se e d'ali a pouco só resta sílica pura. Este fenómeno de coagulação é frequente na natureza, mas muito pronunciado na sílica e na alumina (uma substância orgânica a albumina ou clara d'ovo, gosa também d'esta propriedade de coagulação). A opala, esta pedra de magníficos cambiantes irisados é sílica hidratada, e quando ella morre, isto é quando os seus tons variadíssimos desaparecem, é porque a sílica se foi

contraindo pouco a pouco deixando escapar a água. Não se deve portanto aquecê-la, sob pena de a vermos transformar-se numa pedra esbranquiçada, sem brilho.

A infusibilidade da sílica é devida á condensação extraordinária das suas moléculas.

Se deitássemos no silicato de soda um pouco de chloreto de cálcio, formar-se-ia, ainda por dupla decomposição, silicato de cal que é insolúvel; se se empregasse qualquer outro sal, como os d'alumina, de cobre, etc., obter-se-ia do mesmo modo um silicato insolúvel d'alumina, de cobre, etc. Assim, pode afirmar-se que, excepção feita com a potassa e a soda, a sílica forma compostos insolúveis. Aproveita-se esta propriedade para endurecer certas pedras muito frágeis; basta cobri-las de silicato que se transforma pouco a pouco em silicato de cal insolúvel.

Fabrica-se uma espécie de cola para vedar a louça rachada ou soldar as torneiras das fontes de grés, misturando silicato e carbonato de cal.

Agora que se sabe o que é a sílica, estudemos o vidro. O vidro é conhecido desde ha muito; segundo Plínio, célebre naturalista romano, fôram os fenícios que o descobriram; mas segundo todas as probabilidades era já conhecido na antiguidade egípcia. Das regiões do oriente espalhou-se o vidro para o occidente, e no século XVII tinha Veneza o monopólio da sua fabricação. Muito depois é que se começaram a fazer espelhos. Durante bastante tempo miráram-se as nossas *coquettes* avós na agua dos poços ou dos regatos, e só muito mais tarde é que começaram a aparecer espelhos, feitos d'uma chapa de metal brilhante e polido. Só no século XIV se construíram espelhos de vidro.

O vidro é uma mistura sólida sem forma determinada, muito homogénea e não cristalina, de silicatos duplos insolúveis. Os vidros brancos ordinários compõem-se de silicato de cal e de soda; os mais finos são feitos de silicato de cal e de potassa. O vidro serve para fabricar garrafas, vidraças, espelhos e objectos usuaes.

O vidro que contem silicato de chumbo substituindo o silicato de cal, chama-se cristal; é mais brilhante, translúci-

do e refringente, e por isso emprega-se na imitação das pedras preciosas, instrumentos d'óptica e vidraria de luxo.

Para fabricar vidro, faz se fundir em cadinhos expostos a uma temperatura de 2000°, areia, carbonato de soda ou de potassa. Como a areia é sílica, combina se á cal do carbonato de cal para dar silicato de cal, e depois á soda ou á potassa do carbonato de soda ou de potassa, para dar silicato de soda ou de potassa. São estes dois silicatos intimamente misturados que formam o vidro; este fica líquido nos cadinhos onde um operário vai *colhel-o* com um comprido tubo (a *cana*) no qual sopra para empolar o vidro que está suspenso d'elle, dando-lhe a forma d'ampóla, etc. Quando se trata d'objectos complicados, o operário introduz num molde a extremidade do tubo que suporta uma grande lágrima de vidro que elle sopra com força para o vidro tomar a forma do molde, adaptando-se ás suas paredes.

Para melhor comprehender esta fabricação tão importante, o mais conveniente é visitarmos com o discípulo uma fábrica de vidro.

### § 27.

#### A alumina e a porcelana

A alumina, cuja fórmula é  $Al_2O_3$ , é o óxido d'um metal extraordinariamente espalhado na natureza, o alumínio, que não se encontra nunca em estado livre mas sómente em estado de combinação. A alumina anhidra fórma os corindons que são pedras duras e resistentes cujo valor está logo abaixo do diamante, apresentando cores variadas conforme os óxidos; assim ha-os vermelhos (rubis oriental), amarelos (topásios orientaes), verdes (esmeraldas), violetas (amethystas orientaes). A turqueza opaca e de nuance azul e verde é a alumina combinada com o cobre e certos fosfatos.

Hidratada, a alumina fórma um mineral, a bauxite, em que se encontram vestígios de silício e de ferro; é a fonte mais utilizada para a extracção do alumínio. Vamos obter

alumina servindo-nos d'um dos seus saes, o alúmen. Este corpo é uma combinação de sulfato d'alumina e de potassa unida a uma quantidade considerável d'agua, composição que é fácil reconhecer. Obtido o alúmen numa farmácia aquece-se num cadinho. O corpo funde imediatamente deixando evaporar-se sem custo a agua que contem; mas desaparecida a última molécula d'agua, a massa empóla consideravelmente.

Procure-se agora a alumina. Para isso deitem-se num frasco qualquer 10 gr. d'alúmen e 200 gr. d'agua e adicione-se amoníaco á solução; forma-se imediatamente um volumoso precipitado d'alumina hidratada no estado de geléa que nos permite tambem realisar experiência igual á da sílica. Se antes de deitar amoníaco na solução, introduzíssemos algumas gotas d'uma matéria córante, a eosina ou tinta vermelha por exemplo, veríamos quando se precipitasse pelo amoníaco a alumina, esta adquirir uma coloração bastante intensa e a agua em que a filtrámos ficar absolutamente incolor. É o que se chama laca d'alumina.

Como vemos a alumina tem a propriedade de fixar as cores; assim quando certas matérias córantes são solúveis na agua e por consequência inaproveitáveis, deitam-se numa solução d'um sal d'alumina qualquer, onde são arrastadas pela alumina quando esta se precipita sob a acção do amoníaco. Esta substância absorve-as de tal modo que a agua da solução fica absolutamente clara quando se filtra.

A alumina assim colorida emprega-se na indústria como tinta indiluível pela agua.

Ficam conhecidas algumas propriedades geraes. Eis aqui um dos seus compostos, a argila, que é incontestavelmente o mais importante; formada pela desagregação lenta das rochas compostas de silicato d'alumina e d'outros silicatos de cal, de ferro etc., é de natureza extremamente variada. Caracterisa-a uma grande avidez pela agua; absolutamente infusível quando é muito pura, devido á presença da sílica, torna-se extremamente fusível quando se acha misturada com calcáreos. A argila quando se coze faz-se dura e

resistente e sob a acção do calor retrae-se por um fenómeno análogo á coagulação da sílica. Quanto mais pura é a argila maior é contracção; em certos casos atinge  $20/100$  do volume primitivo.

Citemos algumas variedades da argila.

