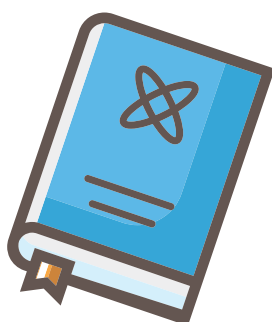


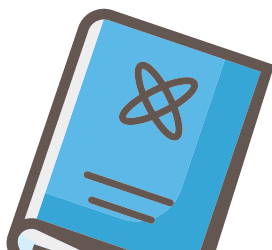
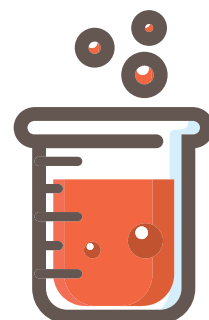
KIT DE QUÍMICA



251 EXPERIÊNCIAS
+8 ANOS DE IDADE

abc
escolar

MANUAL DE APOIO
COM 104 PÁGINAS



Itens adicionais necessários

A maioria destes itens já se encontram em casa ou são de fácil aquisição. Recomendamos que leia atentamente cada experiência antes de começar, para ter a certeza que possui todo o material necessário à sua realização.

- | | |
|---------------------------------------|----------------------------------|
| -Vinagre | -Antiácido (2 pastilhas) |
| -Pincel fino ou caneta de aparo | -Xarope de fruta |
| -Filtros de café ou papel mata-borrão | -“tea light candle” |
| -Papel | -Cartão |
| -Sumo de limão | -Chapa metálica (pequeno pedaço) |
| -Cebola | -Boião de vidro (grande) |
| -Cola | -Levedura em pó |
| -Clips | -Detergente da loiça (em pó) |
| -Tinta preta (Tinta da China, p.e.) | -Concha (caracol, p.e.) |
| -Canetas de feltro | -Casca de ovo |
| -Vela (com 3 ou 4 cm) | -Óleo de cozinha |
| -Moeda | -Cera de vela (para derreter) |
| -Aguilha | -Fio de cobre |
| -Lamina de barbear | -Prego |
| -Caixa de fósforos | -Uma pedra |
| -Garrafa de água | -Açúcar |
| -Sal de mesa | -Leite condensado |
| -Tampa de frasco metálica | -Tabeletes de glucose |
| -Pilha de 9 Volt | -Mel |
| -Areia | -Ovos |
| -Café moido | -Carne crua |
| -Café instantâneo em pó | -Leite magro |
| -Terra | -Lenço |
| -Maçã | -Barra de sabão (aparas) |
| -Água gaseificada | -Água desmineralizada |
| -Fermento | |

Porque estão os produtos químicos contidos em recipientes de compartimento duplo

Os kits recipientes de produtos químicos da **CEÓ Escolar** possuem um compartimento maior para os químicos que são necessários em maior quantidade e um compartimento pequeno para os quais apenas são necessárias pequenas quantidades. As quantidades de reagente colocadas em cada compartimento são determinadas em função da necessidade e de acordo com as regras de segurança referentes a kits de química. O tamanho uniforme dos recipientes deve-se às dimensões dos rótulos, que contêm a informação especificada por lei.

Como proceder ao tratamento e eliminação dos resíduos?

Apesar de a maioria dos reagentes contidos neste kit não representarem um risco para o lixo doméstico ou para a rede hidrográfica, deve adquirir o hábito de proceder à remoção de resíduos químicos de uma forma amiga do ambiente. Os procedimentos para uma correcta eliminação de resíduos são fornecidos no capítulo 26 (pág. 92).

Produtos químicos adicionais

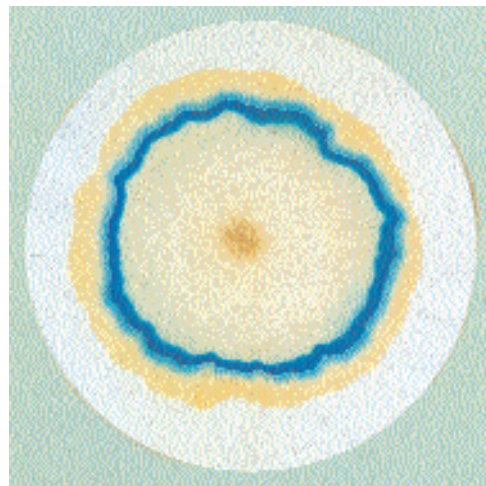
A solução de Peróxido de Hidrogénio (Água oxigenada - necessária apenas para a Parte II) tem um período de vida limitado, não podendo portanto ser fornecida com o kit. Rotule um dos recipientes de plástico e encha-o com uma solução de peróxido de hidrogénio a 3%, que pode ser obtida numa farmácia. Se apenas se encontrar disponível uma solução mais concentrada (30%, p.e.) será necessário proceder, por parte de um adulto, à sua diluição até à concentração desejada (neste caso 10 ml da solução a 30% deverão ser diluídos com 90 ml de água).

Também é necessário o uso de álcool desnaturado. Pode adquirir o álcool em qualquer supermercado ou farmácia. Recomendamos uma solução de álcool etílico a 70% ou a 95%.

Conteúdos

Antes de começar – informações para um químico precavido

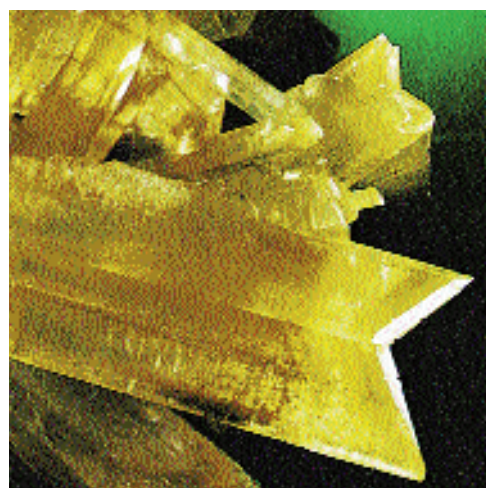
Uma palavra aos pais: O que deve saber acerca de kits de experimentação química e do seu uso	4
Regras básicas para experiências em segurança: Informações importantes para jovens químicos e seus pais.....	5
Avisos de segurança para experiências com pilhas.....	6
Informação acerca de materiais perigosos: Como estão rotulados e o seu manuseamento	7
Primeiros socorros e conselhos em caso de acidentes.....	na contracapa
Contacto do Centro de Informação Antivenenos.....	na contracapa



Parte I

Experiências 1 – 75

Conteúdos: Tabuleiro I	10
1. Apresentando o Professor Sabichão	11
2. O teu local de trabalho	11
3. Ferramentas do ofício	12
4. Um indicador azul muito útil	14
5. Azul da Prússia e Sumo de Cebola - Tintas Invisíveis	17
6. O Jogo de cores da Amónia líquida	19
7. Cores Rivais	22
8. Ar e Água	26
9. Cores Resplandecentes	31
10. A Electricidade e a Química	35

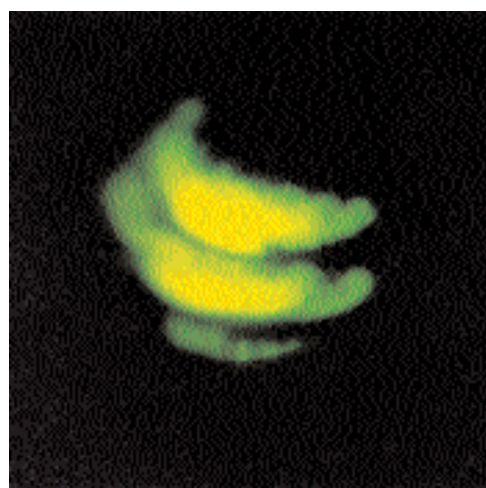


Parte II

Experiências 76 – 251

Conteúdos: Tabuleiro II	40
11. A química está em toda a parte	41
12. Novo equipamento para a parte 2	41
13. Separação de materiais	43
14. Ácidos e Bases	47
15. Dióxido de Carbono – Um velho conhecido	51
16. Materiais Combustíveis e seus Subprodutos	56
17. A Água e os seus elementos	60
18. O regresso da solução de amónia	63
19. Ácido clorídrico caseiro	66
20. A Cal e o Gesso	69
21. Cobre – Um metal semiprecioso	72
22. O Ferro – Um metal muito útil	76
23. Uma breve passagem pela química dos alimentos	79
24. A Água, o Óleo e o Sabão	84
25. No trilho dos pirlampos	89

Apêndices	
26. Como proceder ao tratamento e eliminação dos resíduos?	92
27. Elementos químicos importantes	94
28. Sabias que? – Respostas às questões	95



Uma palavra aos pais!

O que deve saber acerca de kits de experimentação química e do seu uso

O kit Química da **OE** Escolar proporciona ao seu filho a oportunidade de aprender acerca de uma ciência fascinante. Na interacção entre a experimentação e a explicação o seu filho irá adquirir as bases sobre as quais ele poderá progredir através das disciplinas de química na escola.

A primeira parte deste kit (Parte I), proporciona a crianças de idade igual ou superior a 10 anos uma divertida introdução aos fundamentos da química, sem as sobrecarregar com uma complexidade desnecessária. A segunda parte (Parte II), apresenta às crianças de idade igual ou superior a 11 anos um conjunto totalmente novo de experiências, elementos químicos e fenómenos. Ao construir agora uma base sólida de conceitos básicos de Química, o seu filho poderá no futuro explorar a ciência de uma forma mais aprofundada e com menos dificuldades.

É natural questionar a segurança de um kit de química. O uso incorrecto de produtos químicos pode causar feridas e outros problemas de saúde. Este kit foi desenhado na Alemanha e como tal este equipamento segue os rigorosos critérios das Normas Europeias de Segurança EN 71-4, que especificam os requerimentos de segurança para brinquedos de química. Estas normas impõem requisitos aos fabricantes, tal como a proibição da inclusão de químicos particularmente perigosos e também incluem provisões para que os pais possam estar junto dos seus filhos, dando-lhes apoio e conselhos no seu novo passatempo. Como tal dirigimos a si esta informação.

Pedimos-lhe que leia atentamente este manual, prestando especial atenção às regras básicas de segurança (pág. 5 e 6), às informações sobre os reagentes perigosos (págs. 7 e 8) e à prestação de primeiros socorros em caso de acidente (na contracapa). Preste igualmente atenção às informações de segurança impressas a vermelho juntamente com a descrição das experiências. Use-as para o ajudar a escolher as experiências que considere mais apropriadas para o seu filho.

Discuta esta informação com o seu filho. Quando falarem sobre materiais perigosos explique a forma correcta de os manusear, guardar e eliminar. Explique igualmente o correcto manuseamento do álcool etílico e da lamparina a álcool (pág. 41). Encontrará dicas para organizar a bancada de trabalho na pág. 11. O capítulo 26 (pág. 92) fornece informação sobre o correcto tratamento dos resíduos.

Diga ao seu filho para ler e seguir à risca todas as instruções, para ter sempre o manual à mão e disponível para consulta e para realizar apenas as experiências descritas neste.

Deve estar sempre ao pé do seu filho enquanto este realiza as experiências deste kit. Não só garante uma experimentação segura, como o pode ajudar a compreender os conceitos mais complexos. Fora isso, passar algum tempo com o seu filho, aprendendo e divertindo-se em conjunto, será uma grande recompensa para ambos.

Informe mas não assuste o seu filho. Não só é o medo despropositado, como também cria insegurança ao invés de garantir segurança.

Desejamos-lhe a si e ao seu pequeno químico sucesso nas experiências e muita diversão.

Regras básicas para experiências em segurança

Informações importantes para jovens químicos e seus pais

Todas as experiências deste manual podem ser realizadas sem risco se leres toda a informação e seguires cuidadosamente as instruções. Deves memorizar estas regras básicas, que são instintivas para qualquer químico:

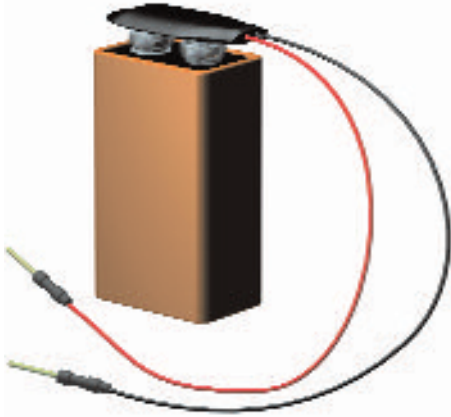
Conselhos para a realização de Experiências de Química

1. Ler por completo as instruções antes de começar a experiência, segui-las à letra e mantê-las à mão para consulta. Prestar particular atenção às quantidades indicadas e à sequência dos procedimentos. Realizar apenas as experiências contidas neste manual.
2. Manter crianças pequenas, animais e todas as pessoas que não tenham óculos de protecção longe do local de trabalho.
3. Usar sempre os óculos de protecção. Se usar óculos graduados, deve adquirir óculos de protecção especiais. Usar sempre bata ou roupa protectora equivalente enquanto estiver a trabalhar.
4. Ao aquecer ou agitar o conteúdo de um tubo de ensaio, segurar sempre o tubo com uma ligeira inclinação e com o bucal apontado para longe do experimentador e restantes pessoas.
5. Manter o kit e o material adicional fora do alcance das crianças.
6. Limpar todos os recipientes depois de usados. Fechar cuidadosamente todos os recipientes com os reagentes depois de os usar e guardá-los nos respectivos lugares no kit.
7. Lavar sempre as mãos após terminar as experiências. Se algum reagente entrar em contacto com a pele deve lavar de imediato a zona afectada.
8. Não usar instrumentos ou reagentes que não façam parte deste kit, com a excepção dos materiais adicionais necessários à realização das experiências.
9. Não comer, beber ou fumar nas imediações do local de trabalho. Não usar quaisquer utensílios de cozinha na realização das experiências, a não ser que explicitamente indicado.
10. Aquando da realização de experiências envolvendo produtos alimentares (açúcar, sal, farinha ou vinagre, p.e.) verter a quantidade necessária para um dos copos de medição (não usar a colher de medição). Não colocar os produtos alimentares utilizados de volta aos seus recipientes originais. Proceder de imediato à sua eliminação (no caixote do lixo ou no lavatório).
11. Não colocar nenhum reagente em contacto com os olhos ou a boca.
12. Ao realizar experiências com chamas, verificar se não existem objectos ou líquidos inflamáveis na proximidade. Apagar todas as chamas ao sair da bancada de trabalho, mesmo que por breves momentos.
13. Manter um balde ou caixa com areia próximo da bancada de trabalho para caso de incêndio. Na impossibilidade de extinguir o incêndio no momento da deflagração, chamar de imediato os bombeiros (chamando o 112).
14. Presta igualmente atenção aos avisos impressos em fundo cor-de-rosa e com rebordo a vermelho. Eles informam-te acerca de possíveis riscos e perigos e de como os evitar. Se estes avisos se referirem a materiais perigosos, encontrarás também um símbolo de perigo a cor de laranja que te remete para as informações sobre materiais perigosos contidas nas páginas 6 e 7.



Hidróxido de cálcio é corrosivo.
Consultar a informação na página 6!

Avisos de segurança para experiências com pilhas



Para as experiências de electroquímica vai precisar de uma pilha de 9 Volt, que não pode ser incluída no kit devido ao seu tempo de prateleira limitado.

1. Nunca usar mais do que uma pilha ao mesmo tempo nem pilhas de outros tipos.
2. Não misturar pilhas novas com antigas.
3. Não misturar pilhas alcalinas com pilhas recarregáveis (níquel-cádmio).
4. Não usar pilhas recarregáveis.
5. Nunca recarregar pilhas não-recarregáveis.
6. Não deitar as pilhas fora juntamente com o lixo doméstico. Colocar as pilhas no pilhão.
7. Ter atenção à polaridade das pilhas e seguir as instruções de utilização.
8. Evitar curto-circuito na bateria: não ligar os pólos da bateria um ao outro ou a fios ligados aos pólos de outra pilha, a não ser que explicitamente indicado. Um curto-circuito pode causar o aquecimento dos fios ou a explosão da pilha.
9. Certificar-se que a pilha nunca entra em contacto com moedas, porta-chaves ou outros objectos metálicos, excepto quando explicitamente indicado.
10. Nunca deitar as pilhas para o fogo nem as guardar na proximidade de fontes de calor.
11. Não tentar dobrar ou abrir uma pilha.
12. Não realizar experiências usando a corrente eléctrica de casa. Não inserir fios ou objectos metálicos nas tomadas. A voltagem doméstica (220 V) pode ser letal.
13. Não usar outras fontes de voltagem para além das indicadas.
14. Após terminar as experiências, desligar por completo a pilha do restante equipamento e guarda-la num local à parte.

Informação acerca dos óculos de protecção industriais

O teu kit vem com um par de óculos de protecção que servem para proteger os teus olhos de quaisquer salpicos acidentais durante as tuas experiências. Deves usar sempre estes óculos enquanto estás a preparar e a realizar as experiências e também durante a limpeza da bancada após as experiências.

Os óculos de protecção foram testados e certificados de forma a garantir o manuseamento em segurança dos reagentes contidos neste kit. No caso de as lentes se sujarem, limpa-as com água e um pano de algodão. Se as lentes ficarem danificadas ou riscadas substitui os teus óculos por um novo par.







Informação sobre materiais perigosos

Como os identificar e lidar com eles de forma adequada

Em experiências químicas é impossível evitar o uso de certos materiais que podem ser perigosos se manuseados incorrectamente. Abaixo encontrará uma lista dos reagentes incluídos nos kits Química da OEO Escolar, bem como de outros químicos adicionais referenciados neste manual e que estão classificados como materiais perigosos.

Para cada substância a lista mostra o símbolo oficial de perigo, que também se encontra no rótulo do recipiente que contém o químico, bem como informação acerca dos potenciais riscos e conselhos sobre o seu correcto manuseamento.

R significa “Risco” e **S** significa “Segurança”. Os números referem-se aos códigos padronizados de risco e segurança.

Nocivo		Xn	Irritante		Xi
Corrosivo		C	Inflamável		F
Oxidante ou Comburente		O	Prejudicial ao Ambiente		N

Nocivo		Xn
--------	---	----


Irritante		Xi
-----------	---	----

Corrosivo		C
-----------	--	---

Nocivo		Xn	Prejudicial ao ambiente		N
--------	---	----	-------------------------	---	---

Inflamável		F
------------	---	---

Inflamável		F	Nocivo		Xn
------------	---	---	--------	---	----

Inflamável		F
------------	---	---

Nocivo		Xn
--------	---	----

Cloreto de amónio, Xn – R22: Nocivo por ingestão. **R36:** Irritante para os olhos. **S22:** Não respirar as poeiras.

Sulfato de ferro (III) e amónio, Xi – R36: Irritante para os olhos. **R37:** Irritante para as vias respiratórias. **R38:** Irritante para a pele.

Hidróxido de cálcio, C – R34: Provoca queimaduras. **S22:** Não respirar as poeiras. **S26:** Em caso de contacto com os olhos, lavar imediata e abundantemente com água e consultar um especialista. **S36/37/39:** Usar vestuário de protecção, luvas e equipamento protector para os olhos/face adequados. **S45:** Em caso de acidente ou de indisposição, consultar imediatamente o médico (se possível mostrar-lhe o rótulo).

Sulfato de cobre, Xn, N – R22: Nocivo por ingestão. **R36/38** Irritante para os olhos e pele. **R50/53:** Muito tóxico para os organismos aquáticos, podendo causar efeitos nefastos a longo prazo no ambiente aquático. **S22:** Não respirar as poeiras. **S60:** Este produto e o seu recipiente devem ser eliminados como resíduos perigosos. **S61:** Evitar a libertação para o ambiente. Obter instruções específicas/fichas de segurança.

Álcool etílico (Etanol), F – R11: Facilmente inflamável. **S7:** Manter o recipiente bem fechado. **S16:** Manter afastado de qualquer chama ou fonte de ignição – Não fumar.

Hexametenotetramina, F, Xn – R11: Facilmente inflamável. **R42/43:** Pode causar sensibilização por inalação e em contacto com a pele. **S16:** Manter afastado de qualquer chama ou fonte de ignição – Não fumar. **S22:** Não respirar as poeiras. **S24:** Evitar o contacto com a pele. **S37:** Usar luvas adequadas.

Magnésio (tiras de magnésio), F – R11: Facilmente inflamável. **S23:** Não respirar os fumos da combustão.




Amónia de pasteleiro (Carbonato de amónio/Bicarbonato de amónio), Xn. – R22: Nocivo por ingestão. **R36/37/38:** Irritante para os olhos, vias respiratórias e pele. **S23:** Não respirar os gases. **S26:** Em caso de contacto com os olhos, lavar imediata e abundantemente com água e consultar um especialista.

Sulfato de Cálcio – S22: Não respirar as poeiras. **S24/25:** Evitar o contacto com a pele e os olhos.

Hexacianoferrato (II) de potássio, Xi, N – R32: Em contacto com ácidos liberta gases muito tóxicos. **R52:** Nocivo para os organismos aquáticos. **R53:** Pode causar efeitos nefastos a longo prazo no ambiente aquático. **S50:** Não misturar com bases fortes. **S61:** Evitar a libertação para o ambiente. Obter instruções específicas/fichas de segurança.

	Xi 	N 
Irritante		Prejudicial ao ambiente

Permanganato de potássio, O, Xn, N – R8: Favorece a inflamação de matérias combustíveis. **R22:** Nocivo por ingestão. **R50/53:** Muito tóxico para os organismos aquáticos, podendo causar efeitos nefastos a longo prazo no ambiente aquático. **S60:** Este produto e o seu recipiente devem ser eliminados como resíduos perigosos. **S61:** Evitar a libertação para o ambiente. Obter instruções específicas/fichas de segurança (Ver A7 e A8, pág. 92).

	O 	N 
Oxidante ou Comburente		Prejudicial ao ambiente
		Xn 
		Nocivo

Carbonato de sódio, Xi. – R36: Irritante para os olhos. **S22:** Não respirar as poeiras. **S26:** Em caso de contacto com os olhos, lavar imediata e abundantemente com água e consultar um especialista.