O kaolino é uma argila extremamente pura empregada no fabrico de porcelanas muito finas. A argila plástica é branca ou colorida por óxidos metálicos; quando é branca serve para fabricar as faienças e quando é colorida emprega-se na louça ou nos tubos de grés.

Os marnes são argilas misturadas com carbonatos de cal; quando não são muito calcáreas applicam-se no fabrico de telhas, tijolos, tubos de drenagem, etc.

Para terminar esta enumeração, citemos ainda uma espécie d'argila, chamada grêda, que serve para tirar nodoas; esta argila muito hidratada e semelhante aos marnes, possui em alto grau a propriedade d'absorver as nodoas. Emprega-se na indústria para tirar as manchas de gorduras ou oleos das lãs e tecidos, e tambem para branquear os carbonetos d'hydrogénio resíduos da distilação do petróleo que dão a vaselina.

A arte d'utilisar as argilas na fabricação d'objectos chama-se cerâmica, arte antiquíssima e quasi tão velha como o mundo... Comtudo, só muito forçadamente se poderia estabelecer um laço de parentesco entre as nossas belas, finas e artisticas porcelanas e a grosseira olaria da anti-guidade.

Unida á agua, a argila forma uma pasta branca muito maleável que se pôde modelar facilmente e que endurece bastante pela acção do calor. Tem todavia dois grandes inconvenientes; além da contracção muito pronunciada que sofre com o calor, fica depois de cozida demasiadamente porosa. Evita-se isto, misturando a argila, no primeiro caso, com certas substâncias que diminúem a sua plasticidade e impédem na cozedura a contracção; no segundo caso, cobrindo o objecto com um esmalte que tapa todos os interstícios.

A porcelana é constituida por uma pasta dura, homogé-

nea e fina, o kaolino, que se purifica antes de ser utilizado. Amolda-se esta pasta quer no torno, isto é modelando a quando se acha animada d'um movimento de rotação produzido por um dispositivo especial, quer num molde. Feito isto, expõe-se ao fogo d'onde se retira para a cobrir d'um esmalte que deve tapar lhe os póros, e introduz-se em fornos onde sofre a acção d'uma temperatura que atinge muitas vezes 1500°. Se o objecto se destina a ser colorido cobre-se de diversas substâncias córantes mineraes, formadas d'óxidos que se unem á sílica para dar silicatos coloridos d'alumina, e expõe-se novamente ao fogo.

E' d'este modo que se preparam os objectos de faiença, onde entra a argila plástica em vez de kaolino, os grés, a louça ordinária, etc.

Aconselhamos egualmente a visita a uma olaria, que melhor do que todas as explicações nos elucidará sobre a matéria d'este parágrafo.

### § 28.º

#### **O alcool, o vinho, a cerveja**

O alcool é um composto orgânico que encerra carbono, hidrogénio e oxigénio. Produz-se na fermentação dos sumos assucarados, fermentação provocada pelo desenvolvimento d'um corpo orgânico de natureza vegetal chamado levedura. A levedura desenvolvendo-se consome os assúcares existentes nos sumos assucarados e transforma-os em alcool, produzindo-se ao mesmo tempo ácido carbónico que faz escumar e ferver o líquido.

O assúcar que deitamos no café e que é composto de assúcar de cana d'assúcar ou de beterraba, chamado pelos químicos assúcar de sacharose, não é fermentescível, mas para fazer que o seja basta fazel-o ferver na agua durante alguns minutos com duas ou três gotas d'ácido chlorídrico que o tornam absolutamente idêntico aos existentes no sumo dos frutos (glucose nas uvas e levulose nos frutos assucarados) que são muito próprios para a fermentação,

Faça-se uma pequena experiência. Prepare-se uma solução de 50 gr. d'assúcar em 400 centímetros cúbicos e adicione-se uma ou duas gotas d'ácido sulfúrico. Ferva-se e depois d'alguns minutos d'ebulição deite-se-lhe um pouco de cré em pó para neutralisar o efeito do ácido sulfúrico, e deixemo-lo arrefecer até 35° aproximadamente. Por esta experiência transformou-se o açúcar de sacharose em glucose e levulose; a mistura assim preparada tem o nome de açúcar invertido. Quando a temperatura atingiu 35° dispõe-se num frasco de boca larga o líquido com uma certa quantidade de levedura de cerveja. Deve ter-se o cuidado de adaptar-se ao recipiente uma rolha munida d'um tubo de descarga, porque no fim d'alguns minutos a fermentação começa, o líquido escuma e desenvolve-se ácido carbónico que as nossas experiências nos habilitaram já a reconhecer.

Examinemos á lupa a levedura comprada.

Vê se que é formada pela justaposição de pequenos glóbulos chamados células; cada um delles representa um vegetal muito rudimentar lembrando um pouco os micro-organismos.

O vinho prepara-se pela fermentação do sumo da uva devida a um fermento que na opinião de Pasteur existe á superfície das grainhas. Colocam-se as uvas em grandes cubas á temperatura de 15°, prensam-se e pisam-se para exprimer o sumo. As grainhas e películas da uva sobem para a superfície e formam uma crosta a que se dá o nome de balsa ou chapéu. A fermentação dura 7 dias pouco mais ou menos e reconhece-se que está terminada quando o ácido carbónico deixa de desenvolver-se. Trasfega-se então o vinho em toneis cujo batoque se tira para deixar passar o ácido carbónico no caso em que a fermentação não esteja completamente terminada.

Alem do alcool que se encontra na proporção de oito a doze por cento, o vinho contem matérias corantes, tanino, saes de ferro, ácido tartárico, substâncias odoríferas essenciaes, e como todos os líquidos fermentados, um pouco de glicerina e ácido succínico, corpos orgânicos que Pasteur

reconheceu resultárem sempre da fermentação. O facto não deixa de ter importância porque a pesquisa d'estes dois corpos permite verificar se houve ou não fraude no vinho, a não ser que o falsificador tendo conhecimentos de química os não adicione. Em cada localidade o vinho tem propriedades especiaes que são devidas, d'um lado á qualidade da uva, muito dependente da natureza do solo e da cultura da vinha, do outro, á natureza da levedura que determinou a fermentação. Como esta varia extremamente experimentou-se cultural-a nos laboratórios e seleccional-a, o que tem dado óptimos resultados.

A cidra, o vinho de pêra, o hidromel, o mel dissolvido na agua, são egualmente produzidos por fermentações análogas. A necessidade d'alcool que estimula e fortifica é tão poderosa que os povos dos países onde são raras as uvas e outros frutos, fazem fermentar leite de burra aromatisado comervas que servem para facilitar a fermentação.

Todas as bebidas alcoolizadas de que temos falado resultam d'uma única fermentação. A fabricação da cerveja exige duas; a primeira, especial, que tem por fim preparar a substância para a segunda fermentação que a transformará em alcool.

Veamos como se prepara a cerveja. Faz-se primeiramente germinar grãos de trigo humedecidos com agua, dispondo-os em camadas numa câmara á temperatura de 15°. Esta operação que recebe o nome de *maltagem* tem por fim provocar a formação d'uma diastase especial que é um fermento orgânico que se desenvolve em todas as plantas no momento da germinação. O seu papel é transformar o amido insolúvel da semente em assúcar assimilável á planta nova. A maltagem termina na ocasião em que o rebento dos grãos adquiriu um comprimento sufficiente, pela dissecação, isto é pela exposição dos grãos em estufas que os mantêm á temperatura de 80°. Depois de secos, para os desembaraçar das radículas inúteis basta fazel-os passar numa espécie de moinhos. A esta operação succede uma outra chamada *brassagem* que tem por fim transformar, por meio da diastase, o amido em assúcar, e crear uma primei-



ra fermentação como se deseja. Para este efeito estendem-se no fundo d'uma cuva os grãos sobre os quaes se faz chegar a agua a 70° ao mesmo tempo que se agitam aquelles. Depois de os deixar em repouso, trasfega-se o líquido chamado mosto em caldeiras onde se faz ferver com lupulo em flôr que lhe dá um sabor amargo. Deixa se arrefecer o mosto aromatisado, depois adiciona-se-lhe a levedura de cerveja que facilita a sua fermentação em cuvas onde se conserva durante muitos dias. E' depois d'esta segunda fermentação que o mosto tratado pelo lupulo se torna em cerveja.

Certas fermentações são devidas á presença de pequenos animálculos que oxidam os líquidos fixando o oxigénio do ar. Sabe-se que o vinagre é vinho fermentado pela acção de micro-organismos chamados micoderma aceti.

### § 29.

#### **A madeira, o amido e o assucar**

Quem hade crer que a madeira resistente de que se fazem as vigas sólidas, os mastros dos navios, os móveis, etc., é formada d'uma substância quasi idéntica na sua essência á que constitue o amido e o assúcar?

Como isto parece bastante duvidoso, vamos estudar sucintamente estas diversas matérias e ver a sua filiação.

A madeira é composta em grande parte de hidrato de carbono, união de carbono, hidrogénio e oxigénio, em que estes dois últimos corpos entram nas mesmas proporções que na agua, e que se chama cellulose.

A esta cellulose, além dos sucos que alimentam a árvore, acham-se associados um grande número de saes onde predominam para as plantas marinhas saes de soda e para as plantas terrestres saes de potassa.

Ha tantas variedades de cellulose quantas espécies de vegetaes. As hastes das plantas, o algodão dos algodoeiros,

o papel, o pano são outros tantos corpos constituídos em grande parte pela celulose.

Quando se calcina, isto é, quando se aquece a madeira em vaso fechado, o oxigénio e o hidrogénio desenvolvem-se sob a forma d'agua abandonando o carbono que misturado ás substâncias mineraes contidas na planta forma o carvão de madeira, cujas cinzas, quando é queimado, são constituídas pelo carbonato de potassa ou de soda.

A celulose só pode dissolver-se e decompor-se num licôr preparado especialmente e chamado licôr de Schweitzer.

Prepara-se este licor colocando num frasco um grande funil cheio d'uma certa quantidade de limalha de cobre, sobre a qual se deita demoradamente amoníaco concentrado que filtra através da limalha de cobre, atacando-a e passando no frasco com o aspecto d'um líquido de côr azulada. Tire-se o funil, coloque-se sobre um outro frasco e deite-se o líquido obtido; repita-se muitas vezes esta operação de trasfego até que o líquido tenha adquirido uma côr azul carregado. Tem-se assim o licôr de Schweitzer com o qual podemos dissolver a celulose. Deitando uma determinada quantidade d'elle num vaso de vidro contendo um pedaço d'algodão ordinário ou algodão hidrófilo, vê-se este último aumentar de volume e desaparecer depois dando um líquido espesso.

Se quizermos rehavel-o, dilue-se a solução numa grande quantidade d'agua que o fará precipitar não com o primitivo aspecto, mas sob uma forma gelatinosa e grumosa.

Para fabricar a seda artificial dissolve-se a celulose em solventes análogos ao licor de Schweitzer e faz-se escoar a solução em fiavras formadas de vidros alongados, extremamente finos, para depois fazel-a deslizar em recipientes d'agua fria onde coalha com a forma de fio ténue; outras vezes empregam-se derivados da celulose, taes como a nitrocelulose e o acetato de celulose mais facilmente solúveis.

O papel não é mais do que uma pasta de celulose com alúmen e resinas, que se alisa e adelgaça debaixo de pesa-

dos cilindros. E' durante esta operação que se precipitam nos poros da cellulose o alúmen e a resina, que tornam o papel utilisável para a escrita.

O papel mata-borrão é quase composto de cellulose pura, e se o quizéssemos transformar em pergaminho vegetal, chamado ainda papel sulfúrico, para envolver certos géneros como a manteiga, bastava mergulhal-o num banho d'agua e ácido sulfúrico, composto de 4 partes d'ácido e 1 parte d'agua, que lhe entumecia as fibras e o transformava em um papel impermeável e difficil de rasgar.

Tratada pelo ácido nítrico concentrado, a cellulose transforma-se em nitro-cellulose ou algodão-pólvora, explosivo perigoso com as combinações do qual se fazem as pólvoras sem fumo que estão em via de destronar as pólvoras negras. A nitro-cellulose, misturada á cânfora, dá a celuloide, menos combustível, mas ainda muito perigosa.

O amido é tambem um hidrato de carbono, uma variedade da cellulose, muito menos condensada que a precedente. Encontra-se em quase todos os grãos vegetaes e nos tubérculos, sob o nome de fécula. O amido contido no grão é o reservatório das provisões da planta. Os grãos de trigo com que se fabrica o pão contém amido e destinam-se a alimentar a planta que assim despojamos sem remorso.

O amido é muito menos resistente que a cellulose e é muito mais facilmente solúvel. Se fizermos dissolver pedaços d'amido, depois de triturados numa cápsula cheia d'agua, e os expozermos ao fogo, veremos o amido empolar e dar goma d'amido que forma uma massa tão compacta que voltando a cápsula adere ás paredes sem cair. Se deitássemos na dissolução algumas gotas d'iodo, coloria-se immediatamente d'um azul muito intenso. É por este processo que se reconhecem as fraudes do leite.

As tapiocas, aletrias, sémolas e outras massas, são amidos que encobrem as propriedades nutritivas d'aquellas substâncias.

O amido, vae ver-se, transforma-se em assúcar.