	Xi 
Irritante	

Hidrogenosulfato de sódio (Bissulfato de sódio), C – R34: Provoca queimaduras. **R37:** Irritante para as vias respiratórias. **S26:** Em caso de contacto com os olhos, lavar imediata e abundantemente com água e consultar um especialista. **S36/37/39:** Usar vestuário de protecção, luvas e equipamento protector para os olhos/face adequados. **S45:** Em caso de acidente ou de indisposição, consultar imediatamente o médico (se possível mostrar-lhe o rótulo).

	C 
Corrosivo	

Ácido tartárico, Xi – R36/38: Irritante para os olhos e pele. **S24/25:** Evitar o contacto com a pele e os olhos.

	Xi 
Irritante	

Preparação de luminol, Xi. – R36/37/38: Irritante para os olhos, vias respiratórias e pele.

S24: Evitar o contacto com a pele. **S26:** Em caso de contacto com os olhos, lavar imediata e abundantemente com água e consultar um especialista. **S36/37:** Usar vestuário de protecção e luvas adequadas.

	Xi 
Irritante	

Atenção! As recomendações de segurança **S1/2** aplicam-se a todos os reagentes: Guardar fechado à chave e fora do alcance das crianças. Isto aplica-se acima de tudo a crianças pequenas, mas também a crianças mais velhas (com a excepção do experimntador) que não tenham recebido as devidas instruções e recomendações de segurança por parte dos seus progenitores.

A recomendação **S46** também se aplica a todos os reagentes: Em caso de ingestão, consultar imediatamente o médico e mostrar-lhe a embalagem ou o rótulo.


As seguintes medidas aplicam-se a todas as experiências:

S36: Usar vestuário de protecção adequado.

S37: Usar luvas adequadas.

S39: Usar um equipamento protector para os olhos/face.

Produtos químicos classificados como “Tóxico” são venenosos e não fazem parte deste kit nem são necessários para nenhuma das experiências. No entanto, vestígios de certos gases venenosos são produzidos em algumas experiências (cloro, cloreto de hidrogénio, dióxido de enxofre, p.e.). Nestes casos serão fornecidas indicações específicas no protocolo experimental (realizar a experiência ao ar livre, p.e.).

	T 
Tóxico	

Parte 1

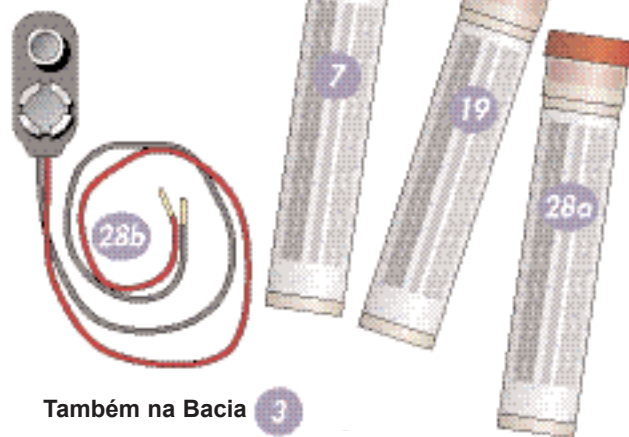
QUÍMICA

Experiências 1-75

Kit de experiências químicas



Nº	Descrição	Item Nº
1	Colher de medição	035017
2	Barra de carbono	026217
3	Bacia	070167
4	Abre-tampas	070177
5	Quatro arames de ligação	000343
6	Fio de cobre	000063
7	Tira de magnésio	771761
8	Óculos de protecção	052347
9	Escovilhão	000036
10	Quatro tubos de ensaio	062118
11	Suporte para tubos de ensaio	070187
12	Lâmpada (6V, 50 mA).....	009028
13	Duas pipetas de Pasteur	232134
14	Rolha de borracha sem perfuração	071078
15	Rolha de cortiça perfurada	071118
16	Tubo de vidro com ponta	065308
17	Tubo de vidro em L	065378
18	Frasco conta-gotas para solução de tornesol..	704062
19	Hexametilenotetramina	032952
20	Hidrogenossulfato de sódio.....	033402
21	Carbonato de sódio	033412
22	Hexacianoferrato (II) de potássio	033422
23	Hidróxido de cálcio	033432
24	Sulfato de ferro (III) e amónio	033442
25	Cloreto de amónio	033452
26	Sulfato de cobre (II)	033462
27	Frasco com tampa de enroscar	061127
28	Dois copos de medição com tampa	087907
28a	Pó de tornesol	771500
28b	Terminal para pilha de 9V.....	042106



Também na Bacia 3

28c Não representado: Folha de papel de filtro ... 080062
Ver a página 40 para os Conteúdos do Tabuleiro II

Materiais Adicionais

Lê atentamente o protocolo experimental antes de cada experiência de forma a saberes que materiais adicionais poderão ser necessários. A maioria dos materiais adicionais encontra-se facilmente em casa, mas poderá ser necessário pedires a um adulto para comprar algo numa superfície comercial ou farmácia.

Cuidado!

Partes deste kit possuem pontas ou arestas afiadas. Não se magoe!

1. Apresentando o Professor Sabichão

Olá! Estás interessado na Química? Acho que isso é ótimo. Hoje em dia existem demasiadas pessoas que julgam a química como sendo algo aborrecido ou ofensivo, e demasiado poucas pessoas que sabem realmente algo acerca de química.

Ups! Esqueci-me de me apresentar. Eu sou o Professor Sabichão, Professor de Química. Eu vou acompanhar-te nesta viagem pelo mundo da química, introduzindo-te na arte da experimentação e, sempre que puder, dar-te uma pequena explicação do contexto e importância daquilo que estás a investigar.

Queres saber que outras coisas é que eu faço para me manter ocupado? Para ser sincero, todo o tipo de coisas. Neste momento estou a trabalhar no desenvolvimento de uma espécie plástico que é impermeável, mas que se decompõe com o passar do tempo – em termos técnicos, um plástico biodegradável. Portanto, como podes ver, não existe nenhuma contradição entre a química e a protecção do ambiente. Na realidade os químicos estão até às orelhas em trabalho relacionado com a protecção ambiental. Eles medem poluentes, trabalham na eliminação de toxinas e estão constantemente a puxar pela cabeça para inventarem novos métodos e processos que tenham um menor impacto no ambiente.

Ora bem, antes de te envolveres em projectos como estes, vais ter que aprender algumas coisas novas. Com o kit Química vais partir para a exploração do maravilhoso mundo da química. Muitas das experiências vão parecer fantásticas, misteriosas e até mesmo um pouco mágicas. Na realidade vais poder surpreender os teus amigos e família com os teus truques de magia. No final podes ainda deixá-los fascinados com as tuas explicações sobre a química que está por detrás da magia!

Quando acabares a Parte I será tempo de passares para as experiências mais complexas da Parte II. Depois das tintas invisíveis e das cores mágicas, irás fazer um emocionante safari pelo mundo da química do teu quotidiano.

Estás preparado? Então mãos à obra! Espero que te divirtas.



2. O teu local de trabalho

Vamos olhar em volta e procurar um bom local para fazeres as tuas experiências. As experiências contidas no kit Química são inofensivas, mas existe sempre a possibilidade de deixares algumas marcas na mobília da sala. Algo como uma mesa fora de uso ou uma antiga bancada de cozinha serve perfeitamente. A superfície de trabalho deve ser lavável e resistente ao calor. Não deverás nunca fazer as tuas experiências na cozinha ou na sala de jantar – ou seja, nunca fazer as experiências perto de comida, de utensílios de cozinha ou do local onde a comida é preparada. A zona de trabalho deve ser iluminada, de fácil acesso e também bem ventilada, para a eventualidade de criares algum gás menos bem-cheiroso.

Quando passares à Parte II e começares a fazer experiências com chama, vais querer ter a certeza que a tua bancada de trabalho é estável, resistente ao calor e livre de materiais e líquidos inflamáveis. Mantem um extintor ou um balde de areia à mão, caso tenhas que apagar algum fogo.

Para as experiências e para lavar o material vais necessitar de água. Deves ter pelo menos um lavatório nas imediações da tua bancada de trabalho e uma garrafa com água à mão. Elimina o lixo da forma descrita no capítulo 26 (página 92). No final de cada experiência tens a informação sobre que método (do A1 ao A8) usar para proceder à eliminação dos resíduos.

Deves também ter sempre à mão um pano velho para limpares alguma coisa que entorne ou salpique; certifica-te que lavas sempre muito bem o pano depois de o usares. Para finalizar, no teu local de trabalho deves manter sempre os teus óculos de segurança à mão, bem como uma bata e um par de luvas impermeáveis.



3. Ferramentas do ofício



O utensílio mais importante de um químico é o tubo de ensaio (peça nº10). Podes usa-lo para misturar substancias liquidas e sólidas. Com frequência neste manual vai-te ser pedido para juntar um determinado número de cm (centímetros) ou in (polegadas) de um líquido, por exemplo, 5cm (2in) de água. Obviamente centímetros e polegadas são medidas de comprimento e não de volume – como tal estas medidas referem-se à altura do líquido no tubo de ensaio. Para te ajudar a medir estes valores, tens no final deste manual uma régua.

Os tubos de ensaio devem ser limpos com o escovilhão (peça nº9). Ao lavar, não empurres o escovilhão com muita força, pois podes partir o fundo do tubo de ensaio. Isto pode acontecer devido ao facto de os tubos de ensaio serem feitos de vidro fino, já que vidro mais espesso tem tendência a estalar e partir ao ser aquecido. A melhor forma de lavares os tubos de ensaio é sob água corrente.

O suporte de tubos de ensaio (peça nº11) tem várias aplicações. As aberturas pequenas servem para segurar os tubos de ensaio enquanto estás a usá-los numa experiência; as grandes servem para podes os tubos de ensaio (com a boca virada para baixo) a escorrer, depois de lavados. Adicionalmente tens também uma pequena abertura de lado onde podes criar um suporte, usando dois fios, para lâmpada que vais usar nas experiências electroquímicas do capítulo 10.

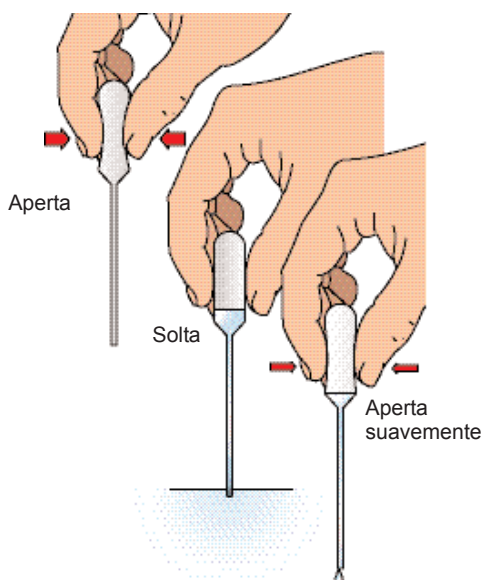
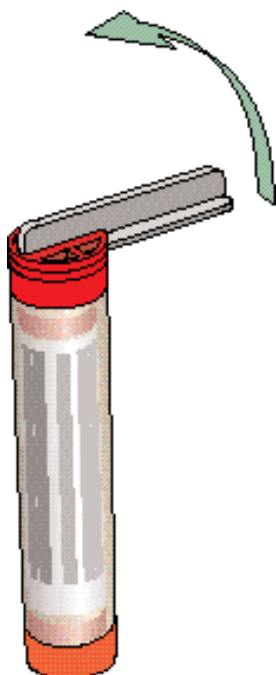
Para certas experiências vais precisar de recipientes maiores: o frasco com tampa de enroscar (peça nº27) e os copos de medição (peça Nº28). Podes usar o copo de medição para medir quantidades de 10, 25, 50, 75 e 100 mililitros. Um mililitro é a milésima parte de um litro A bacia de plástico (peça nº3) também poderá ser bastante útil. Toma em atenção que estas peças, que são feitas de plástico ou de vidro grosso, não devem nunca ser aquecidas!

A razão pela qual os recipientes são de compartimento duplo já foi dada na página 2. A forma de usar o abre-tampas (peça nº4) para abrir as tampas de segurança dos recipientes de compartimento duplo está ilustrada na imagem do canto inferior esquerdo. Às vezes uma pequena porção do reagente pode estar presa na tampa e conseqüentemente cair para cima da tua mão ou bancada de trabalho quando abrires o recipiente. Podes evitar que isto aconteça se, antes de abrires o recipiente, bateres algumas vezes com ele na bancada de trabalho. Coloca os recipientes abertos nas aberturas grandes do suporte de tubos de ensaio. Depois de teres retirado a quantia necessária de reagente, fecha de imediato o recipiente.

Podes usar a colher de medição de dupla face (peça nº1) para retirar os reagentes do interior dos recipientes e medir as suas quantidades. Quando as instruções indicam “1 colher cheia” ou “1 colher grande”, isso indica uma colher rasa de reagente, medida com a ponta maior; “1 colher pequena” ou “1 colherzinha” indica uma colher rasa de reagente medida com a ponta menor. “1 pitada” indica meia colher rasa, medida com a ponta menor. Deves sempre lavar a colher após cada utilização, caso contrario irás contaminar os outros reagentes com restos da substância previamente utilizada.

Quando quiseres adicionar um líquido gota a gota, a pipeta de Pasteur (peça nº13) será bastante útil. A ilustração mostra o modo de a usares. Aperta a parte superior da pipeta de Pasteur entre o polegar e o indicador e mergulha a ponta no líquido. Assim que aliviares a pressão, o líquido entra no tubo. Em seguida podes deixar cair gotas individuais apertando ligeiramente a parte superior. Após a utilização limpa a pipeta de Pasteur enchendo-a repetidamente com água, agitando e esvaziando-a.

Ora bem, não te vou aborrecer mais com as descrições do resto do equipamento. Vou limitar-me a descrevê-los rapidamente conforme forem sendo necessários para uma experiência. Novo equipamento será também introduzido com a Parte II, na página 41. Agora vou dar-te algumas dicas sobre limpeza.



Limpeza dos recipientes

Se uma experiência não deu resultado, pode ser por teres usado um tubo de ensaio que não estava devidamente limpo. Podem também existir resíduos químicos no frasco com tampa de enroscar ou nos copos de medição que desencadeiem reacções químicas indesejadas. Como tal deves ganhar o hábito de lavar sempre muito bem os recipientes assim que terminas uma experiência.

Na maior parte dos casos, água fria e o escovilhão são suficientes. Se isso não resultar, tenta com água quente e um pouco de detergente líquido. Isso irá também ajudar a remover algum vestígio de gordura. Passa sempre os recipientes por água após a lavagem.

Algumas das experiências vão deixar um resíduo que podes remover facilmente seguindo um dos procedimentos que se segue.

Resíduos de Cálcio. O depósito branco que se pode acumular quando se trabalha com a solução de óxido de cálcio, pode ser facilmente removido com vinagre. Deita vinagre no tubo e deixa-o actuar durante algum tempo., depois despeja o tubo e lava cuidadosamente com água.

Azul-da-Prússia. A cor azul que fica após fazer o teste para o ferro usando o Hexacianoferrato (II) de potássio pode ser facilmente dissolvida usando a solução de carbonato de sódio.

Resíduo de dióxido de manganês, que se pode formar quando se faz experiências com o permanganato de potássio pode ser removido com uma solução de peróxido de hidrogénio previamente acidificada por ti com bissulfato de sódio.

Óxido de cobre (I). Após testar para a glicose, fica geralmente um resíduo avermelhado de óxido de cobre (I) no tubo. Este pode ser dissolvido facilmente com uma solução de hidrogenossulfato de sódio.

Resíduos negros de carbono (fuligem), que podem aparecer no exterior dos tubos de ensaio quando aquecidos sobre uma chama, podem ser removidos esfregando a zona enegrecida com um produto de limpeza ligeiramente abrasivo e em seguida lavando com água.



Sempre que seja necessário o uso de reagentes, consultar a informação das páginas 7 e 8.

4. Um indicador azul muito útil



O líquen *Roccella montagnei* foi colhido em grandes quantidades para a produção de tornesol (foto: Dr. v. Wirth, Karlsruhe).

Para as suas primeiras experiências vai usar uma substância azul especial para o ajudar a aprender três tópicos muito importantes em Química: ácidos, bases e indicadores. Essa substância encontra-se no recipiente rotulado “Azul de tornesol”. Abra o recipiente, lá dentro vai encontrar um fino granulado azul-escuro. Para começar com as experiências vai primeiro ter que preparar a solução de tornesol. Sabe que quando dissolve açúcar ou sal em água, estes parecem desaparecer de forma bastante rápida. Com o pó de tornesol as coisas não vão ser assim tão fáceis.

O Professor Sabichão explica

O pó de tornesol é uma mistura de origem vegetal com um tempo de prateleira limitado, o que por vezes se pode confirmar pela alteração do cheiro (o pó seco tem um cheiro a terra). A quantidade de pó fornecida será a suficiente para fazeres três porções parciais de solução de tornesol. Ao contrário das soluções de sal ou de açúcar, a solução de tornesol irá apresentar alguns resíduos, mesmo após agitação prolongada, sendo necessário proceder à separação destes da solução. Pode-se prolongar o tempo de prateleira da solução acrescentando um pouco de álcool desnatado (álcool etílico).

Preparando a solução de tornesol

Experiência 1

Coloque 3 colheres pequenas num tubo de ensaio com 3 cm de água. Tape o tubo com a rolha de borracha e agite vigorosamente; deixe o tubo repousar durante um dia num local fora do alcance das crianças. Agora, verta cuidadosamente a solução azul escura para dentro do frasco. Dentro do tubo de ensaio deverá ter ficado um resíduo insolúvel escuro que poderá deitar fora com o lixo normal. Pode também montar o funil com o papel de filtro (como descrito na experiência 80) e filtrar o resíduo para o frasco (no final deverá deitar o resíduo, juntamente com o papel de filtro, para o lixo normal).

Pode acrescentar meia pipeta de álcool etílico à solução de tornesol para aumentar o seu tempo de prateleira. Coloque a tampa de segurança e o conta-gotas no frasco e feche-o (rodando a tampa na direcção dos ponteiros do relógio). Na ilustração pode ver como abrir e fechar o frasco rodando e pressionando a tampa ao mesmo tempo.

Para voltar a encher o frasco vai ter que retirar o conta-gotas. A solução de tornesol está pronta a ser usada.

Pergunta 1: As tampas de segurança destinam-se a impedir as crianças pequenas de abrir os frascos. Porque é que é necessária uma tampa de segurança neste caso?

Primeiro azul, depois vermelho

Experiência 2

Adicione 3 gotas da solução de tornesol a 3 cm de água. Esta solução fica com uma cor azul clara. Coloque um bocado de vinagre num tubo de ensaio. Com uma pipeta retire um bocado desse vinagre e coloque uma gota no tubo de ensaio com a solução de tornesol. Agite suavemente o tubo de ensaio durante um curto espaço de tempo: A solução ficará com uma cor vermelho clara.

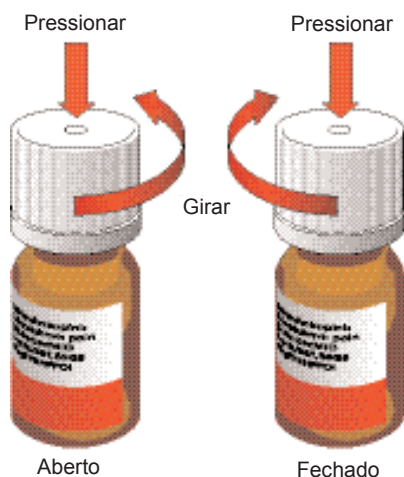
Experiência 3

Dissolva uma colher pequena de carbonato de sódio em 3 cm de água e acrescente 1 ou 2 gotas desta solução à solução vermelha da experiência anterior. A cor azul voltou! **Despejo: A1**

Já se deve ter apercebido que pode usar o que aprendeu para fazer um pequeno truque de magia: Transformar a tinta azul em tinta vermelha.

Experiência 4

Adicione uma pitada de carbonato de sódio e 5 gotas da solução de tornesol a um tubo de ensaio com 5 cm de água. Esta é a sua tinta azul. Noutro tubo de ensaio, bem seco, coloque uma colher pequena de hidrogenossulfato de sódio. Se colocar o tubo de ensaio à altura dos olhos, não deverá ser capaz



Como abrir e fechar o frasco com a solução de tornesol.



Carbonato de sódio é irritante.
Hidrogenossulfato de sódio é corrosivo.
Consultar os avisos nas págs. 7 e 8.

de ver a pequena quantidade desta substância presente no tubo. Diga as suas palavras mágicas e despeje a tinta azul para o tubo de ensaio aparentemente vazio. Toda a gente deverá ficar surpreendida com este truque!

Despejo: A1

O Professor Sabichão explica

Existem dois tipos de materiais em competição um com o outro: ácidos e bases. Ao grupo dos ácidos pertencem o ácido acético contido no vinagre e também o hidrogenossulfato de sódio, enquanto o carbonato de sódio pertence ao grupo das bases. As experiências anteriores mostraram-lhe que os dois grupos reagem de formas opostas:

Os ácidos tornam vermelha a solução azul de tornesol (uma reacção ácida)

As bases tornam azul a solução vermelha de tornesol (uma reacção alcalina ou básica)

A solução de tornesol indica se uma substância tem uma reacção ácida ou alcalina. Substâncias como esta são chamadas de indicadores (do Latim *indicare* = “mostrar”).



solução de carbonato de sódio +
solução de tornesol

hidrogenossulfato
de sódio

O gás na garrafa de água gaseificada

Quando abre uma garrafa de água gaseificada, tem muitas bolhinhas de gás a subir até à superfície. Este gás chama-se dióxido de carbono e é introduzido na água gaseificada quando esta é produzida. Ao abrir a garrafa é libertada uma porção deste gás “engarrado”, sob a forma de pequenas bolhas.

Experiência 5

Encha um dos copos de medição com água até à marca dos 25 ml, adicione uma pitada de carbonato de sódio e 10 gotas de solução de tornesol. Deite uma porção de água gaseificada no copo de medição. A cor vermelha que se formou indica a presença de um ácido. Despejo: A1

O Professor Sabichão explica

A maioria do dióxido de carbono dissolve-se na água e uma pequena porção forma uma ligação com a água, dando origem a ácido carbónico. Além de tornar a solução de tornesol vermelha, este ácido também “eliminou” o carbonato de sódio previamente adicionado. Em química, em vez de “eliminado”, costuma-se dizer “neutralizado” (falaremos mais acerca deste assunto na pág. XXXXX).