Façam-se ferver numa cápsula 5 gramas d'ácido sulfúrico com 50 gramas d'amido e 200 gramas d'agua. Vê-se o amido

dissolver-se pouco a pouco e transformar-se em um líquido de glucose, variedade d'assúcar que existe nos frutos. Esta glucose dos frutos provem igualmente do amido que uma diastase especial, que desempenha nelles o papel d'ácido sufúrico, transforma em assúcar.

Esta transformação do amido em assúcar, que mais se imagina ser obra puramente de químico, é pois um fenómeno corrente.

Nunca se notou talvez que uma batata gelada tem um sabor assucarado característico.

O facto é verdadeiro e eis a causa. A batata contem nos seus tecidos uma grande quantidade d'amido ou fécula, assim como uma diastase susceptível de transformar, no momento da germinação, o amido em assúcar.

Estas duas substâncias estão cuidadosamente separadas pela trama do tecido. Se sobrevem uma geada, o gelo rasga esta trama e o amido posto em contacto com a diastase transforma-se em assúcar, exactamente como no momento em que a germinação do tubérculo começa.

Corpos da mesma família dos hidratos de carbono, o assúcar tem, como a cellulose, numerosas variedades.

Sabemos já que os assúcares de beterraba, de cana d'assúcar, são chamados assúcares de sacharose cristalisada, e os das uvas e dos frutos assucarados, assúcares de glucose e levulose.

Uma mistura de partes eguaes de assúcar de glucose e de levulose pode obter-se, como vimos no capítulo das fermentações, pela acção dos ácidos sobre o assúcar de cana. Dá-se-lhe o nome d'assúcar invertido e possui a propriedade de reduzir certos óxidos metálicos.

Coloquem-se numa cápsula de porcelana 10 gramas de sulfato de cobre, 40 gramas de tartarato neutro de potassa, sobre os quaes se deitam 150 gramas d'agua, aquecendo um pouco o conteúdo para favorecer a dissolução. Assim que esta se concluir, adionem-se 100 gramas d'uma lexívia de soda e faça-se ferver.

Obtem-se assim um licôr de coloração azul muito carregado, conhecido pelo nome de licôr de Fheling, que depois

de arrefecido se deita numa garrafa muito bem rolhada. Feito isto, introduza-se um pouco d'este licôr num balão, no qual se deitaram algumas grammas d'assúcar invertido. Aqueça-se; no fim d'alguns minutos forma-se um precipitado vermelho de sub-óxido de cobre.

E' por meio d'este licôr, que se faz aquecer com a urina, que se revela a diabétis. O açúcar existente na urina provoca, com a precipitação do sub-óxido de cobre do licôr, uma mudança de côr.

### § 30.º

## O sabão, os corpos gordos

Que é o sabão?

O sabão não é mais que um sal semelhante ao carbonato de soda, mas em que o ácido carbónico é substituído por um ácido orgânico designado communmente pelo nome de ácido gordo.

Se dissolvermos uma certa quantidade de sabão na agua e lhe deitarmos lentamente uma solução d'ácido chlorídrico, vemos immediatamente a mistura mudar d'aspecto, perder a aparência saponácea, e a agua readquirir a sua limpidez, ao mesmo tempo que na superfície sobrenada uma substância oleosa. Este óleo, que depressa se solidifica, é precisamente o ácido gordo do sabão, insolúvel na agua, caracterizado por um vago cheiro a ranço. Este ácido gordo está muito espalhado na natureza e encontra-se nos oleos e nas gorduras combinado com a glicerina.

Para fazer sabão, basta tratar um corpo gordo qualquer por uma solução de soda que desloca a glicerina para se combinar com os ácidos gordos e dar sabão. Vejamos a sua fabricação.

Prepare-se primeiramente uma lexívia de soda dissolvendo 20 grammas de carbonato de soda em 100 grammas d'agua, e deite-se numa caçarola de ferro batido adicionando lentamente durante a sua dissolução 10 grammas de cal viva,

previamente extinta e diluída em pouca agua. Posta a caçarola ao lume, no fim d'um quarto d' hora d'ebulição, a cal apodera-se do ácido carbónico do carbonato de soda e dá carbonato de cal sob a forma de cré que cae no fundo do recipiente em pó branco. Quanto á soda posta em liberdade, fica em solução na agua. Interrompe-se em seguida a ebulição e passados alguns segundos, para dar tempo a que o carbonato se deposite, decanta se. Esta solução de soda é precisamente a lexívia de soda dos fabricantes de sabão.

Depois de bem limpa a caçarola que vae servir-nos de caldeira para o fabrico de sabão, deite-se-lhe a lexívia de soda que acabamos de preparar e adicionem-se-lhe 25 grammas de manteiga ou de qualquer corpo gordo (azeite d'oliveira, unto) e depois faça-se ferver. A gordura desaparece pouco a pouco e a composição toma um aspecto saponáceo. Que se passou?

A soda da lexívia decompoz a gordura, combinou-se com os ácidos gordos para dar sabão e deixou a glicerina em solução na agua. O sabão assim obtido é um pouco glicerinoso; se o queremos ter puro, basta adicionar á solução um pouco de sal de cosinha que se dissolverá; mas como o sabão é insolúvel na agua salgada, separa-se da solução e sobrenada abandonando a glicerina que ficará em solução. Para o recolher basta então fazer passar o todo num filtro.

O sabão obtido dissolve-se na agua e goza de todas as propriedades que lhe são ordinariamente atribuídas, propriedades deixando muito a desejar comparadas ás do carbonato de soda que aliando-se ás dos ácidos gordos, untuosos e macios, são mais apreciadas para os cuidados higiénicos do nosso corpo.

O sabão pode ter por base não somente a soda, mas tambem a potassa. A esta última classe pertence o vulgar sabão negro caseiro que se diferencia pelo seu aspecto mole dos sabões de soda sempre duros. Podemos tambem imaginar sabões de cobre, de zinco, d'alumina, de cal, etc., mas a sua insolubilidade que torna a operação muito fácil, priva-os de toda a utilidade para os usos domésticos. Se deitarmos numa solução de sabão ordinário uma solução d'um

sal de cobre (sulfato de cobre), precipita-se um sabão azul de cobre ou, no caso de empregarmos a cal, um sabão branco de cal que nos permitirá observar a razão por que as aguas calcáreas (ricas em carbonato de cal), ou selenitosas (ricas em sulfato de cal) são absolutamente impróprias para limpezas pois que se encontram precipitadas e a agua não escuma.

Existia em Paris uma fonte que os frades do priorado onde é actualmente o Conservatório das artes e officios, tinham captado em Belleville. A agua d'esta fonte era calcárea a um ponto tal que precisava mais d'um quilograma de sabão por metro cúbico d'agua para a utilizar em lavágens. As donas de casa do tempo deram-lhe o nome de fonte de Maubuée (má barrela); d'aqui resultou mais tarde a etimologia da rua Maubuée que existia ainda ha alguns anos.

Estas aguas muito calcáreas, impróprias para lavágens, dificultam tambem a cozedura dos legumes que endurecem.

Vejamos agora como se fabricam impermeáveis. Tome-se um pedaço de pano com 30 centímetros de lado aproximadamente, imbeba-se d'uma solução saponácea e mergulhe-se completamente numa solução de sulfato de cobre. Este corpo precipita-se na intimidade do tecido vedando em absoluto os poros e tornando-o impermeável. O estofa fica com uma leve côr azulada que se evita, se não quizermos alterar a sua côr primitiva, substituindo o sulfato de cobre por um sal d'alumina, por exemplo o alúmen, que impermeabiliza bem.

É d'este modo que se preparam todas as peças de vestuário impermeável.

### § 31.º

#### A perfumaria

Conhecemos já bastantes propriedades das substâncias; ha uma que não estudámos ainda, bem vulgar, em que naturalmente se não pensa e que tem a sua importância; é o cheiro que cada uma d'ellas exala.

Todos os corpos emitem cheiro ; quer seja suave ou nauseabundo, fraco ou forte, todos teem um certo cheiro que, quando é notado pelo nariz, os divulga e caracteriza. Ha muitas substâncias que só téem valor pelo seu perfume especial.

Que é o cheiro d'um corpo ?

O cheiro é a sensação que despértam sobre o olfato certas emanções, certas partículas que se põem em contacto com elle. Todas as substâncias odoríferas desenvolvem vapôres que são arrastados mecanicamente para as fossas nasaes, e que vêem tocar na membrana pituitária, esta membrana cuja delicadeza é extrema e que forra a parte superior do nariz onde o nervo especial do olfato, o nervo olfativo, espalha as suas últimas ramificações tenuíssimas. E' pois o *tacto* d'estes vapôres que dá a sensação do cheiro, sensação, como se vê, puramente material, devida ao contacto directo de partículas infinitamente pequenas com o nariz. Objectar se-á que a naftalina, a cânfora, o almíscar, substâncias sólidas que cheiram muito e desenvolvem um ardor penetrante, parece nada perdêrem do seu peso. E' um erro grave. As substâncias emitem em torno d'ellas, no ar, uma quantidade inumerável de moléculas que se escá-pam da sua superfície, d'uma pequenez tal que podem assim abandonal-as durante longos anos em tão grande quantidade, sem que a diminuição do seu peso possa elevar-se a mais de 1 milímetro de miligrama, inapreciável nas nossas melhores balanças. Não vimos no parágrafo 11 que eram precisos 317.000 séculos a uma pessoa que quizesse contar, á razão de mil por segundo, o número d'átomos contidos num milímetro cúbico ?

Os perfumes desempenham um grande papel na natureza. O cheiro é o guia seguro dos animaes para a escolha do seu alimento e para a pista que devem seguir a fim de surpreendêrem a presa; é, se assim posso exprimir me, o poste indicador dos primitivos. Nas flores o cheiro constitue o atractivo dos insectos que absorvem o seu suco, e se impregnam de pólen, fino pó amarelo que transportam para as flôres vizinhas assegurando assim a sua frutificação. O instinto do bom ou do mau cheiro caracteriza no homem a ideia d'ali-



mento favorável ou nocivo. Também para elle o cheiro é um meio d'orientação. Toda a gente sabe a história de Cris-tóvam Colombo que durante a sua primeira viagem, desesperado por tantos dias baldados de expectativa e injuriado por seus companheiros que o acúsam de os ter por orgulho levado a uma morte certa, exclama: Corágem! Tenham esperança! Sinto o bom cheiro da terra! e readquire toda a sua energia.

Há séculos e séculos que o perfume constitue o luxo, o encanto e o atractivo dos seres. Creou-se uma indústria própria para fabricar e vender perfumes.

Sendo o perfume uma propriedade geral de todos os corpos, encontramos-lo nas mais diversas substâncias. Ha contudo uma certa categoria de substâncias mais particularmente odoríferas que devem esta propriedade á presença de substâncias químicas perfeitamente definidas que o químico pode extrair ou reproduzir, como por exemplo a baunilha, perfume característico que se fabrica hoje industrialmente sem recorrer á planta.

A arte de perfumaria consiste em escolher os perfumes, fazer combinações exquisitas, gradações sábias e gamas lisongeiras para o nosso olfato. Vamos ver como se fazem perfumes, ou melhor cheiros. Talvez estejam longe de ser suaves, mas ao menos teremos a honra d'obrigar a matéria a ceder-nos uma das suas propriedades, pelo poder da nossa intelligência e da nossa vontade.

Comprems-se numa farmácia algumas grammas de naftol beta, coloquem-se num pequeno tubo com uma egual quantidade d'alcool e algumas gotas d'ácido sulfúrico. Aquecendo tudo levemente a banho-maria obtem-se naftolato de methilo que exala um tão violento como desagradável perfume de laranja.

Coloquem-se agora algumas grammas d'ácido salicílico, um pó branco mas muito pouco cheiroso, num tubo pequeno, adicionando-se lhe, como na experiência anterior, a mesma quantidade d'alcool e 2 ou 3 gotas d'ácido sulfúrico. Se aquecermos levemente a banho-maria, desenvolve-se o terrível e bem conhecido cheiro de salicilato de methilo.

## § 32

**As côres**

A côr é uma propriedade dos corpos tão comum como a dos perfumes.

A brancura deslumbrante do sol que nos alumia é uma mistura das côres do espectro, violeta, anilado, azul, verde, amarelo, alaranjado e vermelho. Quando esta luz cae sobre um corpo, um certo número d'estas côres são por elle reflectidas ou absorvidas. Assim, por exemplo, se um corpo absorve todas as côres do espectro menos o amarelo que elle reflecte, o corpo apresenta-se-nos amarelo. Um corpo é branco se reflecte todas as côres, e negro se absorve todas. E' por esta razão que o fato claro é menos quente que o escuro.

Eis uma relação das matérias coloridas que podem ser empregadas na pintura moendo-as com oleo, agua, etc.

O primeiro grupo que denominaremos côres mineraes é composto de corpos insolúveis. Branco: carbonato de cal, carbonato de chumbo, óxido de zinco, sulfato de barita. (O carbonato de chumbo que pode considerar-se o melhor d'esta série, tem o inconveniente de ser tóxico.)

Vermelho: Vermelhão ou óxido de mercúrio, mínio ou óxido de chumbo, óxido férrico.

Amarelo: Chromato de chumbo, sulfureto de cámio.

Azul esverdeado: Carbonato de cobre.

Verdete: Acetato e arsenito de cobre.

Negro: Plombagina.

O segundo grupo comprehende as matérias còrantes orgânicas que se dividem em naturaes ou sintéticas.