Podes detectar dióxido de carbono ou ácido carbónico com a solução azul de tornesol, mas a coloração vermelha não é suficientemente selectiva - um químico diria “não é específica” - já que outros ácidos provocam a mesma reacção, como já pudeste observar. Agora vamos criar um detector específico para o dióxido de carbono.



No trilho do dióxido de carbono

Experiência 6

Deite uma colher pequena de hidróxido de cálcio num copo de medição cheio até metade com água, tape bem o copo e agite vigorosamente (segure bem na tampa e use óculos de protecção). Vai-se formar um líquido branco chamado “água de cal” ou “leite de cal”, pela sua aparência (mas que não deve nunca ser ingerido). Será necessária alguma paciência. Deixe o copo repousar durante a noite num local fora do alcance das crianças. No final desse tempo o pó branco terá assentado do fundo e o líquido sobrenadante estará de novo transparente.

Pode apressar o processo se filtrar a água de cal, como descrito na experiência 80. Caso contrário, verta cuidadosamente o líquido sobrenadante para o outro copo de medição. Despejo de resíduos: A3

Será que o hidróxido de cálcio e a água se separaram por completo devido à insolubilidade deste pó branco em água? A próxima experiência dar-lhe-á a resposta.



Hidróxido de cálcio e hidrogenossulfato de sódio são corrosivos. Consultar os avisos nas págs. 7 e 8.

Experiência 7

Prepare uma solução vermelha, ou seja ácida, de 1 pitada de hidrogenosulfato de sódio e 5 gotas da solução de tornesol dissolvidas em 5 cm de água. A esta solução adicione igual quantidade da solução incolor da Experiência 6. **Despejo: A1**

Pergunta 2: o que vê na Experiência 7? Que conclusões pode tirar?

Se misturar hidróxido de cálcio com água, uma pequena porção deste irá dissolver-se, mas a maioria irá lentamente depositar-se no fundo (ou ser filtrada). A solução incolor e alcalina resultante é frequentemente chamada de “água de cal”. Cole um aviso ao frasco a dizer: “Atenção! A água de cal é cáustica”. A água de cal vai guiar-nos pelo trilho do dióxido de carbono.



A água de cal é corrosiva.
Consultar os avisos nas págs. 7 e 8.

O Professor Sabichão explica

A “nebulosidade” branca - chamado precipitado em linguagem científica - é constituída por carbonato de cálcio que é difícil de dissolver por estar em muita quantidade. O carbonato de cálcio acumula-se pela acção do dióxido de carbono sobre o hidróxido de cálcio. Com esta reacção, demonstrou-se a presença do dióxido de carbono na água mineral gaseificada. Se executar esta experiência frente a uma assistência, pode dizer que vai transformar “água” em “leite” e o que vai permitir esse facto é o seu sopro mágico. Mas não beba nem deixe mais ninguém beber a poção mágica!

Experiência 8

Encha um tubo de ensaio até metade com água de cal e gradualmente adicione água gaseificada, um pouco de cada vez. **Despejo: A1**

Capturando um gás

Pensa que será difícil? Apenas tem que conhecer o truque

Experiência 9

Preferencialmente esta experiência deverá ser realizada numa bacia. Encha a bacia com água suficiente para cobrir o frasco com tampa de enroscar quando este se encontra deitado. Encha o frasco com água até ao topo e feche-o. Ponha novamente o frasco dentro de água e desenrosque a tampa. Coloque o frasco como indicado na ilustração. No Capítulo 8 irá descobrir porque é que a água não corre para fora do recipiente. Sopre para dentro do frasco usando o tubo de vidro em L (limpo!) ou uma palhinha, até ter removido toda a água do seu interior e comecem a escapar bolhas de ar para fora deste. Ainda dentro de água volte a fechar o frasco, retire-o de dentro da bacia e volte-o ao contrário. Encha um tubo de ensaio com 5 cm de água de cal. Muito rapidamente abra o frasco, deite a água de cal lá para dentro, volte a fechar o frasco e agite-o vigorosamente durante alguns segundos. A nebulosidade esbranquiçada indica a presença de dióxido de carbono. **Despejo: A1**

Experiência 9

Prepare um tubo de ensaio com uma solução diluída de tornesol (5 gotas de solução de tornesol em 5 cm de água). Repita a experiência anterior, mas desta vez adicionando a solução de tornesol ao frasco em vez da água de cal. Após a agitação, a solução azul deverá ter passado a vermelha, o que também indica a presença de dióxido de carbono ou de ácido carbónico. **A1**

Pergunta 3

Que conclusão se pode tirar do resultado da experiência?

O Professor Sabichão explica

Quase todos os animais, incluindo os humanos, expellem dióxido de carbono, o mesmo gás que dá à água mineral gaseificada as suas bolhinhas características. Pode estudar a ligação que existe entre o dióxido de carbono - que praticamente toda a gente conhece pela sua fórmula CO_2 - e o carvão, o carbono e o muito falado “efeito de estufa” na Parte II.

Como pode constatar, com a solução de tornesol e a água de cal pode detectar a presença de substâncias invisíveis que não teria sido capaz de identificar de outra forma. Estas são apenas duas de muitas substâncias que os cientistas usam para detectar e comprovar a presença de outras substâncias.

Para o próximo grupo de experiências, vamos pensar primeiro no que se vai passar. Depois, executar a experiência e comparar o resultado com a sua previsão. Isto é conhecido como aventar uma hipótese, e realizar uma experiência para comprovar essa hipótese.



5. Azul da Prússia e sumo de cebola - Tintas Invisíveis

Os alquimistas, predecessores dos químicos actuais, procuraram a Pedra Filosofal, que era suposto permitir-lhes converter metais não nobres em ouro. Para comunicarem os resultados das suas experiências aos colegas sem o risco da informação cair nas mãos erradas, usavam tinta invisível, que sabiam muito bem como fazer. Também gostaria de enviar uma mensagem secreta a um amigo? Tente-o com uma das tintas invisíveis a seguir descritas; entretanto tem de familiarizar-se com uma cor azul muito bonita.

Não, não é o azul de tornesol, mas isso não implica que não possa realizar alguns truques de magia com esta nova tinta.

Azul da Prússia

Vamos aprender acerca de dois reagentes: o sulfato de amónio e ferro(III) e o hexacianoferrato de potássio (II). Vai ter que usar este último com muita moderação, já que esta substância é nociva para os organismos aquáticos e não é de fácil eliminação.

Uma dica do Professor Sabichão

Num tubo de ensaio dissolva 2 colheres de hexacianoferrato de potássio (II) em 6 cm de água e guarde esta solução num frasco limpo e rotulado. Deste modo basta apenas retirar a quantidade necessária para cada experiência, sem ter que estar sempre a preparar uma nova solução.

Experiência 11

Misture um pouco de sulfato de amónio e ferro(III) num tubo de ensaio com água até metade.

Os cristais de cor violeta pálido (1) vão-se dissolver e obterá uma solução amarelo-acastanhada. Verta parte desta solução para um copo de medição cheio até metade com água. A seguir, se acrescentar algumas gotas da solução de hexacianoferrato de potássio (II) irá obter uma bela cor azul. Isto é o chamado azul da Prússia. **Despejo: A1**

Experiência 12

Corte uma pequena parte da folha de papel de filtro incluído no kit. Depois, use a pipeta conta-gotas para colocar uma gota de solução de sulfato de amónio e ferro (III) no papel, enxague muito bem a pipeta usada (ou use outra pipeta), e coloque uma gota de solução de hexacianoferrato de potássio (II) no mesmo sítio da do outro. Vai-se obter o azul da prússia no papel de filtro. **Despejo: soluções: A1; papel: A3**

O Professor Sabichão ensina-nos acerca dos nomes químicos

Já conhece alguns nomes químicos: hidróxido de cálcio, dióxido de carbono, sulfato de amónio e ferro (III), hexacianoferrato de potássio (II).

Muitas substâncias com nomes como estes, também possuem outros nomes não-técnicos ou de uso comum. Por exemplo, o hexacianoferrato de potássio (II) também é conhecido como prussiato amarelo. Na minha opinião, será melhor se conseguir aprender os nomes científicos à primeira tentativa, se não forem demasiado complicados. Ao fim e ao cabo, "prussiato amarelo" é um termo tão esquisito para si como "hexacianoferrato de potássio (II)". Por agora, tome apenas nota dos nomes; mais tarde - na escola ou quando trabalhar com outro jogo de química mais adiantado - poderá aprender a entendê-los realmente; e até aprenderá a razão pela qual se utiliza os numerais árabes e romanos nas denominações.

Não deve pressupor que os nomes químicos têm algo a ver com pretensiosismo: um químico pode, muitas vezes, deduzir a composição exacta de uma substância a partir do seu nome científico. Os nomes podem parecer antiquados como o prussiato amarelo mas, neste caso, revelam o seu aspecto e até alguma da sua história. Por exemplo, este nome está relacionado com a sua descoberta, no início do século 18, numa região chamada Prússia.



Sulfato de amónio e ferro(III) é irritante.
Consultar os avisos nas págs. 7 e 8.

(1) Se o sulfato de amónio e ferro(III) derreteu e em seguida recristalizou, remova o aglomerado de cristais do recipiente, seque-o com papel absorvente e em seguida use um martelo ou outro objecto pesado para o desfazer, entre duas folhas de papel (atenção, não bata com o martelo, faça apenas pressão sobre o aglomerado). Volte a colocar



Nome científico do luminol, um produto químico que brilha no escuro.

Tinta azul invisível

O Professor Sabichão avisa

Papel mata-borrão ou pedaços de algodão que tenham sido embebidos em algum reagente deverão ser manuseados exclusivamente com luvas.

Experiência 13

Para esta experiência, precisará de uma caneta de aparo ou de um pincel muito fino. O sulfato de amônio e o ferro (III) será a tinta escolhida (preferencialmente num papel ligeiramente amarelo e colorido). Depois de secar, não se vê nada.

Pergunta 4

Como é que o destinatário da sua mensagem deverá fazer para a poder ler?

Experiência 14

Pode fazer desaparecer novamente a mensagem secreta escrita em azul da Prússia. Humedeça as letras com um pedaço de algodão previamente embebido numa solução de carbonato de sódio. Espera que o papel seque e de seguida humedeça-o com um outro pedaço de algodão embebido numa solução de hidrogenossulfato de sódio (dissolva 1 colher cheia em 3 cm de água). A escrita vai aparecer com uma coloração azul-clara. **Despejo: A1, A3**

Pergunta 5

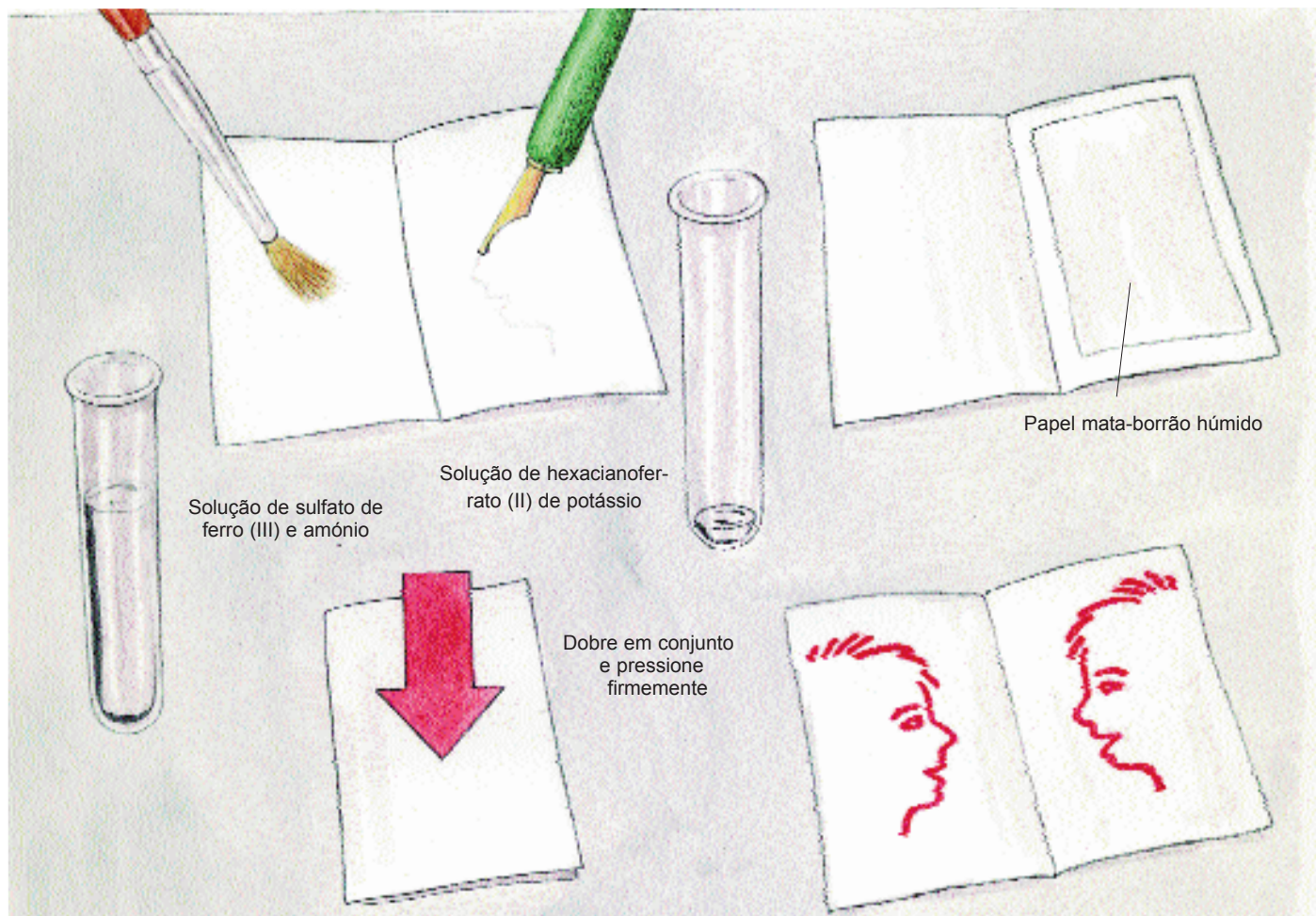
Que conclusões tira desta última experiência?

Imagens simétricas

Pode também usar o sulfato de ferro (III) e amônio e o hexacianoferrato (II) de potássio para produzir outros “materiais de impressão”.



Carbonato de sódio é irritante.
Hidrogenossulfato de sódio é corrosivo.
Consultar os avisos nas págs. 7 e 8.



Experiência 15

Dobre uma folha de papel como indicado na ilustração ao fundo da página anterior. Espalhe, com um pincel, uma solução de hexacianoferrato (II) de potássio por uma das faces interiores. No lado oposto faça um desenho, uma cara de perfil por exemplo, usando uma solução de sulfato de ferro (III) e amônio. De seguida, humedeça uma folha de papel mata-borrão ou de papel absorvente em água e pressione-a brevemente contra o seu desenho. Retire o papel absorvente e pressione as faces opostas da folha de papel uma contra a outra. Abra novamente a folha e verá o seu desenho e a seu simétrico delineados a azul. **Despejo: A1, A3**

Obviamente também pode usar esta técnica para enviar mensagens secretas. Os destinatários da mensagem não vão precisar de usar nenhum reagente para revelar a mensagem, apenas de papel absorvente e água. Já agora, qualquer mensagem secreta deve também ter qualquer coisa escrita que seja visível a todos, caso contrário enviar páginas em branco pode levantar suspeitas e os seus segredos podem cair nas mãos erradas!

Tinta invisível com base em materiais de cozinha

A propósito, não é necessário o uso destes produtos químicos para fabricar a tinta invisível. Pode-se fazê-lo com limões, cebolas ou mesmo vinagre.

Experiência 16

Esprema meio limão e use o sumo como "tinta". Para esta experiência, a sua caneta ou pincel, não devem ser demasiado finas. Quando seca, esta tinta também se torna invisível. Para fazê-la aparecer, tem de se aquecer o papel, mas não tão intensamente que ele se queime. É melhor fazê-lo numa placa de aquecimento eléctrico ou no forno a gás. Não tente isto sem a presença e a permissão de um adulto. O que se vê?

Experiência 17

Repita a experiência com vinagre.

Experiência 18

É difícil obter o sumo de cebola sem derramar algumas lágrimas. O melhor é usar uma prensa para alho. Pronto; já obteve o sumo da cebola que vai funcionar como tinta.



Sulfato de amônio e ferro(III) é irritante. Consultar os avisos nas págs. 7 e 8.



O Professor Sabichão explica

O processo destas tintas ficarem visíveis reside no facto que a substância de que a tinta é feita carbonizará um bocado quando a aquece, o que a torna acastanhada. A carbonização é um processo químico no qual os materiais orgânicos se transformam em carbono, porque são aquecidos.

6. O jogo de cores da amónia líquida

Neste capítulo irá preparar uma "água mágica" e criar uma "gás mágico" que faz com que apareçam desenhos em papel, vindos do nada.

A água mágica de cheiro acre

Experiência 19

Dissolva 2 colheres cheias de cloreto de amônio e 2 colheres cheias de carbonato de sódio num tubo de ensaio com 5 cm de água. Tape o tubo de ensaio com a rolha e agite. Após remover a rolha cheire, com cuidado, a abertura do tubo de ensaio (não inspire profundamente!). Consegue sentir o odor pungente? É provável que já tenha sentido este cheiro anteriormente, em produtos de limpeza. Reserve a solução para a próxima experiência.



Cloreto de amônio é nocivo.
Carbonato de sódio é irritante.
Consultar os avisos nas págs. 7 e 8.

O Professor Sabichão explica:

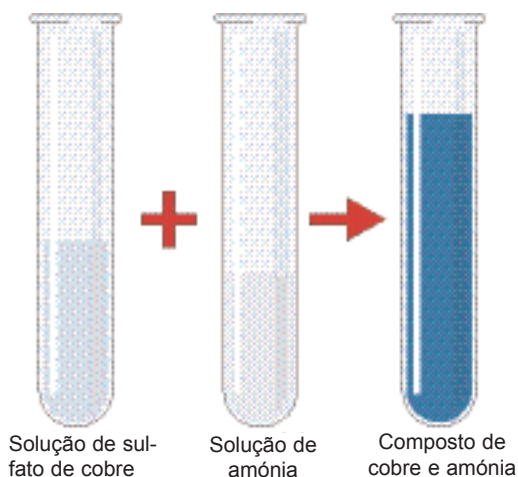
Quando o cloreto de amônio e o carbonato de sódio se dissolvem, cria-se uma solução fraca do gás amónia. Um pouco deste gás liberta-se e faz sentir a sua presença através do cheiro característico. A solução de amónia é usada desde à muito tempo em produtos de limpeza e higiene.





Sulfato de cobre é nocivo e prejudicial ao ambiente. **Hidrogenossulfato de sódio** é corrosivo. **Sulfato de ferro (III)** e **amônio** é irritante.

Consultar os avisos nas págs. 7 e 8.



Solução de sulfato de cobre

Solução de amônia

Composto de cobre e amônia



Cloreto de amônio é nocivo.

Hidróxido de cálcio é corrosivo.

Consultar os avisos nas págs. 7 e 8.



O Professor Sabichão explica

Amônia gasosa liberta-se da mistura de cloreto de amônio e hidróxido de cálcio e ao combinar-se com a humidade presente na tira de papel de tornesol vai formar a mesma solução alcalina de amônia que se formou da mistura de cloreto de amônio e carbonato de sódio, na experiência 19. Esta solução torna azul o papel vermelho de tornesol.

Experiência 20

Dissolva 1 pitada de sulfato de cobre num tubo de ensaio com 3 cm de água e metade da sua solução de amônia. Irá obter uma solução com um belo tom de azul. Adicione um pouco de solução de hidrogenossulfato de sódio (1 colher pequena dissolvida em 3 cm de água). A solução voltará a ficar azul clara (a cor da solução de sulfato de cobre).

O Professor Sabichão explica

Aparentemente o azul é a cor favorita de mágicos e químicos. Já conhecia o azul de tornesol e o azul da Prússia, e agora ficou a conhecer o belo azul que tem origem no composto de cobre e amônia. Os químicos usam o termo “composto” para se referirem à combinação de duas ou mais substâncias que originam uma nova substância com propriedades diferentes. Na presença de ácido o composto de cobre e amônia decompõe-se, sendo precisamente o oposto do que acontece com o azul da Prússia, que se decompõe numa solução alcalina.

Pergunta 6

Imagine que alguém coloca à sua frente três tiras de papel azul e que tem que determinar qual das tiras foi tingida com azul de tornesol, com azul da Prússia e com a solução de cobre e amônia. Como poderá realizar esta tarefa usando apenas duas gotas de uma solução apropriada?

Experiência 21

Prepare uma solução de sulfato de ferro (III) e amônio tal como fez na experiência 11. Num tubo de ensaio com 5 cm de água adicione 10 gotas da solução de sulfato de ferro (III) e amônio juntamente com 2 a 3 gotas da solução de hexacianoferrato (II) de potássio. Devido às pequenas quantidades envolvidas, irá obter um azul da Prússia relativamente claro. Se adicionar 1 ou 2 gotas da sua “água mágica”, a cor vai passar de azul a púrpura. Gradualmente a cor púrpura vai começar a desvanecer e após 15 a 20 minutos esta estará com uma cor amarelo pálido. Aparentemente a sua “água mágica” de cheiro acre conseguiu derrotar o azul da Prússia após alguma luta.

Quando a essência se liberta

Quando se estão a testar gases, é geralmente mais eficaz trabalhar com tiras de papel de teste do que com soluções. Agora vamos ensiná-lo a fazer o seu próprio papel azul de tornesol e papel vermelho de tornesol. Não precisa de se preocupar com ter que fazer o papel azul de tornesol porque já incluímos algumas tiras no seu kit. Mas se quiser fazer mais, aqui ficam as instruções: Sature tiras de papel de filtro de 1 cm de largura por 4 a 5 cm de comprimento gotejando a solução de tornesol sobre estas. Tem assim o seu papel azul de tornesol. Para fazer o papel vermelho de tornesol adicione 2 a 3 gotas de uma solução de hidrogenossulfato de sódio (uma pitada dissolvida em 5 cm de água) e de seguida passe as tiras sob água corrente. Deixe estas tiras vermelhas secar. Em breve irá precisar do papel vermelho de tornesol.