As matérias còrantes são produzidas pelos vegetaes; a ruiva dá uma matéria còrante devida a um princípio definido a alizarina que já se obtem, sem ser preciso recorrer á planta, por processos sintéticos; a anileira dá o anil de côr azul; o pau de campeche dá, bem como um insecto, a

cochonilha, uma coloração vermelha; emfim, o quercitron espécie de carvalho verde da América fornece um princípio córante a quercitrina, d'uma bela nuance amarelada. Ao lado d'estas matérias córantes, a química creou muitas outras que não existem na natureza e que lhes fázem uma vitoriosa concorrência. Quase todas as matérias córantes artificiaes derivam dos produtos de distilação da hulha ou carvão de pedra, taes como a benzina ou a naftalina. Chamam-se-lhes algumas vezes côres d'anilina porque no início d'esta indústria empregou-se muito para o seu fabrico um princípio extraído egualmente dos alcatrões de hulha chamados anilinas. Citemos entre estas o violeta d'anilina, a fuchsina (vermelho rubis).

Ha uma grande diferença entre uma substância colorida e uma substância córante. Vejamos. Eis aqui o sulfato de cobre de côr azul. Se mergulhamos um pano na sua solução, não toma aquella côr ou pelo menos perde a quando se seca ao ar. Mergulhe-se agora o mesmo pano numa solução de violeta d'anilina; o pano adquire immediatamente uma côr violeta muito carregada porque aquella matéria combina-se com as fibras textis. Diremos pois que matéria córante é a que gosa da propriedade de se combinar com as fibras dos tecidos. A alumina, como se sabe, tem a faculdade de fixar as côres, de combinar-se com as fibras dos estofos e de ser perfeitamente insolúvel. Todas as substâncias taes como a alumina que não são córantes mas fixam as matérias córantes solúveis são empregadas como mordentes dos estofos. Esta operação consiste em combinar estes últimos com óxidos insolúveis que téem a propriedade de fixar a côr. A coloração dada varia conforme a natureza do mordente. Assim a alizarina tingem de vermelho um estofão em que o mordente é a alumina, e de violeta quando o mordente é o ferro.

Sejamos uns momentos tintureiros. Quando se deita numa solução de ferrocyaneto de patássio uma solução de perchloreto de ferro, produz-se um precipitado azul-escuro, chamado azul da Prússia. Para tingir um estofão d'azul da Prússia, basta pois mergulhar-o alguns instantes numa so-

lução de ferrocyaneto de potássio e depois numa solução de perchloreto de ferro. Esta operação produz por dupla decomposição um precipitado azul da Prússia insolúvel cujas moléculas se introduzem na própria fibra do tecido que se passa por agua para lhe tirar o excesso de tinta.

Esta côr é muito resistente e por isso se emprega no comércio de preferência a qualquer outra.

Se deitarmos numa solução diluída de sulfato de manganez um pouco d'amoníaco, precipita-se o hidrato de manganez branco; mas este corpo que se oxida muito facilmente adquire por esta oxidação uma côr castanha. Aproveita-se esta propriedade dos saes de manganez para tingir os estofos de castanho, procedendo da maneira seguinte.

Mergulhe-se numa solução de  $\frac{5}{100}$  de sulfato de manganez, um estofa qualquer susceptível d'impregnar-se d'este sal; banhe-se em seguida o estofa numa solução diluída d'amoníaco que tem por fim precipitar do óxido o hidrato de manganez que se incorpora no tecido. Feito isto agite-se no ar para que se oxide ou mergulhe-se numa solução d'agua de Javel diluída. Ficará castanho.

Para tingir d'amarelo um pedaço de lã, basta mergulhal-o numa solução de 3 grammas d'ácido pírico que se faz ferver. O ácido pírico colora egualmente a nossa péle. Como esta tinta produz um efeito anestésico emprega-se para acalmar a dôr das queimaduras.

Assim como ha matérias córantes, ha outras que são descóranes. Usam-se para o branqueamento o ácido sulfurico, a agua oxigenada e os hipochloritos.

O ácido sulfuroso descóra a lã; os hipochloritos, os algodões; a agua oxigenada, a seda, os cabelos e em geral os productos orgânicos, pergaminhos, tripas, etc.

Para experimentar os efeitos da agua oxigenada podemos aplical-a a uma madeixa de cabelos, mas previamente cortados, pois que aquelle producto queima e deteriora a pele.

## § 33.

**Venenos e medicamentos**

Os animaes escolhem instinctivamente os alimentos e sabem procurar a herva que os cura quando doentes. Os homens, nos quaes certos sentidos se teem prejudicado e mesmo inutilisado devido a uma civilisação excessiva, devem aprender a conhecer o que lhes é favorável ou nocivo.

Deu-se o nome de veneno a toda a substância que absorvida provoca perturbações no organismo e causa muitas vezes a morte. Todos os venenos teem uma acção dupla. A primeira, aguda e rapida, é seguida de cura total ou de cessação da vida; a segunda lenta, progressiva e crónica, é geralmente incurável. Tomados em certas condições e em determinada dose, os venenos tornam-se medicamentos enérgicos.

Na maior parte das vezes, os corpos nocivos ao organismo não existem na nossa economia ou encontram-se em pequeníssimas quantidades, emquanto as mais favoráveis abundam nella.

Assim o chloreto de sódio espalhado com prodigalidade no sangue e nos tecidos, não é perigoso do mesmo modo que os outros saes de sódio; d'estes, o sulfato de sódia e mais alguns produzem apenas efeitos purgativos. Pelo contrario, os saes de potassa, bastante raros, são já tóxicos.

Os corpos insolúveis que o nosso organismo não póde assimilar tornam-se por este facto muito anodinos. Assim o chumbo, cujos efeitos terríveis mais adiante veremos, dá um sal, o sulfato de chumbo, pouco tóxico porque é insolúvel.

Convem notar que certos corpos simples, muito nocivos, dão compostos benéficos que se acham algumas vezes no organismo, emquanto que outros essenciaes á vida, formam venenos violentos.

O oxigénio, principio da vida, aliado ao carbono dá um

corpo o óxido de carbono, gaz muito deletério cuja presença no ar respirável ocasiona a morte.

Dito isto relanceemos um olhar sobre o conjunto dos corpos que teem propriedades nocivas.

O fósforo no estado livre é um veneno muito violento, atacando os ossos e produzindo algumas vezes uma terrível enfermidade, a necrose. Os compostos d'este corpo são completamente anodinos e os seus saes são até reconfortantes.