O Professor Sabichão avisa

Realize as experiências 22 a 24 no exterior ou ao pé de uma janela aberta! A amônia é venenosa e irritante para a vista, sistema respiratório e pele. Se tiver um acidente ou se sentir indisposto, siga as indicações do ponto 3 dos Primeiros-Socorros (na contracapa) e chame um médico. Informe o médico que a substância responsável é a amônia.

Experiência 22

Humedeça uma tira de 2 a 3 cm de comprimento de papel vermelho de tornesol e prenda-a à parede interior de um copo de medição grande. Num tubo de ensaio seco misture uma colher grande de cloreto de amônio com outra de hidróxido de cálcio. Despeje esta mistura para o copo de medição e vede-o com a tampa. A tira de tornesol irá ficar azul, a começar pelo fundo.

O composto azul-escuro de cobre e amônia também se pode materializar numa folha de papel, como que por magia – como um tipo de tinta invisível.

Experiência 23

Para esta experiência vai precisar de um pincel fino. Dissolva uma colher cheia de sulfato de cobre em 3 cm de água, tape o tubo de ensaio com a rolha de borracha e agite vigorosamente. Numa folha de papel de 7 x 7 cm desenhe algo como um boneco sorridente ou um monstro assustador usando a solução azul clara que preparou. Deixe a sua “pintura” secar. Não irá conseguir ver grande coisa.

Num tubo de ensaio seco misture 2 colheres de cloreto de amônio com outras 2 colheres de hidróxido de cálcio e deite esta mistura na parte de dentro da tampa do frasco de enroskar virada ao contrário. Coloque o desenho sobre a tampa e depois cubra-o com o frasco, com a abertura virada para baixo (se necessário segure o frasco com as mãos). Em pouco tempo será claramente visível a azul o traço do seu desenho.

O Professor Sabichão explica

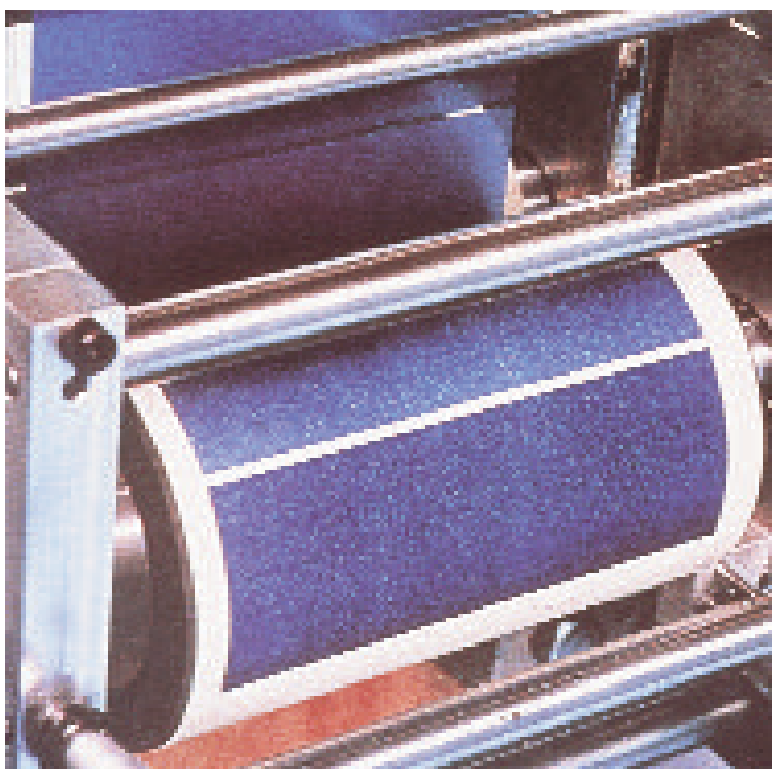
Nesta experiência ocorreu a mesma reacção química que na experiência 20, com a diferença de que neste caso o composto azul de cobre e amônia só se formou quando os vapores de amônia atingiram o papel com a solução de sulfato de cobre. Este processo também pode ser usado como uma espécie de tinta invisível, partindo do princípio que o destinatário também é capaz de produzir amônia. Ele (ou ela) pode também revelar a mensagem colocando um papel de filtro ou papel absorvente impregnado com uma solução de amônia sobre a mensagem secreta.

Para finalizar, a versão rápida da Experiência 21

Experiência 24

Coloque um bocado de papel de filtro sobre um copo de medição destapado e deite uma gota de solução de sulfato de ferro (III) e amônio (1 pitada do reagente dissolvida em 3 cm de água) e uma gota da solução de hexacianoferrato (II) de potássio sobre o centro do papel. Irá obviamente obter uma mancha de azul da Prússia.

Misture o cloreto de amônio e o hidróxido de cálcio tal como fez na experiência anterior e coloque a mistura no interior da tampa virada ao contrário. Ponha o papel de filtro sobre a tampa. Numa questão de segundos a cor da mancha passará de azul a púrpura e num piscar de olhos a um amarelado pálido. No final irá ter uma mancha acastanhada no papel: o azul da Prússia transformou-se em hidróxido de ferro. **Despejo: A1, A3**



Sulfato de cobre é nocivo e prejudicial ao ambiente.
Consultar os avisos nas págs. 7 e 8.



Tampa metálica com a mistura de hidróxido de cálcio e cloreto de amônio.

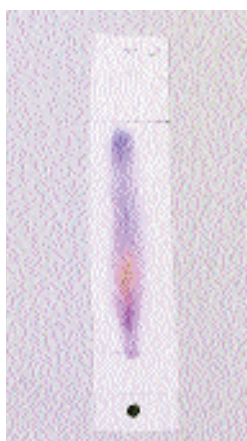
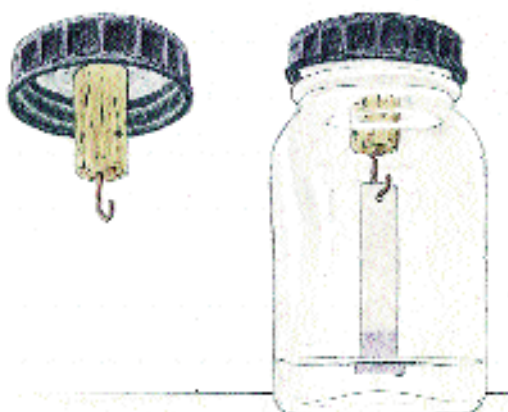


Devido à sua bela e forte tonalidade azul, o azul da Prússia é frequentemente usado em tipografia e algumas aplicações industriais. Esta imagem é de um bloco de azul da Prússia numa prensa móvel (foto: Degussa AG, Wolfgang).

7. Cores Rivais



Pós insolúveis denominados pigmentos (figura acima) são diferentes das tintas que é o que vamos usar neste capítulo. (Foto de produto de BASF)



Já deve ter notado que as cores possuem um papel muito importante em química. Não somente nos truques mágicos de química, mas em laboratórios profissionais também. A coloração vermelha de fenolftaleína indica substâncias que têm reações alcalinas e a coloração azul do hexacianoferrato de potássio (II) assinala a presença de ferro. Mas é o espectro inteiro de cores que vemos quotidianamente, da roupa à pintura do carro, que podemos agradecer à química e às reações químicas. Nas experiências seguintes, vamos ver como as cores competem entre si: elas vão entrar numa “corrida” francamente competitiva. Como “pista” de corridas, usaremos o papel. Mas não será um papel qualquer: usaremos papel absorvente, como o papel de filtro incluído no kit. **Despejo: desperdício de papel : A3**

Aos seus lugares; vamos começar!

Experiência 25

Primeiro que tudo vai arranjar a rolha do recipiente, como mostra a figura. No lado inferior da tampa, depois de retirar o selo plástico, cola-se uma rolha de cortiça com um gancho na ponta (pode ser um clip com aquela forma). A seguir, corte tiras de papel de filtro, aproximadamente com um a dois cm de largura e com o comprimento aproximado mostrado na ilustração. Encha o frasco com água de maneira que a tira de papel fique uns milímetros imersa na água.

Pergunta 7
O que verifica?

Experiência 26

Repita a experiência com outra tira de papel do mesmo tamanho.

Pergunta 8
O que observa?

O Professor Sabichão explica

O papel de filtro ou mata-borrão que usou, possui uma estrutura mais aberta do que a do papel vulgar utilizado para escrever. São constituídos por milhares de tubinhos, os tubos capilares. Os tubos capilares exercem um efeito de sucção no líquido. Aquele efeito é tão forte, que o líquido será absorvido numa faixa vertical do papel suspenso contra a força da gravidade.

Quer saber o que isto tem a ver com a competição que lhe prometemos entre as cores? Espere um pouco. A próxima experiência mostrar-lhe-á.

A tinta preta será mesmo toda preta?

Experiência 27

Corte várias tiras de papel de filtro com o mesmo tamanho das experiências anteriores. Molhe a cabeça de um alfinete em tinta preta (deve ser mesmo preta), e pinte um pequeno sinal com essa tinta na tira de papel pendurada no gancho, a aproximadamente 1 cm do fundo. Suspenda a tira preparada no frasco com a água. Não deixe o borrão de tinta tocar na água.

Verifique como a água sobe na tira de papel de filtro: atinge a mancha de tinta, arrasta-a pelo papel acima ... Ei! O que está a acontecer?

A mancha de tinta é esticada e converte-se em muitas cores diferentes que se misturam umas com as outras. A experiência terá melhor efeito se se usar uma mistura de água e álcool etílico (misture aproximadamente 4 cm de água e 3cm de álcool).



Álcool etílico é altamente inflamável.
Consultar os avisos nas págs. 7 e 8.

Se olhar cuidadosamente para a figura ao fundo da página anterior (22) verá uma mancha vermelha, outra laranja e ainda outra violeta. Guarde a mistura de água e álcool para as experiências 29 e 31.

O Professor Sabichão explica

Geralmente, a tinta preta contém não uma, mas várias tintas diferentes. A única razão pela qual se pode separar essas cores, é porque elas “correm” a velocidades diferentes. Neste caso, a cor violeta vai à frente, enquanto a cor amarela está no meio da corrida e a vermelha vai atrás.

Além do mais, as diferentes canetas e marcadores têm fórmulas distintas de tintas para fabricar a sua tinta preta. Assim, as diferentes canetas fornecerão bandas muito diferentes de cores. Pode-se aplicar isto para detectar que caneta foi usada para escrever uma nota ou um texto.



O Mundo colorido das canetas de feltro

Os marcadores coloridos de ponta de feltro servem às mil maravilhas para a nossa investigação. Os destinados às crianças são solúveis em água- não apresentam cheiro ou apenas têm um vestígio a vinagre. Aqueles que estão etiquetados como “à prova de água”, contêm uma solução que se evapora muito facilmente e que liberta um forte odor a químicos. Por isso a recomendação que aparece nas suas embalagens “Fechar bem após usar”!

Experiência 28

Desta vez, a corrida será efectuada em várias pistas - como se fosse num estádio. Corte uma tira de papel de filtro com, aproximadamente, 4 cm de largura e com o comprimento semelhante às das experiências anteriores. Coloque várias marcas com as canetas de diferentes cores - das que são solúveis em água- não das impermeáveis, distando, aproximadamente, 1 cm umas das outras. Suspenda o papel no gancho no interior do recipiente com água.



O Professor Sabichão explica

Pode obter uma figura semelhante à que está no canto inferior direito da página. A cor vermelha parece ser uma tinta simples, por outras palavras não é constituída por cores diferentes. O violeta é composto por vermelho e azul, o que provavelmente não constituirá tanta surpresa. Ao fim e ao cabo, quando se pinta com aquarelas “fabrica-se” o violeta misturando o vermelho e o azul. O azul e o verde também são constituídos por misturas de cores. Em relação ao verde, a cor amarela - em termos técnicos, a componente amarela - é fácil de reconhecer.

E tal como numa verdadeira corrida, alguns concorrentes correm mais rápido do que outros. O amarelo e o azul são os mais rápidos. A seguir, com um ligeiro atraso, chega o vermelho! Os componentes da cor violeta são especialmente lentos. Talvez eles não tenham tomado o seu pequeno almoço e, por isso, não corram tanto!!!



Experiência 29

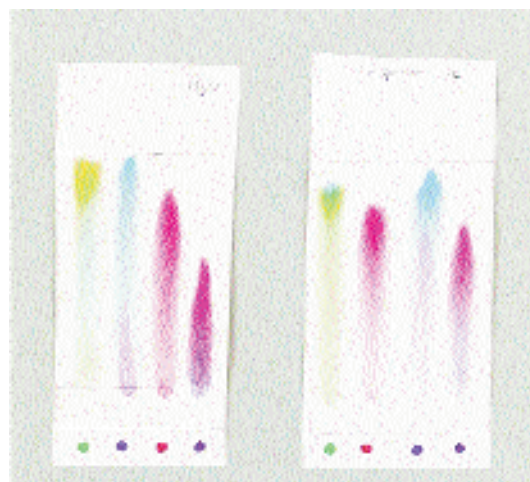
Repita a experiência com a mistura de álcool e água que guardou da experiência 27. Relativamente às cores utilizadas, podemos observar coisas interessantes: os componentes da cor violeta espreitaram dado que possuem o azul escuro. Por outro lado, a cor amarela da caneta com tinta verde, ficou para trás enquanto que a componente azul passou a liderar a corrida. Claro que já sabe, das pinturas, que a cor verde é formada da mistura de amarelo com azul.

Experiência 30

Se tiver uma caneta impermeável à mão, pode “estudá-la” do mesmo modo. Se usar água, o ponto de partida vai ser o mesmo.

Experiência 31

Repita a experiência com a mistura de álcool e água. A tinta será arrastada ao longo da tira. Tal como nas outras experiências, verificar-se-á quais as cores que constituem cada uma.



Corrida das cores que constituem as tintas: do lado direito com água; no lado esquerdo com mistura de água e álcool.



O Professor Sabichão explica

O resultado da corrida entre as tintas de cores diferentes, depende decisivamente da pista de corridas, isto é, do papel e do meio aquoso usado (água ou uma mistura de álcool e água). As tintas que se dissolvem bem em água movem-se quase tão rápido como a água. As tintas que não se dissolvem tão facilmente em água- como a minha cor vermelha - ficam para trás. As que são impermeáveis, que são praticamente insolúveis em água, até nunca saem do ponto inicial! Mas com o líquido adequado, por exemplo a mistura de álcool e água, já se consegue ver qualquer coisa!

As experiências que efectuou não são apenas divertimento e jogos. Os químicos separam misturas altamente complexas de substâncias nos seus constituintes quase da mesma maneira. Eles utilizam papel de filtro especial ou faixas de filme coberto com material absorvente. Também têm muitos líquidos diferentes à sua disposição. Os químicos podem usar esta técnica para descobrir os ingredientes em muitas coisas, bem como para separar pedaços de ADN de modo a decifrar sequências genéticas. O nome desta técnica é cromatografia, uma palavra composta pelas palavras gregas correspondente a cor (*chromos*) e escrita (*graphein*).

Os desenhos do Sr. Runge

Experiência 32

As experiências seguintes, também implicam corridas entre cores, embora as figuras daí resultantes sejam bastante diferentes.

Coloque um círculo de papel de filtro aproximadamente com 7 a 8 cm de diâmetro, na parte de trás de uma tampa metálica. Use a pipeta conta-gotas para colocar uma gota de tinta no centro do papel. A tinta será absorvida e formará uma figura circular. Se colocar outra gota de tinta em cima daquela mancha, ela vai-se estender ainda mais. Continue acrescentando gotas de tinta até que a mancha tenha um diâmetro de, aproximadamente, 2 cm. De cada vez, espere o tempo suficiente para que a tinta fique embebida no papel.

A seguir, use a outra pipeta para colocar água no centro da mancha de tinta, tal como fez da primeira vez com a tinta. Antes de acrescentar outra gota, espere sempre até que a última pareça seca.

Não é assombroso que se consiga fazer uma figura tão bonita apenas utilizando umas gotas de tinta às quais se acrescentou uma gotinha de água? Não seria assim tão fácil conseguir pintar uma "flor" destas, tão bonita!

Experiência 33

Repita a experiência mas agora, em vez de água, use uma solução de sal que pode preparar, dissolvendo 1 ou 2 colheres de sal de mesa num tubo de ensaio com água até meio. Quando tiver feito a sua pintura, compare-a com a primeira.

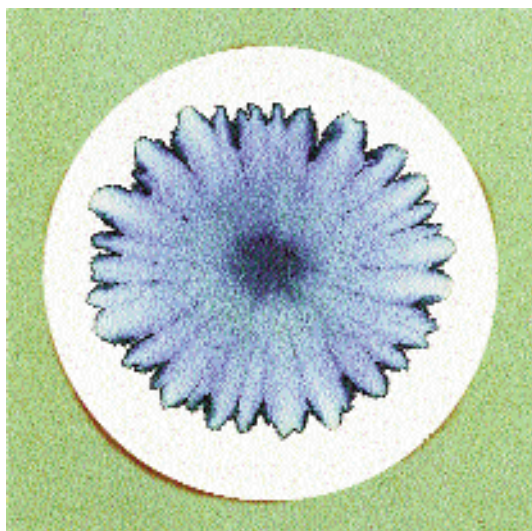
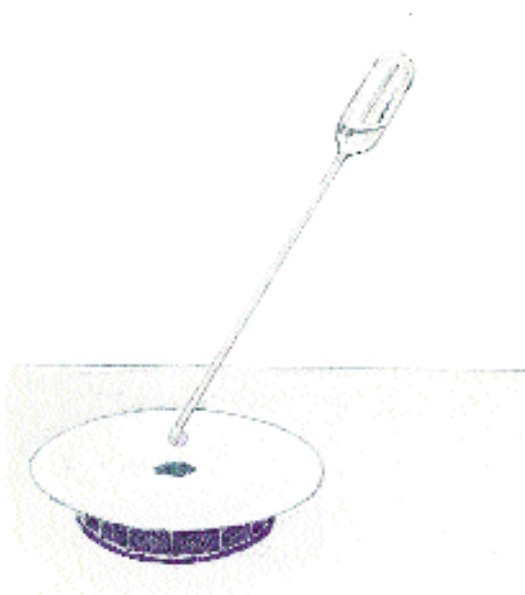
Experiência 34

Também pode "desenhar" figuras semelhantes sem ser com tintas; pode utilizar uma caneta de feltro das de tinta solúvel em água, para fazer uma mancha colorida de, aproximadamente, uns 2 cm de diâmetro no centro do papel de filtro. "Desenvolva" a figura acrescentando água ou solução salina.

O Professor Sabichão explica

A pessoa que descobriu esta "técnica de pintura" foi o químico F.F. Runge (1794-1867). Ele até publicou um livro, só com as suas figuras espontaneamente criadas, em 1855.

Nos quadros Runge, as tintas coloridas irradiam para a periferia em todas as direcções quando se adiciona as gotas de líquido. Às vezes, as etapas intermédias, são mais interessantes do que a figura final. Como um verdadeiro artista, tem de sentir quando é tempo de terminar!



Reacções em papel mata-borrão

Até agora, usou o papel de filtro para deixar “correr” as tintas coloridas; a partir daqui, vamos utilizar algumas substâncias cujas cores não se “declaram”, até que caíam num papel mata-borrão.

Experiência 35

Numa tira de papel mata-borrão coloque uma gota da solução de sulfato de ferro (III) e amónio (1 pitada do reagente dissolvida em 3 cm de água) e a cerca de 3 ou 4 cm de distância coloque 1 gota de solução de hexacianoferrato (II) de potássio, usando a pipeta de Pasteur. Tenha cuidado para que as duas manchas não entrem em contacto uma com a outra. Deixe o papel mata-borrão secar; como pode observar o papel parece estar limpo. Memorize o sítio onde deitou a gota de hexacianoferrato (II) de potássio. Em seguida adicione, gota a gota, água ao sítio onde está o hexacianoferrato (II) de potássio. Subitamente uma tira azul irá aparecer no papel. **Despejo: A1**

Pergunta 9

Consegue explicar o aparecimento dessa mancha?

Esta experiência presta-se a uma encenação: diga ao seu público para enxaguar a pipeta e devolver-lha com água para poder depois utilizar. Naturalmente, se eles também lhe quiserem dar o papel mata-borrão, então estará em maus lençóis!

Experiência 36

Para finalizar, uma última experiência, embora esta seja um pouco difícil. Coloque um círculo de, aproximadamente, 7 ou 8 cm de diâmetro, de papel mata-borrão numa tampa metálica invertida como fez quando dos quadros Runge. Coloque 2 gotas de solução de sulfato de ferro e amónio (III) no centro do papel. A seguir aumente a mancha para uns 4 ou 5 cm de diâmetro, acrescentando gota a gota uma solução de sal de mesa. Quando a solução de sal for totalmente absorvida, coloque 1 gota da solução de carbonato de sódio no centro da mancha e outra gota, desta vez, de solução de hexacianoferrato de potássio (II). Quando estiver totalmente seco, adicione gota a gota, a solução de sal. Depois da segunda ou terceira gota, um anel azul escuro, denteado, aparecerá repentinamente, algo como na figura à direita. **Despejo: A1**

O Professor Sabichão explica

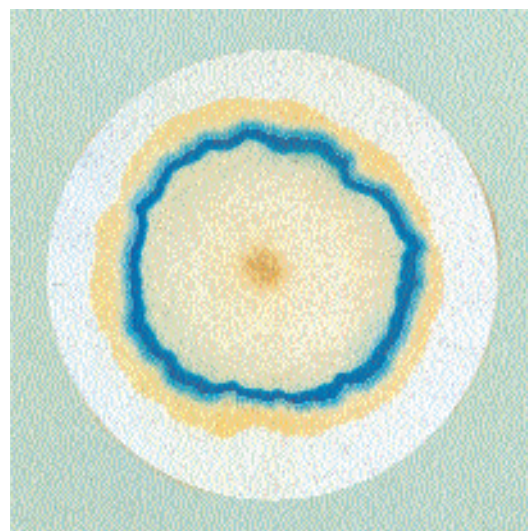
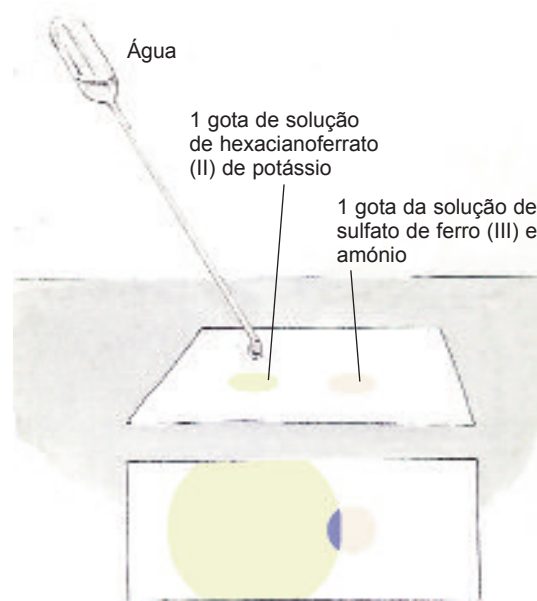
Agora, já está familiarizado com a preparação de azul da prússia a partir da adição de solução de sulfato de amónio e ferro (III) ao hexacianoferrato de potássio (II); e também sabe que o azul da prússia é decomposto pela solução de carbonato de sódio (experiência 13). O que acontece, é que a maior parte da solução do sulfato de amónio e ferro (III) é arrastada para a periferia pela solução de sal, enquanto o que resta no centro, produz uma cor azul clara com o hexacianoferrato de potássio (II). Só que o carbonato de sódio não permite que isso aconteça. Como acrescentou mais solução salina, o hexacianoferrato de potássio (II), move-se mais depressa em direcção à borda externa, do que o carbonato de sódio. Fora do círculo, onde não existe carbonato de sódio para reagir, não há hipótese de se formar azul da prússia.

Pergunta 10

Esta experiência necessita de mais habilidade e paciência. Às vezes partes do anel azul desaparecem. Sabe explicar porquê?



Sulfato de amónio e ferro(III) é irritante. Consultar os avisos nas págs. 7 e 8. Para o hexacianoferrato (II) de potássio, ver a dica na pág. 17.





Segundo algumas pessoas, as experiências que irá efectuar neste capítulo, pertencem ao reino da física. Mas a química e a física são, de facto, difíceis de separar. À medida que o químico executa experiências, ou mesmo testes, encontra fenómenos físicos a cada passo. Tome-se o exemplo da pressão atmosférica, que desempenha um papel importante em todas as espécies de procedimentos no laboratório de química. Ou da tensão superficial da água, que pode ser superada com a ajuda de sabão ou detergente - ambos produtos utilizados pelos químicos. Vamos começar com a pressão atmosférica.

A Pressão atmosférica pode tapar firmemente um copo!

Experiência 37

Encha completamente um tubo de ensaio com água – de preferência por cima de uma pia - e tape a abertura com cartolina ou papel forte. Pressione com a mão a “tampa” contra a abertura e inverta o tubo. Agora largue a tampa! Se quiser, pode repetir a experiência com um copo.

O Professor Sabichão explica

Não é devido a qualquer poder mágico que o tubo de ensaio fica tapado, mas sim por causa da pressão atmosférica. É a pressão atmosférica que empurra a tampa firmemente contra o tubo cheio de água, de modo que não se entorna nenhuma. A pressão de ar acima de nós, de facto, é equivalente à pressão que seria exercida por uma coluna de água com 10 m de altura.

Experiência 38

Deite na bacia plástica, aproximadamente, 3 cm de água e coloque, mergulhado lá dentro, um tubo de ensaio. Se o levantar um pouco pela parte fechada, ele encher-se-á de água. Faça girar o tubo de ensaio de maneira a ficar vertical à superfície da água (com a boca para baixo), como se mostra na figura. Notará que nenhuma água sai!



Experiência 39

Agora, coloque uma das extremidades do tubo de vidro dobrado, na boca do tubo de ensaio, e sopre cuidadosamente pelo outro extremo. As bolhas de ar entrarão para o tubo de ensaio fazendo com que saia alguma água.



O Professor Sabichão explica

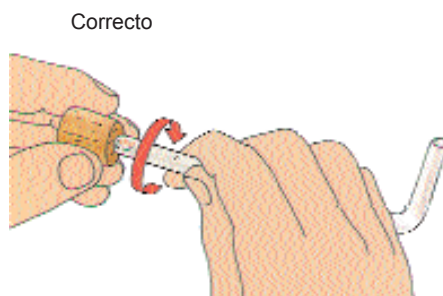
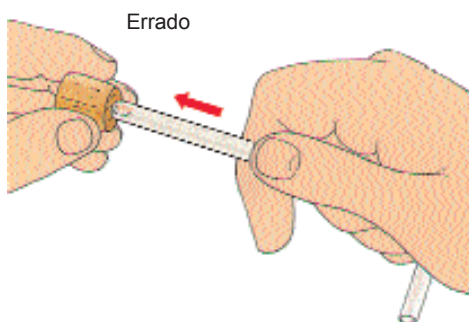
A pressão atmosférica é novamente responsável pelo facto da água não sair do tubo de ensaio. Neste caso, o efeito da pressão atmosférica não se faz sentir directamente na abertura do tubo de ensaio, mas indirectamente na água da bacia. Na última experiência, aprendeu um processo utilizado pelos químicos para recolher gases através da deslocação de água.

Um extintor em miniatura

Para a experiência seguinte, insira o tubo de vidro angular na rolha de cortiça na posição que vê na figura.

O Professor Sabichão avisa

Tenha cuidado quando manusear tubos de vidro! Não empurre o tubo de vidro para o buraco, torça ou faça-o girar no buraco. Mantenha-o como se mostra na figura. Peça aos seus pais, ou a um adulto, para ajudar. Os tubos de vidro quebrados podem causar cortes muito desagradáveis. Em caso de acidente, consulte o item nº 5, nos primeiros socorros. Será mais fácil introduzir o tubo na rolha se o untar com um pouco de loção para as mãos ou óleo de cozinha. Pode amolecer uma rolha de cortiça mergulhando-a, durante um tempo, em água.



Experiência 40

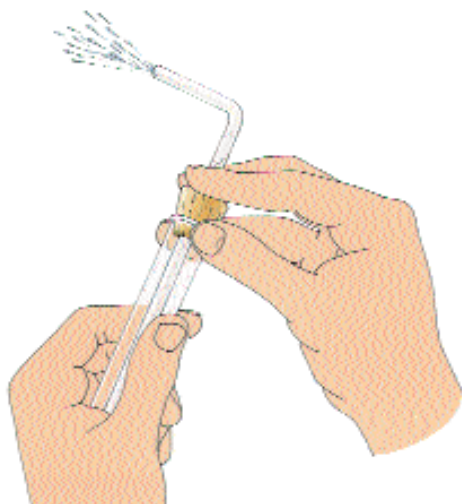
Coloque 3 ou 4 colheres de carbonato de sódio e a mesma quantidade de sulfato de sódio num tubo de ensaio seco. O passo seguinte tem de ser muitíssimo rápido: encha o tubo de ensaio - preferencialmente por cima de uma pia - até o topo com água e insira a rolha com o tubo de vidro, previamente preparada. A reacção será tão tumultuosa que, inclusivamente, o líquido poderá fazer com que a rolha salte. Se isto acontecer, acabará a experiência e o tubo de vidro também! Para evitar que isso aconteça, deve segurar com uma mão o tubo de ensaio e com a outra, a rolha. Quando o líquido começar a sair, assegure-se que ele entra na pia, e que não é projectado para a cara de ninguém! **Despejo: A1**



Carbonato de sódio é irritante para a vista. **Sulfato de sódio** é corrosivo. Consultar os avisos nas págs. 7 e 8.

O Professor Sabichão explica

Aqui, também se verifica a existência da pressão de um gás. Quando adiciona a água ao carbonato de sódio e ao sulfato de sódio, forma-se dióxido de carbono que já é nosso conhecido de experiências anteriores. A criação muito rápida de uma quantidade de gás é responsável pela saída do líquido do tubo de ensaio. Os extintores de fogo antigos baseavam-se no mesmo princípio.



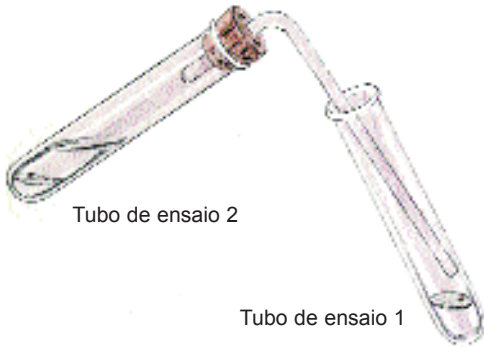
Água que flui para cima

Experiência 41

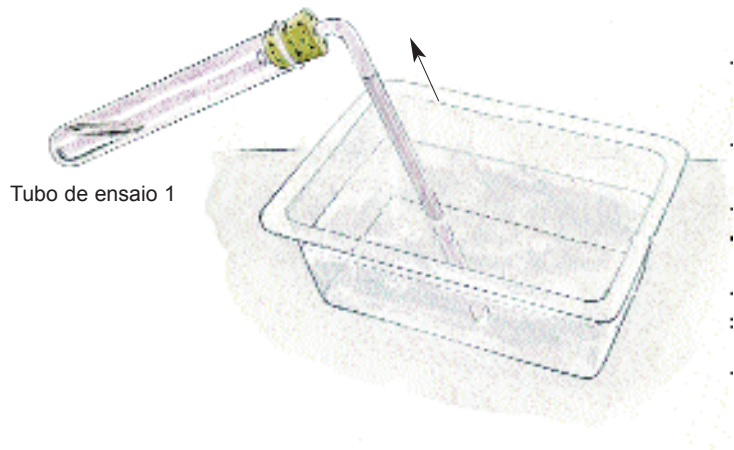
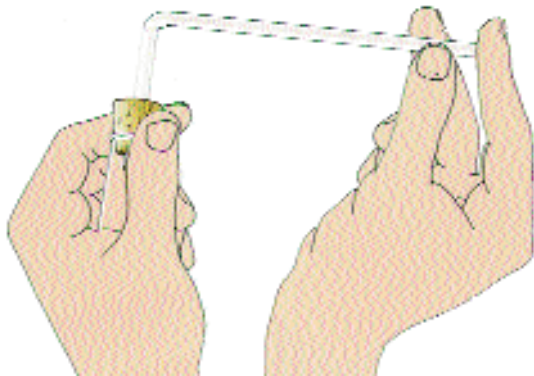
Coloque 2 colheres de carbonato de sódio num tubo de ensaio (tubo 1) e acrescente 2 cm de água. Feche o tubo de ensaio com a rolha de borracha e agite, colocando o seu polegar firmemente sobre a rolha. Retire-a e introduza o tubo de ensaio no suporte para tubos de ensaio. Coloque cerca de 2 cm de água na bacia.

Introduza o tubo angular na rolha de cortiça previamente humedecida como mostra a figura. Num segundo tubo de ensaio seco (tubo 2), misture 2 colheres de carbonato de sódio e de sulfato de sódio. Acrescente cerca de 2 ou 3 cm de água e, tão rapidamente como puder, introduza a rolha de cortiça previamente preparada no tubo de ensaio inicial. Insira a parte maior do tubo angular no tubo de experiência 1, que tinha colocado no suporte. Não deixe a extremidade do tubo de vidro angular tocar na solução de carbonato de sódio no fundo do tubo de ensaio 1.

Logo que a produção de gás tenha terminado, retire a rolha com o tubo angular do tubo de experiência 2 e insira-a firmemente no tubo de experiência 1. Com o polegar de uma mão, segure no tubo de ensaio 1 e com o indicador segure na rolha; com o indicador da outra mão tape a extremidade do tubo angular. Agite durante 10-15 segundos e introduza essa extremidade, com o seu indicador ainda a tapá-la, na água da bacia. Já pode retirar o dedo do tubo.



Carbonato de sódio é irritante para a vista. **Sulfato de sódio** é corrosivo. Consultar os avisos nas págs. 7 e 8.



O Professor Sabichão explica

Nesta experiência, a solução de carbonato de sódio no tubo de ensaio 1 absorveu gradualmente um pouco de dióxido de carbono o que provocou o aparecimento de vácuo no tubo de ensaio fechado. Depois de tirar o seu dedo da abertura do tubo angular, a pressão atmosférica externa empurra a água da bacia para dentro do tubo de ensaio. Até parece que há uma “força mágica” que faz com que a água flua para cima! de forma a que esta e a próxima experiência resultem, deve humedecer a rolha de cortiça, de forma a vedar melhor.



O calor faz expandir as coisas

Experiência 42

Já sabe como trabalha um termómetro: quando o aquece, o calor faz a coluna de líquido (mercúrio ou álcool) subir. O instrumento que irá construir também é uma espécie de termómetro.

Precisará de um tubo de ensaio com uma rolha e um tubo de vidro em L, como na última experiência. Coloque no tubo de ensaio água bastante para cobrir 1 cm do fundo da extremidade do tubo angular. Se quiser, em vez de água, pode usar uma solução vermelha ou azul de tornesol. Tome nota até onde sobe a água no tubo angular. Agora enrole a sua mão em volta da parte superior do tubo de ensaio. O nível de água subirá no tubo angular. É claro que, na sua demonstração, pode atribuir a subida do nível da água a poderes mágicos especiais, controlados por si!



Experiência 43

Assim que retirar a mão que envolve o tubo de ensaio, mantenha-o debaixo de água corrente fria (por exemplo, debaixo de uma torneira). No interior do tubo, a água descerá de nível. Se o tubo angular não estiver submerso muito fundo, ver-se-ão surgir algumas bolhas de ar como resposta ao rápido arrefecimento.

O Professor Sabichão explica

Não, aqui não há poderes mágicos! É o calor da sua mão que fez com que a água subisse no tubo de vidro. Não são apenas as substâncias sólidas e líquidas que se expandem quando aquecidas; isso também acontece com os gases. O ar que se expande na parte superior do tubo de ensaio, empurra o líquido para cima, no tubo angular - como o que aconteceu com o dióxido de carbono na experiência 40, só que não tão tempestuosamente.



Pergunta 11

Como explica o comportamento do termómetro quando ele arrefece (experiência 43)?

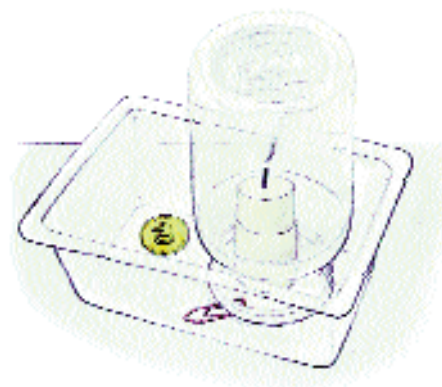
A moeda seca

Experiência 44

Para esta experiência, precisaremos de um suporte de vela, uma vela de, aproximadamente, 3 ou 4 cm de altura, um clipe, uma bacia plástica, um frasco de vidro de boca larga e, naturalmente, uma moeda. Coloque a moeda na bacia e cubra-a com água. Diga então ao seu público que, quem conseguir retirar a moeda sem por os dedos dentro de água, poderá ficar com ela. É claro que não é permitido vazar a água para outro recipiente, levantar um lado da bacia ou usar qualquer instrumento que consiga retirar a moeda para fora (por exemplo uma pinça).

Enquanto toda a gente pensa como há-de proceder, coloque a vela na bacia e ponha o clipe na água, aproximadamente a 2 cm da vela. Acenda a vela e coloque o frasco por cima dela, tendo o cuidado de colocar a sua boca em cima do clipe.

Não é engraçado? A água é sugada para o frasco, a vela apaga-se, e a moeda fica seca! É o feliz contemplado!



O Professor Sabichão explica

Tanto a química como a física, têm um papel na explicação desta experiência. Como aprenderá depois, o ar é uma mistura de gases diferentes, na sua maior parte oxigénio e azoto. A grande parte do oxigénio do frasco é gasto pela vela quando arde, porque o fogo é a combustão de oxigénio. Por outras palavras, uma porção de ar no frasco "desaparece" por causa desta reacção química. Como na experiência 41, a pressão atmosférica externa é maior do que a pressão no frasco e a água é empurrada da bacia para dentro do frasco. Além disso, o arrefecimento do restante "ar aquecido" depois da vela se apagar, também ajuda no efeito de sucção.

O montículo de água

Experiência 45

Coloque o frasco de boca larga na bacia e encha-o com água até acima. Agora, lentamente e usando um tubo de ensaio, vaze mais água no frasco. Ficarás pasmado por ver a quantidade de água que pode colocar no frasco sem este transbordar. Repare no frasco ao lado: a superfície da água tornou-se saliente para cima. Quase parece que a água está coberta com uma "pele" que a mantém dentro do frasco e a impede de transbordar!





Um alfaiate mantém-se à superfície da água devido à tensão superficial (foto: Diffené, Neustadt/W.).

Experiência 46

Agora, enquanto observa o frasco da experiência 45, acrescente uma gota de detergente da loiça à superfície da água. O montículo de água colapsa e esta sai pelo gargalo do frasco.

O Professor Sabichão explica

Na superfície da água, há um estado de tensão que realmente actua como uma pele que mantém a água juntinha. Chama-se "tensão superficial". A tensão superficial é também responsável pelo facto das pequenas quantidades de água ficarem na forma de gotas. Os sabões e os detergentes para a loiça, reduzem a tensão superficial, capacidade essa que é muito importante para a lavagem.

A Queda de uma agulha de costura

Experiência 47

Lave muito bem a bacia plástica, encha-a com água e coloque cuidadosamente uma agulha de costura, na superfície da água. Se não conseguir à primeira, tente novamente. A agulha de costura flutuará à superfície da água, embora o aço de que é feita seja muito mais pesado do que a água. Se olhar com atenção, verá que a agulha está ligeiramente mergulhada na água. Parece mesmo que a água tem uma "pele" elástica que impede a agulha de afundar-se.

Experiência 48

Adicione algumas gotas de solução de sabão à água. Dentro de alguns segundos, a agulha afundar-se-á. Com uma gota de detergente lava loiça será muito mais rápido.

Experiência 49

Uma lâmina de barbear, ou a pequena lâmina de uma faca, também podem flutuar na água, tal como um "barco", e até com uma pequena carga (p. ex. um clipe). Se acrescentar uma solução de sabão, ou o detergente lava loiça, pode verificar como a água perde a sua tensão superficial. A alteração da superfície da água cobrirá gradualmente a superfície da lâmina, e esta, finalmente, afundar-se-á.

O Professor Sabichão explica

"A pele" da água é esticada debaixo do peso da lâmina ou agulha, o que a mantém firme. A tensão superficial é causada pelas forças de ligação entre as moléculas de água. Isto, simplesmente, significa que a água gosta de apoiar-se. As moléculas, na camada superficial, apoiam-se umas às outras muito fortemente. Quando se acrescenta o sabão ou o detergente lava loiça, a "pele" fica "perfurada", e já não pode transportar o nosso "barco" por mais tempo. As moléculas de água não podem apoiar as moléculas de sabão tal e qual se apoiam umas às outras.

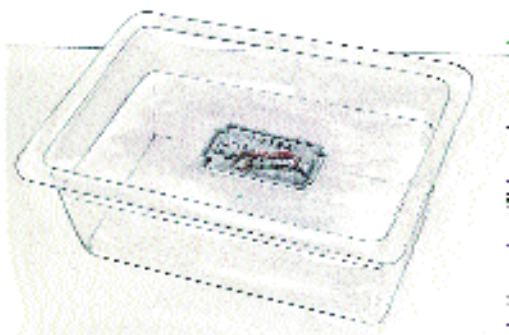
As duas experiências seguintes também demonstram a tensão superficial da água. Como pode ver, quando a tensão superficial desaparece, isso actua como uma força de propulsão.

Experiência 50

Encha a bacia com água e lance-lhes uns poucos de paus de fósforos (ou de pedaços pequenos de papel ou de folha de estanho). Se untar o tubo de vidro angular com detergente lava loiça, e tocar na água no meio dos fósforos, "os barcos de palito de fósforo" afastar-se-ão em todas as direcções.

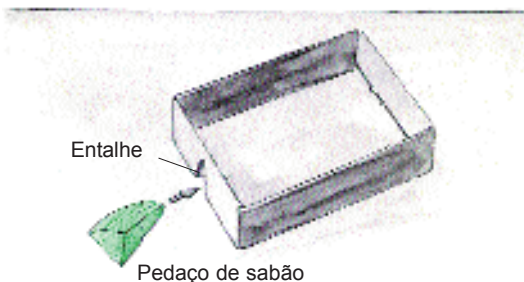
Experiência 50

Faça um entalhe numa caixa de fósforos, e depois introduza-lhe um pequeno pedaço de sabão. Introduza a caixa de fósforos numa grande bacia de água. Será impelida para a frente durante algum tempo pelo seu "motor de sabão". Sabe por que é que o sabão impele a sua caixa para a frente?



O Professor Sabichão avisa

Cuidado! Não se corte com a lâmina! Tenha muito cuidado quando utilizar este ou outros objectos cortantes. Peça sempre a autorização dos pais, ou de outro adulto, antes de usar lâminas e/ou objectos contundentes.



9. Cores Resplandecentes

Já falámos dos alquimistas, os predecessores dos químicos de hoje, que tentaram fabricar ouro nos seus laboratórios. Se vir um quadro de uma das oficinas daqueles velhos "diabos", notará imediatamente que o fogo desempenhou um papel importante no trabalho do alquimista. Havia fornos que aqueciam frascos com formas estranhas, campânulas redondas de vidro cheias de líquidos com muitas bolhas e, geralmente, um assistente que está a postos com um fole, pronto para colocar lenha na fogueira.

Nos laboratórios modernos de química, o aquecimento é normalmente feito com aparelhos eléctricos. Às vezes, ainda se trabalha com chamas vivas- por exemplo, quando se investiga um processo de combustão ou se identifica uma substância específica pela cor da chama que produz quando é queimada.