O arsénico é muito tóxico e tomado numa forte dose pode causar a morte. As tintas verdes que teem por base o arsénico e o cobre, são extremamente nocivas. Nas habitações onde ha tapeçarias d'esta côr, desenvolve-se sob a irfluência da humidade, hidrogénio arsenioso que provoca lentas anemias nos individuos. É muito fácil reconhecer a presença do arsénico nos papeis e tapeçarias verdes; basta queimar um bocado e cheirar o fumo d'esta combustão em que um forte cheiro aliáceo denuncia a presença do arsénico. Já o contacto d'este corpo sobre a péle é perigoso. Um individuo começou um dia a sofrer de uma erupção cutânea na fronte, sem saber explicar-lhe a origem, reconhecendo-se afinal que a doença provinha da orla interior do chapéu ser pintada de verde.

O próprio chumbo é muito funesto; a sua ingestão no corpo desagrega o organismo e produz uma afecção terrível, o saturnismo, que determina o ataque das gengives e uma constipação pertinaz seguida de cólicas muito dolorosas. As canalisações da agua e as caixas de conserva teem provocado envenenamentos, devido á presença do chumbo que faz tambem sentir efeitos perniciosos nas indústrias insalubres taes como a pintura a alvaiade, o corte dos cristaes, etc.

O mercúrio é talvez um dos venenos mais violentos; a sua intoxicação que tem o nome de hidragirismo, ocasiona um tremor nervoso chamado mercurial, salivação abundante, cachexia e a morte. Emprega-se na indústriã das côres, na tinturaria, na douradura e prateadura dos espelhos.

São poucas todas as recomendações que se façam aos

pequenos para que não lévem os brinquedos á boca. Alguns d'esses brinquedos são pintados com tinta verde (arsénico), vermelha (vermelhão mercurial), alvaiade (composto de chumbo) e podem causar afecções de carácter grave.

Os saes d'ouro, de prata, de zinco, de barita e d'alumina são egualmente nefastos. Convem justificar aqui o cobre que se acusa erradamente de tóxico, porque se confunde muitas vezes com os saes de cobre com base d'arsénico. As caçarolas de cobre, incriminadas de envenenamento, não dévem as suas más qualidades ao cobre, mas sim á estanhagem mal feita que se efectua não comõ deviã ser, unicamente com estanho, mas com este último e uma grande quantidade de chumbo.

A nocividade das plantas venenosas é devida a certos corpos definidos que ellas contéem, e que os químicos reconhecem.

A digital purpúrea dá a digitalina, veneno muito violento. O acónito é muito venenoso. A noz vómica contem a stichnina, corpo eminentemente tóxico que causa morte immediata. A cicuta, cujas folhas e flôres se assemelham ás da cenoura e da salsa, era na antiguidade o meio preconizado para enviar *ad patres* os condenados. Sabe-se que Sócrates foi uma das suas vítimas. O loureiro-cereja encerra muito ácido cyanhídrico, tóxico enérgico que se encontra tambem em muitas sementes vegetaes e nos caroços d'alguns frutos. Os cogumelos venenosos causam a morte em virtude da muscarina que contéem, a qual faz parar as palpitações do coração. O centeio, como numerosos vegetaes, está sujeito a uma doença produzida por um cogumelo denominado o esporão do centeio que afecta os seus grãos e os torna prejudiciaes ao organismo e quasi mortíferos.

O tabaco contem a nicotina que pouco a pouco intoxica o fumador; as papoulas contéem o ópio, narcótico poderoso de que se extrae a morfina, que para alguns infelizes constitue um verdadeiro veneno que os leva ao aniquilamento total da personalidade.

O mais pernicioso de todos os venenos, o mais terrível nos seus resultados, o que mais vítimas produz, é o alcool,

que mina e ataca obscuramente o organismo parecendo dar-lhe força e vida. O alcool é uma das causas principaes da degradação humana, tanto física como moral, de miséria e de vergonha. É pouco tudo quanto se diga sobre os seus efeitos perniciosos.

O infeliz alcoólico destroe a sua vida pela intoxicação lenta e quotidiana. Sem falar da embriaguez vorgonhosa e ignóbil, o alcoólico perde as suas faculdades intellectuaes, gagueja, torna-se áfono; o estómago retrae-se queimado pelo mesmo veneno; o figado parece calcinado, e se bebe absinto, depois dos sonhos alcoólicos desordenados vem a loucura com o que ella tem de mais horrível e extravagante, o *delirium tremens* que lhe torce os braços, lhe convulciona o rosto, lhe esfacela tudo o que ainda tem d'humano e o arrasta por fim ao crime. Indigno de crear uma família á qual transmite a doença e a miséria, o alcoólico é inútil á sociedade e não merece o nome d'homem.

Depois d'esta lista dos productos venenosos das plantas, resta-nos dizer que é imprudente deixal-os de noite num quarto fechado, pois que as suas emanações intoxicam e causam doenças. Nctemos de passagem que assim como ha plantas venenosas tambem ha animaes venenosos como as serpentes, os escorpões, etc.

Depois d'uma lista tão negra lancemos um olhar para as substâncias sãs, para os bons medicamentos. Devem certamente ter uma aparência mais sedutora. Mas, ó horror, o aspecto é o mesmo! Eis o arsénico que é em medicina um tónico, o chloreto de mercúrio ou sublimado corrosivo, que é um poderoso antiséptico, o calomelanos, sal de mercúrio insolúvel, que é purgativo; eis a strichnina que faz recuperar a energia dos músculos, dos intestinos e do estómago, que combate as constipações sob a forma de noz vómica; eis enfim o alcool que é um estimulante activo. Ha tambem corpos novos por exemplo os saes de ferro, os fosfatos fortificantes, a quina, febrífugo enérgico, o salicilato de soda extraído d'uma planta sob a fórma d'ácido salicílico (que alivia os reumáticos perfumando-os d'um cheiro excreável). Merecem tambem referência a aspirina, a antipi-



rina, tão eficazes contra as enxaquecas, mas que tomadas em demasia causam perturbações; o barége, o enxofre, reconfortantes e depurativos, as águas sulfurosas, ferruginosas, arsenicaes contra diferentes afecções, etc.

A rocha Tarpeia está perto do Capitólio, diremos nós, e da vida á morte não vae mais que um passo. Entre todos estes corpos nocivos que acabamos de enunciar, a intelligência do homem soube achar o útil e extrair da fonte do mal o que para elle constitue um alívio e um bem.

---



## Conclusão

---

O estudo da Química, que só entrou num período científico aberto d'ha 150 anos para cá, tem penetrado lentamente na constituição da matéria e em certas leis que a régem. Neste livro seguimos mesmo a sua evolução progressiva. Vimos que os corpos que nos cercam eram um conjunto de substâncias definidas, compostas ellas tambem d'elementos pouco numerosos, os corpos simples. Chegou-se ao fim do problema? Infelizmente, não. Durante muito tempo ainda o pensamento dos químicos será absorvido pelo tentador enigma da organização da matéria. Se elles sábem em parte qual é a configuração da molécula, muitas questões lhes resta ainda desvendar. Porque lei, porque afinidade se reúnem os átomos para constituir a molécula? Qual é a força invisível que os obriga a juntar-se e a combinar-se? Qual a razão por que os corpos apresentam tantas propriedades variadas e profundas, conforme o agrupamento diferente d'átomos muitas vezes semelhantes?