Experiências com uma vela

O famoso físico inglês Michael Faraday, deu uma vez uma série de conferências a que chamou "A História Natural de uma Vela". Pode executar muitas experiências interessantes com uma vela. As velas são feitas de parafina, estearina, ou cera (todos estes materiais são referidos como "cera"), que servem de "combustível da vela". Mas o combustível da vela não se queima sozinho.

Experiência 52

Arranje um coto de vela queimado e retire um pouco de cera do pavio. Tente acender a cera com um fósforo. Não será capaz de o fazer.

Experiência 53

Acenda uma vela e olhe para a chama. Será que fica sempre do mesmo tamanho?

Experiência 54

Apague a vela. Haverá finos feixes de fumaça que aumentam, durante algum tempo, por cima do pavio. Mantenha um fósforo incandescente na fumaça, aproximadamente a 1 ou 2 cm acima do pavio. A chama saltará do fósforo para o pavio e a vela acender-se-á novamente, embora o fósforo nunca tivesse tocado o pavio. Não é mágico?

O Professor Sabichão explica

A cera sólida da vela não é a substância que arde. Quando se toca com um fósforo incandescente na cera, ela funde-se, mas é tudo. Para que a vela arda, a cera não só tem de derreter, mas também deve ser convertida em gás. Isto é o que o pavio faz. O pavio é formado, essencialmente, por fibras absorventes de algodão. A cera sobe pelas fibras, e é convertida em gás pelo calor da chama. É de facto só o gás da vela que se queima. Basicamente, a vela parece-se com uma pequena fábrica que converte material sólido em gás inflamável.

Quando acende uma vela, a cera que está no pavio funde-se por causa do calor da chama e transforma-se em gás- então, a vela começa a arder. Mas o combustível armazenado no pavio rapidamente se gasta; por isso, a chama fica logo mais pequena. Contudo, a cera em volta do pavio é derretida pelo calor da chama, e a provisão de combustível é retomada novamente, daí a chama tornar-se, outra vez, maior. Agora já pode explicar o truque "mágico" da última experiência.

Pergunta 12

Por que é que não tem de tocar com o fósforo incandescente no pavio da vela para acendê-lo?

Agora quer saber o que acontece quando se apaga a vela?

Quando se sopra, a zona em volta da chama fica tão fria que nenhum re- acendimento se torna possível. E já agora que estamos no tópico do sopra, tenho outro truque para para ensinar.



O Professor Sabichão avisa

Não usar velas ou fazer experiências com fogo sem a autorização aos pais, ou de outro adulto, e sem a sua presença.



Experiência 55

Coloque uma garrafa redonda na mesa e uma vela acesa, aproximadamente, 10 cm atrás da garrafa. Informe o seu público que pode apagar a vela soprando através da garrafa. Respire fundo, sopre na garrafa e a vela apagar-se-á.

Experiência 56

O seguinte modo de proceder, serve de “tira-teimas” relativamente à experiência anterior, e demonstra mais uma vez que não estamos perante magia nenhuma. Substitua a garrafa por um pedaço de madeira ou mesmo cartão, da mesma largura que a garrafa. Agora não será tão fácil apagar a vela através deles!

O Professor Sabichão explica

Obviamente, não estará mesmo a soprar através da garrafa. Está é a soprar em volta dela. A figura mostra a corrente de ar que o seu sopro gera. Com um bocado rectangular de madeira ou uma parte plana de cartão no lugar da garrafa, a chama da vela não será extinta pelo seu sopro: ela está protegida porque o ar não pode fluir à volta das cantos agudos da madeira ou do cartão.

Para que a vela acenda, precisa de oxigénio. Isto significa que pode apagar uma vela - como qualquer outra chama - privando-a de oxigénio. Na experiência seguinte, o oxigénio contido no ar é deslocado pelo nosso velho conhecido dióxido de carbono. Ao contrário do oxigénio, o dióxido de carbono não é comburente.

Experiência 57

Primeiro realizaremos uma experiência preliminar sem espectadores. Coloque 4 colheres de carbonato de sódio e 4 colheres de sulfato de sódio num tubo de ensaio seco. Arranje um frasco e tire-lhe a tampa, introduza o braço mais curto do tubo de vidro angular na rolha de cortiça, como mostra a figura. Tal como anteriormente, tem de fazer esta parte da experiência muito rápido: acrescente 4 ou 5 cm de água à mistura de pó previamente introduzida no tubo de ensaio; desprender-se-ão várias bolhas de gás e ouvir-se-á um silvo. Insira, de imediato, a rolha com o tubo de vidro dobrado, e introduza a parte mais longa do tubo de vidro no frasco. Quando o gás deixar de se produzir, retire o tubo e tape rapidamente o frasco. **Despejo: solução: A1**

Experiência 58

Agora vamos ao truque mágico. Num copo de medição, coloque um coto de vela com 1 ou 2 cm de altura, e acenda-a com um fósforo longo.

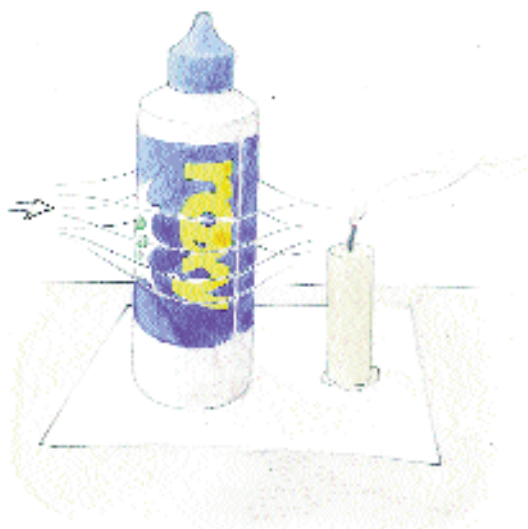
O Professor Sabichão avisa

Não deixe que a chama toque no plástico do gobelé, o que o danificaria!

Mostre ao seu público o frasco “vazio” com o dióxido de carbono (eles não o conseguem ver) e explique que vai apagar a chama com o seu frasco “de ar mágico”. Diga algumas palavras mágicas e vaze o dióxido de carbono no gobelé com a vela, como se vazasse um líquido. A vela, como por artes mágicas, apagar-se-á.

O Professor Sabichão explica

O truque é explicado pelo facto do dióxido de carbono ser mais pesado do que o ar e, por isso, realmente pode ser vazado como um líquido. E assim como quando vaza água num recipiente, desloca o ar nele contido, o dióxido de carbono deslocará também o ar. Sem o oxigénio do ar, a combustão não terá lugar. Agora já percebe por que se utiliza dióxido de carbono nos extintores de fogos. Anteriormente, estudou o dióxido de carbono como constituinte da água gaseificada e do ar expelido na respiração. Agora, preparou-o a partir de carbonato de sódio (Experiência 40). Utilizá-lo-á para muito mais experiências no capítulo 15 (Parte II).



Carbonato de sódio é irritante para a vista. Hidrogenossulfato de sódio é corrosivo. Consultar os avisos nas págs. 7 e 8.



Carbonato de sódio e hidrogenossulfato de sódio



Chamas coloridas

O Professor Sabichão avisa

Cuidado! As próximas experiências implicam a ignição e a queima de produtos químicos. Realize-as SEMPRE numa área bem ventilada e numa superfície à prova de fogo.

DEVE ter presente os pais, ou um adulto, quando efectuar experiências com o fogo!

Quem é que não gosta de ver um magnífico fogo de artifício? Todas aquelas cores vermelhas, azuis, verdes e cor de laranja são produzidas a partir de materiais que irradiam essas luzes coloridas a altas temperaturas. Chamamos a esses produtos químicos incandescentes porque eles têm a propriedade de emitir luz quando aquecidos a altas temperaturas.

Um químico pode usar as cores características que certos materiais criam quando são aquecidos: coloca uma pequena quantidade da substância que está a investigar numa chama e, consoante a cor obtida, pode deduzir quais os produtos químicos que a substância pode conter.

Pode realizar as experiências seguintes com a lamparina de álcool ou usar a hexametilenoctetramina fornecida no kit. Em todo o caso, deve saber, que a chama da lamparina de álcool possui uma cor diferente da utilizada pelos químicos no laboratório.

Para usar a lamparina de álcool, siga as instruções e avisos na página 41. Para usar a hexametilenoctetramina, corte um pedaço, e coloque-o numa tampa metálica ou numa panela metálica velha. Peça, a um adulto, ajuda para acender com um fósforo ou isqueiro. Não acenda a lamparina ou a hexametilenoctetramina sem ter tudo preparado para efectuar as experiências seguintes. Para extinguir a chama, apague-a como se fosse uma vela ou abafe-a, cobrindo-a com uma cápsula de vidro ou de metal.

Agora, vamos fabricar um instrumento com o qual poderemos testar produtos químicos à chama.

Pode fazer isto, endireitando um clipe e espetando-o numa rolha de cortiça, como mostram as figuras ao lado. Se não tiver uma rolha, um bocado de bata também dá. Assegure-se que o clipe está bem preso no suporte utilizado, de maneira a não cair. Utilize um clipe normal e não um daqueles revestidos a plástico ou coloridos. Deve preparar vários desses dispositivos, ou usar um novo clipe para cada produto químico diferente.

CUIDADO para nunca tocar num clipe imediatamente a seguir à experiência. Está muito quente!

Experiência 59

Numa tampa metálica, humedeça 1 colher de sal da cozinha com 2 gotas de água. Aqueça a extremidade de um dos cliques previamente preparados na chama, e logo a seguir, introduza-o na mistura de sal humedecida. Leve essa ponta novamente à chama (desta vez já com alguns resíduos de sal). Observará uma chama amarelo-alaranjada!

Experiência 60

Repita a experiência com outro clipe mas, em vez do sal, utilize sulfato de sódio ou carbonato de sódio. Mais uma vez, verá a cor amarela característica do sódio.

Pergunta 13

O que conclui daqui?

O Professor Sabichão explica

Os químicos chamam ao sal de cozinha, cloreto de sódio. Como pode reparar a partir dos seus nomes, o elemento comum aos três produtos químicos, é o sódio. O sódio é um elemento metálico leve, extremamente agressivo, irreconhecível como tal, nas substâncias com que estamos a lidar. Isto é uma situação típica na química: se dois ou mais materiais reagirem entre si, um novo material surge com características bastante diferentes das substâncias componentes originais. Este novo material não é uma simples mistura, é um composto químico.



Cores da chama de compostos de sódio, cálcio e cobre.



Hexametilenoctetramina é inflamável e nociva.

Hidróxido de sódio é corrosivo.

Cloreto de amónio é nocivo.

Sulfato de cobre é prejudicial à saúde e ao ambiente.

Consultar os avisos nas págs. 7 e 8.





Verificámos que os compostos de sódio coloriram a chama de amarelo. Como muitos outros produtos químicos contêm vestígios de compostos de sódio, eles também vão produzir, quando queimados, uma cor amarela. É o caso do hexametilenotetramina.

Experiência 61

Misture 1 colher de hidróxido de cálcio com 1 colher de cloreto de amónio e acrescente 2 gotas de água. A mistura cheirá a amónia (experiência 15). Mergulhe outro dispositivo com clipe na mistura, e leve-o à chama. A cor vermelho-tijolo indica a presença de cálcio. **Despejo: A2**

Experiência 62

Dissolva 1 colher de sulfato de cobre e outra, de cloreto de amónio, num pouco de água e repita a experiência com um novo clipe. A cor verde que aparece indica o cobre. **Despejo: A4**

Experiência 63

Aqueça, na chama, o arame de cobre incluído neste kit. Primeiro insira o arame numa rolha de cortiça como procedeu com os cliques; assim não se queimará. Passe o arame previamente aquecido num pouco de cloreto de amónio e leve-o à chama novamente. A cor verde indica a presença de cobre.

Experiência 64

Repita a experiência com um objecto feito de latão, por exemplo com um parafuso ou uma mola de latão. O melhor é agarrar o objecto que escolheu com um alicate. A cor verde indica o cobre.

O Professor Sabichão explica

Nas três últimas experiências, a combinação de sulfato de cobre ou de cobre e cloreto de amónio, produziu o cloreto de cobre, um composto que se evapora facilmente e faz com que a chama fique verde. O latão é uma mistura - em termos técnicos, uma liga - de cobre e zinco. O cobre revela-se na cor verde da chama, enquanto o zinco não tem nenhum efeito na cor da chama.

Todas as cores aparecem como “cinzentas” na iluminação com lâmpadas de sódio

Experiência 65

Regressemos à chama de sódio. Numa folha branca de papel, use marcadores coloridos para desenhar uma série de tiras com 1 cm de largura, em vermelho, azul, verde claro, amarelo e cor de laranja. Acenda a hexametilenotetramina e escureça a sala o mais possível. Mantenha o papel com as tiras coloridas no lado oposto da chama (visto por si). Mesmo no escuro, as cores são bem visíveis. Agora, prepare o dispositivo com o clipe embebido na mistura com sal da cozinha (como na experiência 59) e mantenha-o na chama. Através da luz amarela do sódio, todas as barras parecem cinzentas ou pretas - excepto o cor de laranja.

O Professor Sabichão explica

A luz solar, mas não a luz eléctrica, contém uma paleta inteira de cores: do violeta ao azul, do verde ao amarelo, passando pelo vermelho.

Pergunta 14

Que fenómeno natural o deixa ver a separação da luz solar em todas as suas diferentes cores?

A luz "branca" quando atravessa um pedaço triangular de vidro - o prisma óptico - revela a mesma paleta de cores. O físico chama-lhe um espectro de cores. Um objecto branco reflecte todas as cores. Um objecto negro, pelo contrário, absorve todas as cores. Se um objecto apresentar a cor vermelha ou azul, significa que ele está a absorver todas as cores, excepto o vermelho ou o azul porque as está a reflectir (já as possui). A chama de sódio reflecte apenas a luz amarela-cor de laranja, que é uma parte do espectro que é absorvida por todos os objectos de cores diferentes. Por isso, quando iluminados pela luz do sódio, todas as cores parecem cinzentas, excepto os amarelos-cor de laranja.



Iluminação de rua com lâmpadas de vapor de sódio. Pode ver o mesmo efeito das luzes de sódio à noite, em qualquer sítio na rua. Se não houver mais nenhuma iluminação, não será fácil reconhecer as cores dos carros.



10. A electricidade e a Química

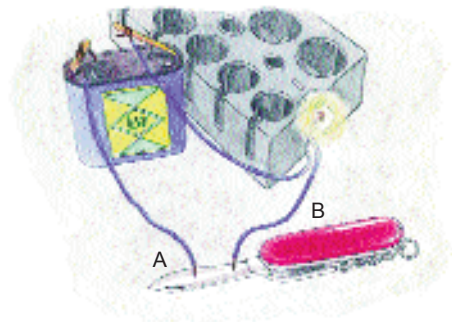
A tecnologia eléctrica e a electrónica são tão fascinantes como a química para muitos rapazes e raparigas. Talvez já tenha tido oportunidade de experimentar um kit de electrónica. A química moderna não tem sentido sem a electrónica. O químico não só trabalha com máquinas electrónicas altamente complexas e com computadores, mas também todos os processos químicos são baseados em processos eléctricos em átomos, que são os pilares de toda a matéria.

Naturalmente, tudo isto nos levaria muito para além do que eu gostaria de lhe ensinar na nossa viagem inicial pelo mundo da química. Por agora, tenho algumas experiências muito interessantes - e espantosas- para lhe mostrar.

Bons e maus condutores

Para a próxima experiência irá precisar de uma pilha de 9V, que não pode ser incluída no kit devido ao seu prazo de validade limitado. Irá também precisar do terminal para a pilha de 9V com os cabos vermelho e preto, que está incluído no kit.

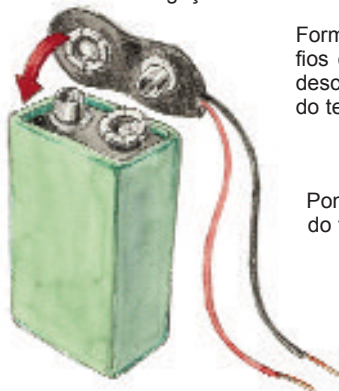
Descarne ambas as pontas dos dois fios azuis (basta puxar o isolamento das pontas) e enrole as pontas de uma das extremidades em torno das pontas do terminal, como exemplificado na ilustração. Ligue a ponta livre de um dos dois fios bem como a ponta de um terceiro fio azul ao suporte para tubos de ensaio, como indicado no esquema de montagem. Tem assim um encaixe para a lâmpada.



Experiência 66

Monte o circuito eléctrico representado na figura, com o suporte para tubos de ensaio, uma pilha, a lâmpada, e os fios de ligação. Enquanto não há ligação entre os pontos A e B, o circuito está aberto e a lâmpada está apagada. Ligue A e B a um metal, a lâmina de um canivete p.ex., e a lâmpada acende. O aço da lâmina do canivete conduz a corrente eléctrica, tal como qualquer outro metal. Outros materiais, como madeira, plástico, e vidro, não conduzem a corrente eléctrica, ou apenas a conduzirão de forma limitada. Experimente!

Terminal de ligação



Forma de ligar os fios do terminal de ligação aos fios eléctricos azuis. Faça pressão contra a ponta descarnada enquanto a enrola em torno da ponta do terminal.

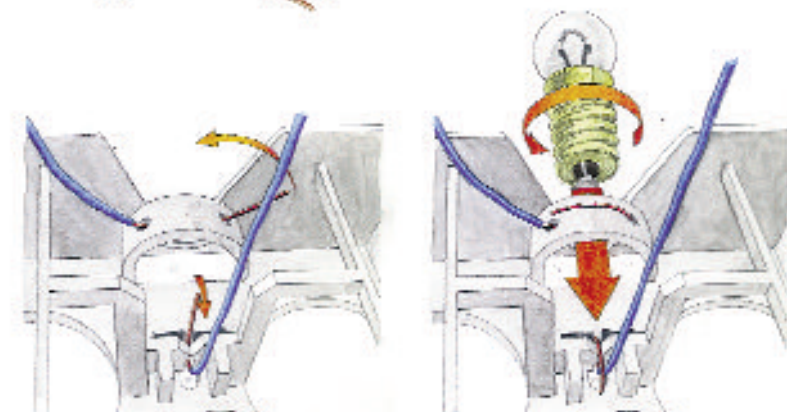


Diagrama de montagem para o suporte da lâmpada



Experiência 67

Coloque duas tiras de folha de alumínio com cerca de 1 cm de largura num copo de medição e prenda a estas as pontas dos fios eléctricos, como mostra a figura ao lado. Encha o copo até meio com água. A lâmpada mantém-se apagada. Aparentemente a água não conduz a corrente eléctrica.

Experiência 68

Coloque 1 ou 2 colheres de chá de açúcar na água. A lâmpada não acende. A água açucarada também não conduz a corrente eléctrica.

Experiência 69

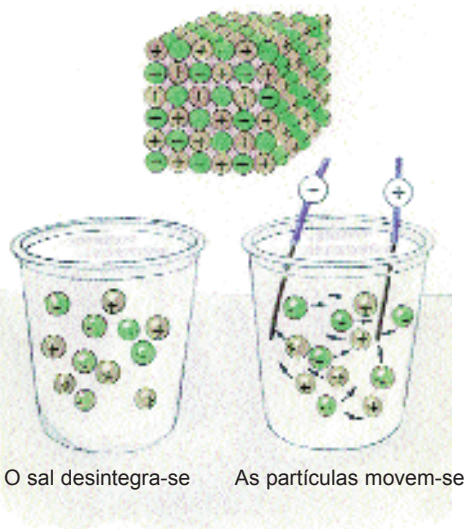
Esvazie o recipiente com a água açucarada, lave-o muito bem e encha-o novamente com água limpa e volte a montar o circuito eléctrico. Agora adicione 1 ou 2 colheres de sal à água e misture. A lâmpada brilhará levemente, indicando uma corrente eléctrica fraca.

Experiência 70

Para acender a lâmpada, não é necessário termos sal de cozinha. Repita a experiência, utilizando carbonato de sódio (Cuidado! Esta substância irrita os olhos. Ver informação na pág.7!). As soluções que contenham carbonato de sódio também conduzem a corrente eléctrica. [Despejo: A1](#)

O Professor Sabichão explica

O cloreto de sódio e o carbonato de sódio, bem como o cloreto de amónio, sulfato de cobre, e muitas outras substâncias, são constituídas por partículas carregadas positivamente e negativamente. O nome técnico para estas substâncias é "sais". Se um sal for dissolvido em água, ele separa-se em dois tipos de partículas, positivas e negativas. Assim, se uma corrente passar na solução, as partículas positivas migram para o pólo negativo, e as partículas negativas para o pólo positivo - como sabe, cargas de sinal contrário, atraem-se. Devido a esta tendência de migração, o nome dado às partículas é "iões" (da palavra grega correspondente a "para ir"). Os iões ao migrarem, fecham o circuito eléctrico, o que permite à corrente eléctrica estabelecer-se: é a razão pela qual estas soluções de sal são boas condutoras.



O sal desintegra-se

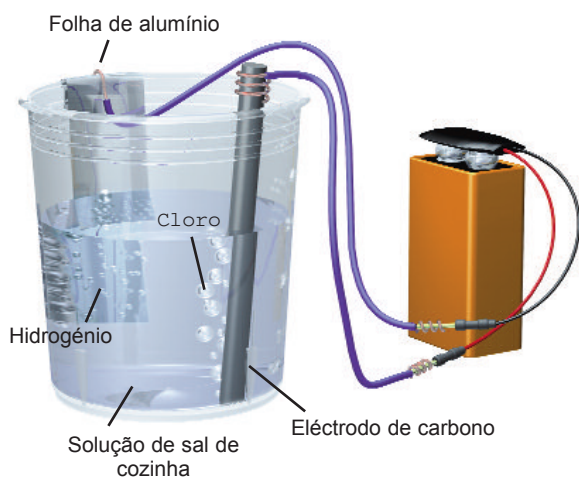
As partículas movem-se

A Decomposição dos sais

Agora vamos estudar o que realmente acontece quando fazemos passar uma corrente eléctrica por uma solução de sal.

Experiência 71

Monte o dispositivo como mostra a figura. A vara de carbono deve ser ligada ao terminal positivo da bateria. Assim que o circuito eléctrico fique fechado, as bolhas de gás começarão a surgir em ambos os pólos. Notará um odor característico, semelhante ao das piscinas: o cheiro a cloro. Pressione uma tira de papel azul ou de papel vermelho de tornesol contra o eléctrodo de carbono. A cor tornar-se-á pálida. O cloro que se desprende no pólo positivo, é um poderoso branqueador.



O Professor Sabichão avisa

O cloro é venenoso quando inalado e irrita os olhos, pele e órgãos respiratórios. Certifique-se de que utilizou as quantidades referidas! Realize a experiência no exterior ou junto a uma janela aberta. Se começar a sentir-se doente, siga o primeiro procedimento de ajuda (Número 3, no início), e chame um médico.

Experiência 72

Segure o papel vermelho de tornesol contra uma das tiras de folha de alumínio (no pólo negativo, p.e.). O papel fica azul. [Despejo: A1, A3](#)

Pergunta 15

O que pode concluir?

Experiência 73

Se tiver uma fonte de alimentação mas não souber qual é o pólo positivo e o negativo, pode descobrir facilmente com a ajuda da reacção que acabou de efectuar. Embeba uma tira de papel vermelho de tornesol numa solução concentrada de sal de cozinha e em seguida deixe secar o papel. Acaba de produzir um papel para testar a polaridade. Se quiser realizar o teste, tem de humedecer a tira de papel e colocá-la em ambos os pólos distando apenas alguns milímetros. A tira ficará azul no pólo negativo. **Despejo: A1**

O Professor Sabichão explica

O sal de cozinha - essencialmente cloreto de sódio - é constituído por iões de sódio (cargas positivas) e de cloro (cargas negativas). Quando a corrente eléctrica é estabelecida, os iões sódio migram para o pólo negativo e geram hidróxido de sódio, que tem uma reacção alcalina (daí a coloração azul do papel vermelho de tornesol). Além disso, liberta-se hidrogénio. Os iões cloro, negativos, movem-se para o pólo positivo, onde o gás cloro-que possui um cheiro picante- é gerado. Por outras palavras, o sal de cozinha decompõe-se. O nome deste processo de decomposição, por meio de uma corrente eléctrica, é "electrólise".

Na indústria química, a electrólise de sal de cozinha é usada para fabricar a lixívia (um nome comum do hipoclorito de sódio), cloro, ácido clorídrico e muitos outros produtos.

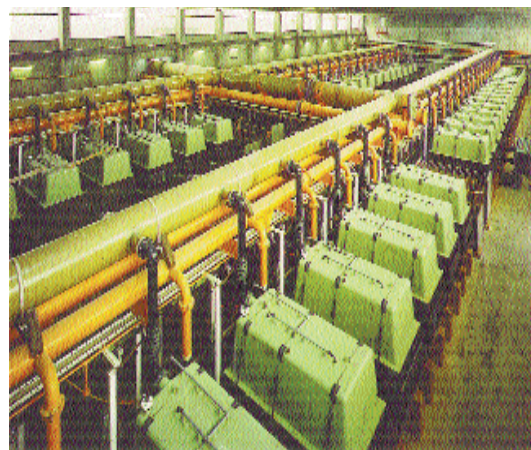
Com certeza, nunca lhe passaria pela cabeça que o sal de cozinha contivesse cloro (venenoso e amarelo-esverdeado). E o sulfato de cobre azul nunca lhe faria pensar no metal castanho-avermelhado a que chamamos cobre! Mas agora, vai extrair, como por magia, um pouco de cobre a partir do sulfato de cobre.

Experiência 74

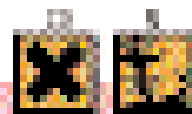
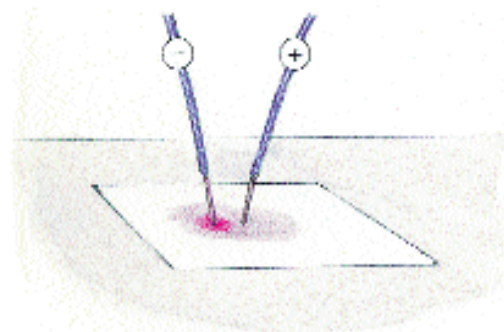
Coloque a solução de sulfato de cobre num copo de medição e, desta vez, ligue o eléctrodo de carbono ao pólo negativo, como ilustrado. Pouco depois do estabelecimento da corrente, o carbono ficará coberto por uma camada castanho-avermelhada escura: é o cobre! No pólo positivo, haverá bolhas de gás. **Despejo: A4**

O Professor Sabichão explica

O sulfato de cobre contém iões cobre que são positivos, que se movem em direcção ao pólo negativo e lá ficam convertidos em cobre metálico. Os iões negativos do sulfato de cobre são um componente do ácido sulfúrico. No pólo positivo, realiza-se uma série de processos complexos, e entre outros, liberta-se oxigénio.

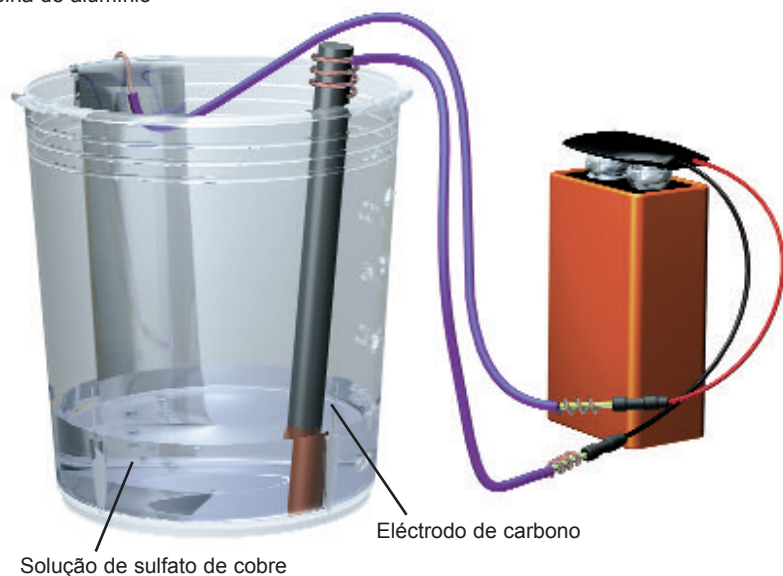


Electrólise do sal na Indústria química (foto da fábrica Lurgi)



Sulfato de cobre é nocivo e prejudicial ao ambiente. Consultar os avisos nas págs. 7 e 8.

Folha de alumínio



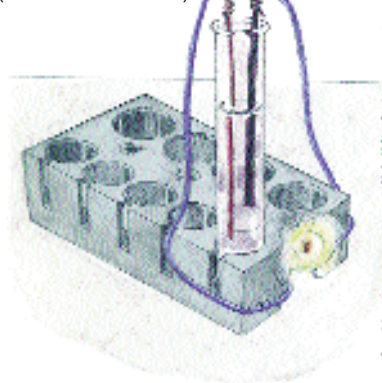
Electricidade a partir de um tubo de ensaio

Nas suas experiências de electrólise, uma corrente eléctrica ocasionou modificações químicas (a decomposição do sal de mesa ou do sulfato de cobre). De modo inverso, pode obter electricidade a partir de reacções químicas: os seus amigos ficarão assombrados se lhes disser que pode criar uma corrente eléctrica num tubo de ensaio - mesmo que seja uma corrente muito fraquinha!



Hidrogenosulfato de sódio é corrosivo.
Consultar os avisos nas págs. 7 e 8.

Arame de cobre
(eléctrodo de cobre) Tira de magnésio



Experiência 75

Encha três quartos de um tubo de ensaio com água e dissolva 4 colheres de sal de cozinha e 1 colher de sulfato de sódio. Pode dizer ao seu público que o tubo apenas contém água! Ate a tira de magnésio a uma das extremidades da lâmpada e ligue a outra ao eléctrodo de cobre. Mergulhe os dois eléctrodos na solução de sal do tubo de ensaio, sem deixá-los tocar um no outro. Notará uma grande produção de gás na tira de magnésio. Ao mesmo tempo, a lâmpada acender-se-á, mas com um brilho muito ténue. Se retirar a tira de magnésio da solução, parecerá corroída. Se deixar a experiência decorrer durante muito mais tempo, o magnésio desaparecerá completamente.

O Professor Sabichão explica

Esta experiência parece muito simples, mas a sua explicação química é de facto muito complexa. As reacções que se processam são basicamente semelhantes ao que acontece na pilha de um relógio ou numa lanterna eléctrica. O antecessor deste tipo de aparelho de produção de electricidade é a célula voltaica, assim chamada em homenagem ao físico italiano Alessandro Volta (1745-1827): consiste em placas de zinco e de cobre imersas em ácido sulfúrico diluído.

Nesta experiência, usamos o magnésio em vez do zinco. O magnésio e o zinco são menos nobres do que o cobre (significa que eles se decompõem mais facilmente), e a corrente eléctrica causará a sua desintegração. A energia química libertada com a desintegração dos metais não-nobres, é convertida em energia eléctrica.



Chegamos ao fim da Parte I. Espero que se tenham divertido! E espero que tenha aprendido como se pode aplicar a química ao quotidiano. Agora que concluiu as experiências na Parte I, está mais habilitado a explicar como algumas coisas funcionam e por que é que as substâncias interagem de uma determinada maneira.

Prepare-se para a parte 2!

Depois de descansarmos um pouco, continuaremos com a nossa exploração da química na nossa vida diária com a Parte II. Por favor lembre-se de que vamos precisar de álcool etílico para continuarmos o nosso curso. Será apresentado a um novo dispositivo, a lamparina de álcool, que é importante para a química porque muitas reacções só ocorrem a temperaturas elevadas. Também aprenderá novos procedimentos de química: filtração, destilação, aquecimento de líquidos e corpos sólidos, e muito mais.

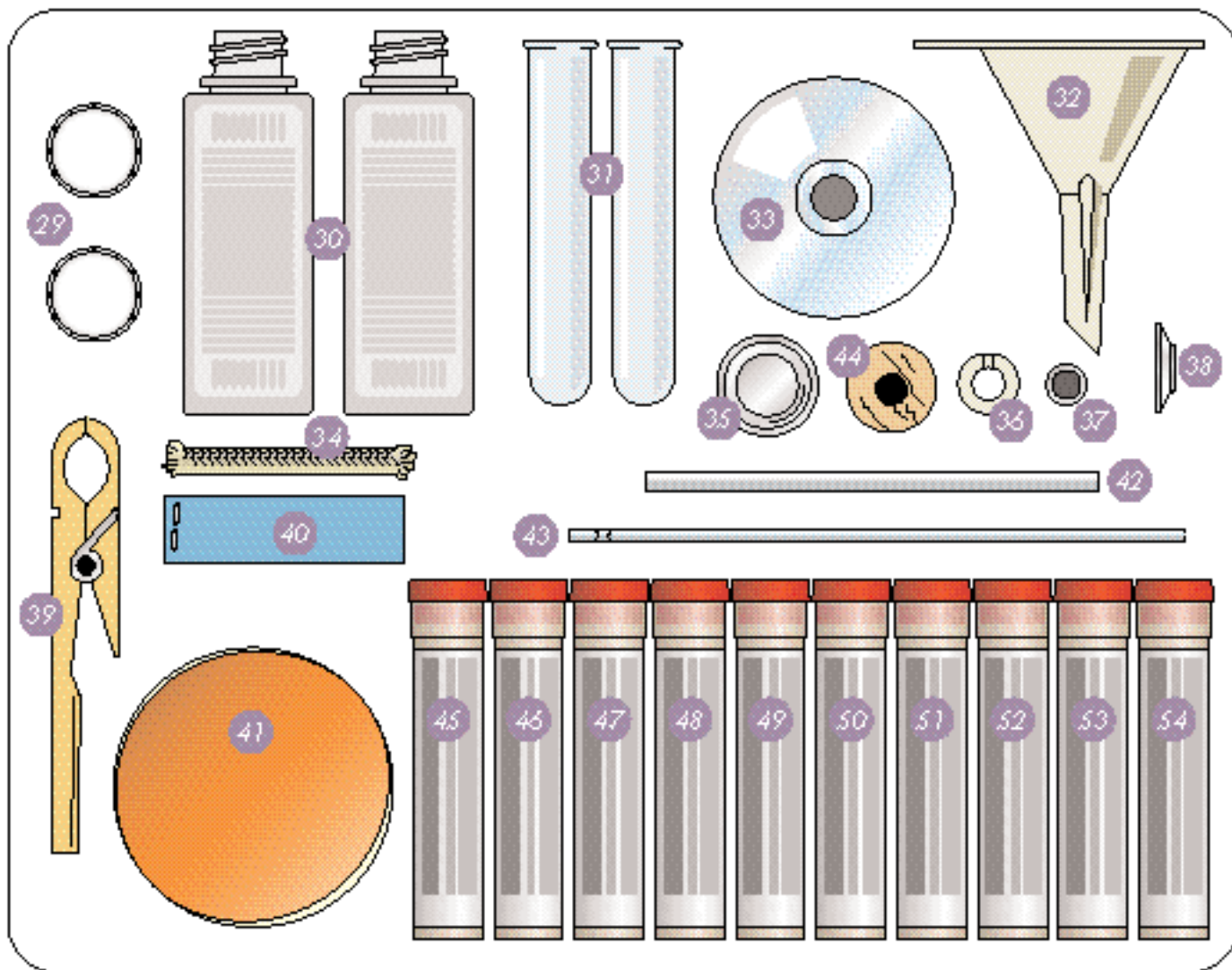
Parte 2

QUÍMICA

Kit experimental

Experiências 76–261

Conteúdo do kit- tabuleiro 2



N.º	Descrição	Parte N.º
29	Duas tampas de rosca	075088
30	Duas garrafas de plástico(1).....	086298
31	Dois tubos de ensaio	062118
32	Dois funis de plástico.....	086228
33	Base da lamparina de álcool.....	061117
34	Pavio	051056
35	Tampa da lamparina	021797
36	Junta de isolamento	048067
37	Apoio de pavio.....	021777
38	Disco de alumínio	021787
39	Suporte para tubos de ensaio	000026
40	Papel azul de tornesol	056026
41	Papel de filtro	080156
42	Tubo de vidro	065188
43	Vareta de vidro para aquecimento.....	065458
44	Rolha de cortiça perfurada.....	071118
45	Hidróxido de cálcio.....	033432
46	Hidrogenocarbonato de sódio.....	033532
47	Ácido tartárico.....	033472

48	Solução de luminol (mistura de luminol-sulfato de sódio, 5% m/m)	033482
49	Hexacianoferrato de potássio(III).....	033492
50	Sulfato de cálcio.....	033502
51	Cloreto de amónio	033452
52	Sulfato de cobre (II)	033462
53	Limalha de ferro (ferro em pó)	033512
54	Solução de permanganato de potássio (2).....	033522
55	Não representadas: etiquetas Química.....	440537

Materiais adicionais

Leia integralmente cada experiência antes de começá-la, de maneira a saber que materiais irá necessitar. A maior parte deles encontrá-los -á em casa, mas pode acontecer que algum adulto os tenha de ir comprar ao supermercado ou à droguaria.

Cuidado!

Partes deste kit possuem pontas ou arestas afiadas. Não se magoe!

A OEI Escolar reserva o direito de fazer alterações técnicas

11. A Química está em toda a parte

Bem-vindos à segunda parte da nossa viagem de descoberta pelo mundo da química! Na primeira parte, C1000, aprendeu muitos truques perfeitamente mágicos.

Mas, naturalmente que sabe, que não há realmente nenhuma magia na química - todos os fenómenos químicos têm explicações completamente lógicas. Para muita gente, não há grande diferença entre os truques de um mágico e as actividades dos químicos profissionais. Para eles a química é um mundo estranho e misterioso que não tem nada a ver com o seu quotidiano.

Nada mais falso! Na verdade, a química desempenha um papel em tudo o que fazemos. Não só por causa de produtos criados pela indústria química, como colas, tintas, plásticos, produtos farmacêuticos, e assim por diante. Isto é apenas a ponta do iceberg. Estamos rodeados de fenómenos químicos a toda a hora: quando o ferro enferruja, quando o vinho fermenta, quando se dá a combustão num motor de um carro, quando os nossos corpos se ocupam em processos metabólicos complexos. Todos estes processos podem ser explicados pela química.

Nesta segunda parte do manual, utilizarei experiências simples para lhe mostrar de que maneira a química está presente na sua vida diária. Verá que muitas reacções que usou nos seus truques mágicos podem ser aplicadas a investigações sérias. Mas também estará aprendendo novas técnicas e conhecendo novas ferramentas. Por isso a primeira coisa que quero fazer é apresentar o novo equipamento do kit.



O novo equipamento para a parte 2

Já lhe contei como o calor é um precioso ajudante do químico. Com a ajuda do calor, um químico pode acelerar significativamente muitas reacções: por exemplo, para evaporar a água de uma solução de sal. No laboratório de química, é comum usar dispositivos de aquecimento eléctricos bem como o bico de Bunsen, um bico de gás assim chamado em homenagem ao químico alemão Robert Wilhelm Bunsen (1811-1899).

A lamparina de álcool

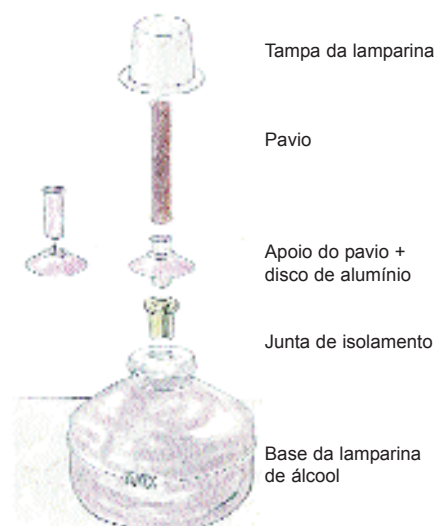
Para os nossos objectivos, uma lamparina de álcool será perfeitamente suficiente. É constituída por uma base (fig.4), um apoio de pavio com disco (fig.9/10), um isolador (fig.8), um pavio (fig.11) e uma cápsula (fig.6). Na figura ao lado, verá como o pavio, o apoio de pavio, e o isolador são inseridos uns nos outros.

Para montar a lamparina de álcool:

1. Encha o reservatório da lamparina com álcool etílico usando um funil (fig.5), mas não até acima. Nunca ultrapasse a linha marcada no vidro que diz "máximo". Sugerimos uma solução de álcool etílico a 70 %, à venda nas drogarias.
2. Coloque as duas partes do apoio de pavio, como se mostra.
3. Insira o pavio no respectivo apoio. Pode ter de o torcer para melhor o introduzir. O pavio deve sobressair do apoio cerca de 0,5 cm.
4. Ponha o isolador na abertura da lamparina.
5. Empurre o pavio pelo isolador, e introduza-o na lamparina, até que o apoio de pavio esteja sobreposto no isolador. O pavio não deve sair muito de modo a que não impeça a colocação da cápsula!
6. Espere um pouco até o álcool embeber o pavio. Logo que isto aconteça, pode usar um isqueiro ou fósforo para acender a lamparina.
7. Quando quiser apagá-la, basta colocar a cápsula em cima do apoio do pavio. Tenha cuidado para nunca deixar o álcool acabar completamente, ou poderá danificar o isolador.



O álcool etílico não está incluído neste kit, por razões de armazenamento. Pode encontrá-lo em drogarias, supermercados, farmácias, em lojas e/ou armazéns que vendam produtos químicos.





O Professor Sabichão avisa

O álcool etílico é altamente inflamável. Veja a informação na página 6! Nunca encha a lamparina de álcool quando estiver quente, quando o pavio ainda estiver incandescente, ou quando houver outra chama por perto. Nunca deixe a garrafa de álcool aberta. Guarde-o a alguma distância, longe do seu local de trabalho. Se derramar álcool, limpe imediatamente com um pano, e ponha-o a secar.

Água a ferver- a maneira correcta para o fazer

Pensa que não há nenhum truque para ferver água? Bem, mesmo quando se está só a ferver água, tem de se seguir certas regras, para que nada corra mal, e nada seja projectado para os seus olhos!

Experiência 76

Introduza, num tubo de ensaio, cerca de 3 cm de água. Para evitar queimar os seus dedos enquanto o aquece, segure-o com a pinça de madeira (fig.15) e assegure-se que o tubo está completamente seco no exterior. Mantenha o tubo de ensaio- como mostra a figura – ligeiramente inclinado sobre a chama e mova-o para a frente e para trás para que aqueça uniformemente. Certifique-se que a boca do tubo não está apontada, nem em direcção a si nem a ninguém. Porquê? Às vezes forma-se uma bolha de vapor que pode fazer com que a água seja projectada para fora!



Experiência 77

Pode evitar isso facilmente, usando a vareta de vidro para aquecimento (fig. 14): coloque-a com a pequena depressão no fundo do tubo de ensaio que está a aquecer. Quando começar o aquecimento, pequenas bolhas de gás começarão a subir suavemente à superfície, sem fazer transbordar a água. Depois de aquecer um líquido, pode arrefecer o tubo de ensaio com água corrente fria. Se aqueceu uma substância sólida, o vidro do tubo de ensaio pode atingir centenas de graus Celsius, e estilhaçar-se-á se tentar arrefecê-lo debaixo de água. Deixe o tubo de ensaio quente arrefecer numa pedra ou proceda como descrito na secção seguinte.

O Professor Sabichão avisa

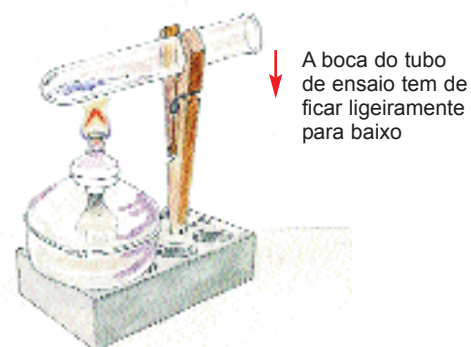
Em caso algum deve aquecer o frasco de vidro. Certamente que se partiria!

O suporte de tubos de ensaio

Para além de buracos grandes e pequenos, para introduzir tubos de ensaio, o suporte também possui buracos verticais e diagonais para colocar a pinça para tubos de ensaio. Pode usá-lo para arrefecer tubos de ensaio ou até para construir o seu próprio equipamento experimental simples.