Eis outros tantos mistérios discordantes, bem longe de aclaração!

Conhécem-se, não ha dúvida, muitas soluções parciaes. O químico que se ocupa de produtos farmacêuticos conhece um grande número de fórmulas geraes que lhe permitem prever quaes são as moléculas que podem representar o máximo d'interesse. O fabricante de matérias córantes co-

nhece também numerosas fórmulas moleculares de substâncias próprias para colorir, e está habilitado a dizer imediatamente segundo certas qualidades dos corpos que se representem, os que tem probabilidade d'interessar a sua indústria.

O perfumista pode igualmente juntar moléculas de cuja união resulta um perfume. Numa palavra, todos acrobatizam com átomos e moléculas, arrancando-lhes as suas propriedades ou substituindo-as, sem saber de que são feitos os átomos nem porque uma íntima transformação na sua essência provocada por uma causa difficilmente apreciável, produz uma revolução capital nas propriedades dos corpos que elles formam.

A Química é, entre todas as outras, uma arte cativante que tem o mérito de resultar do trabalho perseverante e da observação constante. Não é químico aquelle que faz d'ella um officio e segue sem esforço o caminho traçado pelos outros; é químico intuitivo quem adivinha, quem concebe claramente que tal corpo produzirá uma determinada reacção porque em tal caso obrou de tal maneira e que este outro produzirá a mesma reacção porque num caso semelhante um corpo que tem alguma analogia com elle, dá origem a essa reacção.

O pior é que apesar de todo o trabalho e de toda a investigação, não adivinharemos nunca o mistério, não penetremos nunca no infinito, — porque este então deixaria de o ser. Quanto mais se progride no estudo da matéria tanto mais se descóbrem horizontes novos.

O químico afigura-se-me ser um viajante que trepa por uma montanha ilimitada e que crê ver as árvores e as paisagens que marcam o fim da sua jornada nas nuvens que fecham a sua perspectiva, mas para lá das quaes nada existe na realidade. E mal chegou perto d'ellas e franqueou o nevoeiro, logo no horizonte outras árvores se erguem e outras paisagens, sempre envolvidas na bruma illusória. Vem-lhe então um desejo louco d'ir mais longe, de chegar onde só elle exista contemplando os esplendôres que vae deixando para trás. Mas, no fundo, esta temerária e

orgulhosa ascensão permite-lhe ver tantas maravilhas que elle fica cativado d'ellas, e põe-se a sonhar o que poderá existir para lá de tudo isso e a sua intuição não o engana.

Esta perspectiva de não chegar nunca ao conhecimento total não deve desanimar o homem; a sua vida deve ser de trabalho e de investigação. Por muito infeliz e mal sucedida que esta última seja, assegura o seu progresso e bem-estar, dá-lhe a possibilidade de conceber um dia racionalmente, sem nebulosidades metafísicas, o problema da vida; ella permite-lhe tambem caminhar para o belo e aproximar-se da verdade, dando-lhe a alegria de existir e de pensar. O homem pode com razão considerar se como a consciência da natureza. Muitas vezes, se não pode ultrapassar o nevoeiro de que falei ha pouco, tem como que bruscos relâmpagos que lhe iluminam o espirito e tornam um instante transparentes as trevas, e adivinha. Não nos anuncia já lord Ramsay, que atinge o problema da transmutação dos corpos não como os nossos químicos, mas por meio d'um extraordinário poder?

A indústria química em França, confessemos-lo lealmente, está muito atrasada comparada com a dos outros países. Neste período de luta não convinha dar-lhe um impulso vigoroso que a collocasse no mesmo nível? Este impulso só pode partir da educação, que é a mais simples e poderosa alavanca. Não é a eloquência d'um grande mestre ou cousa semelhante que revoluciona uma nação; é o trabalho humilde e perseverante dos educadores movidos por um mesmo espirito, que só elle póde desagregar a rotina e crear uma geração nova.

Uma nação pode transformar-se em quatorze anos se se modelam os cérebros das creanças em harmonia com o fim que se pretende atingir.

Terminarei convidando os pequenos químicos principiantes a trabalhar muito e a investigar sempre. Poucas sciências são tão belas e dão tanta satisfação como a Química que, além do mérito de facilitar uma situação liberal e d'auxiliar poderosamente, o progresso e o bem-estar, tem ainda um in-

teresse não sómente prático mas filosófico, e pela sua conexão com todas as sciências, permite entrar nos domínios da física, das matemáticas, da biologia, etc.

Serei bastante feliz se tiver despertado no aluno o gosto para aprofundar esta sciência e completar mais tarde o seu estudo, — embora do que aqui exponho elle nada ficasse sabendo.



# Indice

---

	Pag.
Prefácio do auctor.....	5
Recomendações geraes.....	11

## PRIMEIRA PARTE

### Noções geraes de Química-Física

1. O nosso laboratório.....	18
2. Os corpos definidos.....	18
3. O estado gazoso.....	21
4. As mudanças d'estado.....	25
5. Variedades alotrópicas.....	29
6. As soluções.....	31

## SEGUNDA PARTE

### Química Geral

7. Reacções de combinação.....	35
8. Reacções de decomposição.....	39
9. Reacções de substituição e de dupla decomposição.....	44
10. Corpos simples e corpos compostos.....	46
11. Lei das combinações. Estructura da matéria.....	49
12. A agua.....	55
13. O hidrogénio.....	60
14. O oxigénio.....	64
15. O ar, o azote.....	68

	Pag.
16. Oxidos e bases.....	72
17. Os ácidos.....	75
18. Os saes.....	76
19. O carbono, a combustão.....	78
20. O chloro.....	84
21. O enxofre.....	89
22. O sódio.....	93
23. As famílias naturaes.....	97

## TERCEIRA PARTE

**Química aplicada**

24. Metaes. Ligas.....	101
25. Douradura. Prateadura. Galvanoplastia.....	105
26. A sílica e o vidro.....	108
27. A alumina e a porcelana.....	111
28. O alcool, o vinho, a cerveja.....	114
29. A madeira, o amido e o assúcar.....	117
30. O sabão, os corpos gordos.....	121
31. A perfumaria.....	123
32. As côres.....	126
33 Venenos e medicamentos.....	129
Conclusão.....	135



BIBLIOTECA UNIVERSITARIA  
FACULDADE DE CIENCIAS  
COIMBRA









RÓ  
MU  
LO

CENTRO CIÊNCIAS  
UNIVERSIDADE COIMBRA



\*1329759656\*