O Professor Sabichão avisa

Quando se aquece substâncias em que é produzida água, os tubos de ensaio devem ser colocados com a abertura ligeiramente inclinada para baixo. De outro modo o vapor de água pode-se condensar na parte mais fria do tubo (na abertura) e pode retroceder para a parte quente, o que pode quebrá-lo!



Falaremos do outro equipamento novo, à medida que forem aparecendo nas experiências. O funil, por exemplo, não será utilizado apenas para encher a lamparina de álcool, mas também para filtrar. Ver Experiência 80.

13. Separação de Materiais

Já sabe que quando os químicos falam de "material", não pensam apenas em material para vestir, mas em todas as substâncias de que as coisas são feitas. Alguns materiais que encontra na sua vida diária são a água, o ferro, o açúcar, o sal, o cobre, o policloreto de vinilo(PVC), o alumínio e o álcool etílico. Alguns materiais que encontra no seu kit de experiências são, por exemplo, permanganato de potássio, carbonato de sódio, ácido tartárico e sulfato de cobre. Todas essas substâncias são também chamadas "produtos químicos".

As misturas de materiais são muito mais comuns do que os materiais simples. Por exemplo, o leite é uma mistura de água, gordura, proteína e açúcar, entre outras coisas. O que chamamos de "gordura" e "proteína" são, por sua vez, misturas de outros materiais. Ou a água do mar, que essencialmente é constituída por água e cloreto de sódio, ou sal. Muitas vezes, os químicos procedem à separação das misturas ou à extração de um material a partir de uma mistura. Em linguagem técnica, chama-se a isto separação de materiais. Neste capítulo, aprenderá algumas técnicas para executar separações simples.



Um filtro de papel

Experiência 78

Coloque 3 ou 4 colheres de areia (que não esteja suja) num tubo de ensaio e acrescente água até meio do tubo, rolando-o. Agite e coloque-o no suporte para tubos de ensaio. O que observa?

Experiência 79

Podemos separar a areia e a água se deixarmos a areia assentar no tubo de ensaio e, de seguida, esvaziarmos a água cuidadosamente para outro recipiente. Mesmo no fim, quando vazar as últimas gotas de água, muito provavelmente vazará também um pouco de areia, mas será mesmo muito pouco. Este processo é chamado decantação.

Experiência 80

Pode realizar uma separação muito melhor a partir da filtração. Para efectuar esta operação, pode usar o papel de filtro incluído no kit. Dobre um dos filtros redondos (fig.16) como mostra a figura. Obterá um cone com uma camada de papel num lado e três camadas no outro. Coloque esse cone no funil e humedeca-o com um pouco de água, para que o papel de filtro adira bem ao vidro. Introduza o funil no tubo de ensaio e vaze a mistura de areia e água no filtro. O líquido claro que goteja no tubo de ensaio - neste caso, água - é chamado o filtrado. A areia permanece no filtro.

Experiência 81

Introduza 3 colheres de sal de cozinha num tubo de ensaio e adicione água aproximadamente até meio. Coloque a rolha e agite-o vigorosamente. O que acontece? O sal desaparece: dissolveu-se completamente na água.

Experiência 82

Filtre a solução de sal como fez na experiência 80, usando um novo filtro. Não ficará nada no filtro.

Pergunta 16

O que pode concluir daqui?

O Professor Sabichão explica

A areia compõe-se de pequenos cristais de quartzo que não podem ser dissolvidos em água e, como são relativamente pesados, afundar-se-ão. Os grãos de quartzo são também demasiado grandes para passar pelos poros do papel de filtro. Portanto o papel de filtro é uma peneira extremamente perfeita.





Na indústria, muitos sais são obtidos com recurso a cristalizadores.

O sal se mesa, ou qualquer outro material solúvel, comporta-se diferentemente. Como sabe do Capítulo 10, os sais separam-se na água em partículas muito pequenas chamadas iões. Os iões são tão pequenos que conseguem passar nos poros do papel de filtro. Chama-se solução ao conjunto dos líquidos e desses sais. A água e o sal não são, por isso, separáveis pela filtração.

Um pequeno acidente na praia

Imagine que está num piquenique na praia e derrama sal de cozinha na areia. Assim, não terá nenhum para temperar os seus ovos cozidos, já que está misturado com a areia e seria muito desagradável senti-la nos dentes quando comesse. Neste momento, não deve ser muito difícil para si separar o sal, que já sabe ser solúvel em água, da areia - que é insolúvel. Mas por via das dúvidas, realizaremos a experiência como é habitual.

Experiência 83

Coloque 3 colheres de areia e 3 colheres de sal de mesa, num tubo de ensaio. Encha o tubo de ensaio até metade com água e agite vigorosamente. Agora filtre a mistura usando um filtro limpo. O filtrado - a solução de sal - não pode ser vertida para a sua omelete do café da manhã! Ainda temos de realizar outro procedimento para recuperar o sal da solução de modo a estar pronto para temperar.

Experiência 84

Coloque 1 cm da solução de sal de mesa num tubo de ensaio e insira-lhe a vareta de vidro para aquecimento. Agora aperte o tubo de ensaio com a pinça de madeira e mova-o suavemente para a frente e para trás por cima da chama da lamparina de álcool. A água vai-se evaporar gradualmente, convertendo-se em vapor. Retire a vareta de aquecimento do tubo de ensaio, e continue a aquecê-lo por cima da chama: verá a formação de uma crosta branca. É sal! Naturalmente, numa emergência - ou num piquenique de praia, por exemplo - poderá sempre evaporar a água num recipiente que se possa aquecer.

A arte de fazer café

Experiência 85

Coloque novamente no funil um papel de filtro e introduza-o num tubo de ensaio. Vaze um pouco de café moído para o filtro, e lance pequenas quantidades de água quente por cima do café. Um líquido acastanhado, muito aromático - café de gotejamento - começará a ser recolhido no tubo de ensaio. Acaba de aprender os passos básicos para a preparação do café de gotejamento. A água quente extraiu a cor que é constituída por substâncias que contêm o aroma do café moído, a cafeína estimulante e outros ingredientes que foram capazes de passar pelos poros do papel de filtro da mesma maneira que o sal na experiência anterior. As borras do café que são insolúveis, ficam retidas no filtro.

Experiência 86

Repita a experiência anterior, mas desta vez utilize café instantâneo. Observará que nenhuma borras ficarão no filtro. Os extractos de café instantâneo apenas contêm ingredientes solúveis, o que permite fazer o café directamente na taça.

Cristais no tubo de ensaio

Na experiência 84, usou a evaporação para retirar a água da solução de sal. O que se obtém é o sal de granulação fina. Cada grão de sal é um pequeno cristal. Pode obter-se cristais maiores se, em vez de aquecer, tiver paciência e deixar a água evaporar-se sozinha.



O sulfato de cobre forma cristais com a forma de paralelogramas.

Experiência 87

Coloque água até metade de um tubo de ensaio. Acrescente sal de mesa até que não consiga dissolver mais sal mesmo quando agitar vigorosamente o tubo de ensaio. Transfira 2 cm desta solução para outro tubo de ensaio e aqueça-o durante alguns minutos. Vaze a solução aquecida para um prato raso (um prato de vaso para plantas serve muito bem), coloque-o num local fora do alcance das crianças e espere 1 a 2 dias. Nessa altura, e sem nunca ter mexido no prato, dê uma olhadela ao pires. O líquido evaporou-se, deixando muitos pequenos cristais cúbicos de sal. Observe-os através de uma lupa.

Experiência 88

Num tubo de ensaio, dissolva uma colher de sulfato de cobre (azul) num pouco de água. Seguidamente, proceda como na experiência anterior. O sulfato de cobre começará a cristalizar após algum tempo. Quando examinado de cima, os cristais têm a forma de paralelogramos muito pequenos. É o termo usado por matemáticos para as formas da figura: possuem quatro vértices e lados opostos iguais e paralelos. Torne a guardar os cristais de sulfato de cobre no prato. Ainda poderá usá-los noutras experiências. **Despejo: solução: A4**

Experiência 89

Um sal que se dissolve, muito facilmente em água, é o cloreto de amónio. Num tubo de ensaio com 1 ou 2 cm de água, acrescente 2 colheres de cloreto de amónio. Rolhe o tubo de ensaio e agite-o. O sal desaparece. Acrescente outras 2 colheres e agite novamente. Muito provavelmente, esta quantidade adicional de sal vai-se também dissolver. Continue acrescentando cloreto de amónio até que não consiga dissolver mais, mesmo depois de agitar energicamente o tubo. Aqueça a solução à chama da lamparina de álcool. Verificará que o resto do sal ir-se-á dissolver também.

Experiência 90

Agora arrefeça o tubo debaixo de água fria corrente. De súbito, os cristais brancos aparecerão. O cloreto de amónio está de volta!

Experiência 91

Se tiver um microscópio - um simples, serve perfeitamente - pode estudar os cristais de cloreto de amónio um pouco melhor. Aqueça o tubo de ensaio com o cloreto de amónio cristalizado até que tudo se tenha dissolvido novamente. Cuidadosamente, transfira um pouco da solução ainda quente para uma lâmina, e observe-o imediatamente ao microscópio. Verá cristais que parecem congelados. Até será capaz de vê-los crescer. **Despejo: Al**

O Professor Sabichão explica

Se a água for retirada de uma solução de sal (por exemplo, pela evaporação), as partes mais pequenas dos sais, os iões, vão-se reunir em cristais. A forma do cristal depende do tipo de iões. O sódio e os iões cloro, do sal de mesa, ficam aglomerados como se mostra na figura. É fácil ver como aquela espécie de arranjo resultaria em cristais cúbicos. Com o sulfato de cobre, as coisas não são assim tão simples. Mas a forma cristalina característica do sulfato de cobre, também depende do arranjo dos iões do sal. Muitos sais, como o cloreto de amónio, dissolvem-se melhor a temperaturas mais altas do que à temperatura ambiente. É por isso que, muitas vezes, ainda se pode dissolver substâncias sólidas aquecendo-as (experiência 89). Assim, quando se arrefece a solução, a mesma quantidade de cloreto de amónio vai-se separar novamente, na forma de cristais, como quando foi dissolvido ao aquecer (experiência 90).

A água quimicamente pura

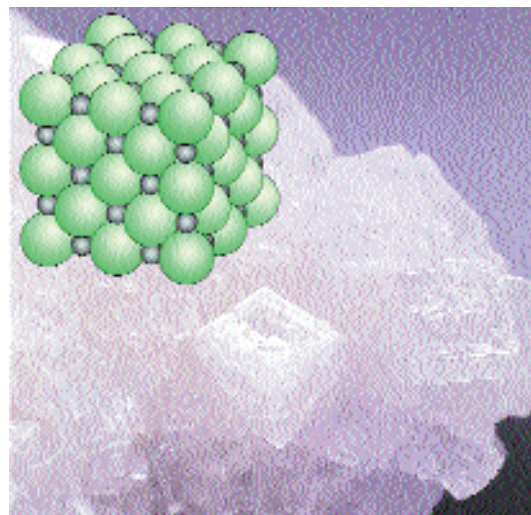
Nas experiências 84 e 87 recuperou o sal da solução de água e sal. Nesse caso, a água foi evaporada. Mas, e se quisesse recuperar a água e não o sal? Como se pode obter água da água com sal? A filtração não é solução, como já sabe. Temos de tentar outra coisa.



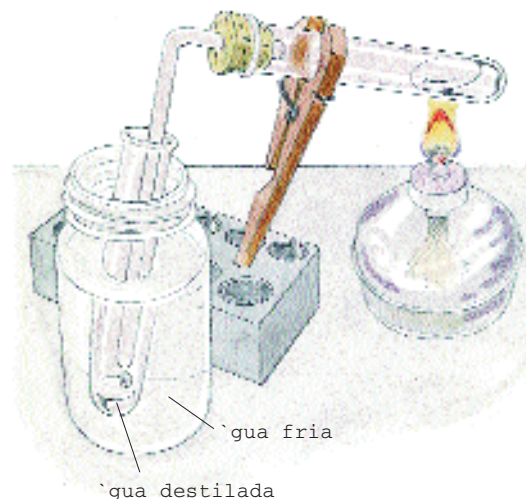
Sulfato de cobre é prejudicial à saúde e ao ambiente.

Cloreto de amónio é nocivo.

Consultar os avisos nas págs. 7 e 8.



Cristais de sal (cloreto de sódio). A figura pequena mostra o arranjo dos iões: sódio- cinzento, cloro- verde.



Experiência 92

Primeiro, monte o seu equipamento como se mostra na figura. Cuidado ao introduzir o tubo de vidro na rolha! Leia a informação na experiência 40! Coloque a parte mais curta do tubo angular na rolha e coloque a rolha no tubo de ensaio, cheio com água salgada. Insira a parte mais longa do tubo de vidro num tubo de ensaio vazio e seco. Coloque o tubo de ensaio num frasco com água fria, para arrefecimento. A pinça do tubo de ensaio é inserida num buraco do suporte para tubos de ensaio.

Mova a lamparina de álcool lentamente para a frente e para trás debaixo do tubo de ensaio cheio com água do mar. Deste modo, pode impedir a solução salgada de ferver demasiado e entrar no tubo de vidro angular. Daqui a pouco, o vapor de água começará a aumentar no tubo de ensaio. Ao mesmo tempo, um líquido claro começará a gotejar no segundo tubo de ensaio.

O Professor Sabichão avisa

Antes de retirar a chama (ou apagá-la), certifique-se que já retirou o tubo angular do tubo de ensaio!



Pergunta 19

Sabe por que foi capaz de separar a água do sal?

Verta o filtrado para a bacia rasa que usou na Experiência 87. Não irá haver a formação de cristais de sal.

O Professor Sabichão explica

Quando a solução de sal foi aquecida, uma pequena quantidade de água foi vaporizada. O vapor de água foi pelo tubo angular até ao tubo de ensaio arrefecido, onde passou, novamente, a água líquida. Por outro lado, o sal permaneceu onde estava porque não se vaporiza com a água. Este processo é chamado destilação. A água que é obtida denomina-se água destilada. De facto, a destilação realiza-se em qualquer vulgar recipiente de sopa. Prove as gotas que ficam na tampa: não sabem a sal, mesmo que a sopa esteja salgada. O líquido na tampa da panela de sopa é água destilada.

XI



Carbonato de sódio é irritante para a vista

Consultar os avisos nas págs. 7 e 8.

Experiência 93

É claro que também pode usar esta mesma técnica para libertar a água de outros aditivos. Repita a destilação como na experiência 92 mas, desta vez, com a solução de carbonato de sódio. Para preparar esta solução, dissolva 1 colherzinha em 5 cm de água, e adicione umas gotas da solução de tornesol. Quando executar a destilação, o fluido que goteja no tubo de ensaio, o destilado, é completamente incolor. **Despejo: A1**

Experiência 94

Também pode proceder a uma destilação da bebida imunda da “bruxa marda”! Será impressionante! Esta bebida é uma mistura preparada com água, tinta, terra e cinzas. Não acrescente muita porcarias de maneira a que a solução não fique demasiado espessa. Após executar a destilação, obterá um destilado límpido: água destilada. **Despejo: A1**

O Professor Sabichão explica

O que acha: a água da torneira é completamente pura? Mesmo a água potável tem impurezas. Ao percorrer as terras, a água retém sais minerais na sua viagem. Se o conteúdo mineral for baixo, pode-se chamar água “mole”; se for alto, então a água chama-se “dura”. A água dura produz depósitos perigosos de calcário em aquecedores de água, máquinas de lavar roupa e loiça, baterias dos carros e ferros a vapor. Para aquelas utilizações, há que usar água destilada ou há que “amolecer” a água (ver Capítulo 24).

Hoje em dia, existem métodos para retirar sais da água, que necessitam de menos energia do que a destilação. Se calhar está admirado por não se retirar, completamente, os sais minerais da água potável. Poderia estar bem para as nossas máquinas, mas não seria aconselhável para nós, porque os nossos corpos precisam daqueles sais para viver e funcionar bem. Portanto está a ver na química, como na vida, há sempre os prós e os contras.



14. Ácidos e bases

Os ácidos fazem parte da nossa vida diária, inclusive, das nossas refeições: o vinagre e o sumo de limão são apenas dois exemplos de ácido que dão um sabor ácido à comida que ingerimos. Os ingredientes activos desses condimentos habituais são o “ácido acético” e o “ácido cítrico”. Uma dentada numa maçã que não esteja madura, mostra que também uma parte desse fruto é ácida. Embora não o soubesse, até olhar para a lista de ingredientes, muitas bebidas contêm o “ácido fosfórico” como acidificante. O “ácido clorídrico”, um dos produtos químicos mais importantes no laboratório de química, também é produzido no nosso estômago. Sem o “ácido sulfúrico”, as baterias dos carros não trabalhariam. Como sabe, os ácidos também causam problemas ambientais sérios, como a chuva ácida, que é uma das causas principais do desflorestamento.

Os opostos dos ácidos, as bases, podem não ser um tópico tão comum de conversação, mas não são menos importantes. Algumas substâncias de uso mais comum como detergentes de limpeza e sabões, pertencem à categoria das bases. O “hipoclorito de sódio”, ou lixívia, é uma base muito comum e é usada como um agente que “corta” a gordura. Outra base comum é o “óxido de cálcio”, ou cal, que os agricultores podem acrescentar ao solo, para o corrigir, se for demasiado ácido. As bases podem ser usadas para neutralizar ácidos, e vice-versa. As bases também são chamadas “álcalis”.

Descobrimo ácidos com o tornesol

A palavra “ácido” está, obviamente, relacionada com a palavra “acidificante”, um sinónimo para “azedo”. Já sabe que o vinagre e o sumo de limão são “azedos”. Mas também há outros ácidos que apresentam esse sabor. Obviamente, com ácidos do laboratório, prova-los está fora de questão, já que estas substâncias são cáusticas e por vezes venenosas. Por isso o químico usa materiais de teste especiais, os indicadores, para detectar ácidos. Já conhece um desses indicadores: a solução de tornesol, quer na sua forma líquida, quer sob a forma de tiras de papel. Para um teste rápido pode-se usar papel azul ou papel vermelho de tornesol.

Experiência 95

Arranque uma tira de papel de tornesol e coloque-o na tampa do frasco virada ao contrário. Com a pipeta conta-gotas, coloque 1 gota de vinagre nessa tira. Aparecerá uma mancha vermelha.

Experiência 96

Repita a experiência com 1gota de sumo de limão.

Experiência 97

Não será surpresa nenhuma que uma maçã, não madura, contenha ácido. Mas que tal uma maçã madura? Esprema uma pequena parte da maçã contra o papel azul de tornesol. É ácida?

Experiência 98

Colocar 5 cm de água e 5 gotas de vinagre em cada um de 2 tubos de ensaio. A um dos tubos de ensaio, acrescente também 1 colher de chá de açúcar e agite bem para se dissolver. Teste ambas as soluções com o papel de tornesol.

Experiência 99

No Verão, sobretudo quando o tempo está quente, o leite pode facilmente azedar. Pode-se usar o papel de tornesol para controlar aquele processo. A cor vermelha aparecerá antes que o leite esteja impróprio para consumo. Se realizar o teste de tornesol a tempo, poderá fervê-lo, com cuidado para não transbordar, de modo a matar todas as bactérias.



Ácidos importantes dentro do Laboratório.

O Professor Sabichão explica

Já conhece o tornesol como um agente de detecção de ácidos. Os ácidos tornam a tintura azul de tornesol vermelha! O papel de tornesol pode identificar um ácido mesmo quando não podemos provar a substância em causa. As maçãs e outras espécies de fruta contêm ácidos mas, se o fruto estiver maduro, o seu gosto azedo é mascarado pelo gosto doce do açúcar. A experiência seguinte mostra que, apesar do que a nossa língua possa dizer-nos, o açúcar não tem nenhum efeito nessa reacção ácida.



O Professor Sabichão explica

Quando o leite azeda, o açúcar do leite (lactose) é convertido no ácido do leite (ácido láctico). Aquele processo de conversão é causado por bactérias do leite chamadas lactobacilos. Quando o leite é fervido, aquelas bactérias morrem. Se o leite for pasteurizado, é lentamente aquecido para matar as bactérias para que ele dure mais tempo. A temperaturas baixas, a produção de ácido láctico é diminuída; por isso é que o leite fica fresco mais tempo no frigorífico.

Ácidos cristalinos

Entre os produtos químicos do seu kit, encontrará cristais incolores de ácido tartárico.

Experiência 100

Num tubo de ensaio, dissolva 1 colher pequena de ácido tartárico em 3 cm de água. Certifique-se que usar uma colher limpa. Coloque uma gota da solução numa tira de papel azul de tornesol. Certamente não ficará surpreendido com a cor vermelha resultante. **Despejo: A1**

Experiência 101

Coloque 1 colher de ácido tartárico numa folha limpa de papel e coloque uma tira de papel de tornesol nos cristais. Nenhuma cor vermelha! Acrescente algumas gotas de água aos cristais e repita a experiência. Desta vez, a tira fica vermelha. **Despejo: A1**

Experiência 102

Repita a experiência com o hidrogenossulfato de sódio. Também neste caso, o vermelho só aparece depois de adicionar água. **Despejo: A2**

Bases, no laboratório e em casa

Agora vamos estudar os opostos dos ácidos. A este grupo pertencem o hidróxido de cálcio e o carbonato de sódio, entre outros - dois produtos químicos que você já conhece do Capítulo 4. Lá, identificamo-los como álcalis: muitas vezes chama-se a uma solução com uma reacção alcalina como a lixívia, ou base em linguagem mais técnica. O facto de as bases serem os opostos dos ácidos é facilmente verificado na sua reacção com a solução de tornesol. O ácido torna vermelha a solução azul de tornesol. As bases tornam azul a solução vermelha de tornesol.

Experiência 103

Primeiro, prepare um pouco de água de cal (hidróxido de cálcio) como nas experiências 5 e 6. Na experiência 6, vazou o líquido sobrenadante de um sedimento do hidróxido de cálcio não dissolvido. Mas desde que aprendeu a realizar filtrações, a preparação de água de cal será significativamente mais rápida se empregar a nova técnica aprendida. **Despejo: A1 p. 92**

Experiência 104

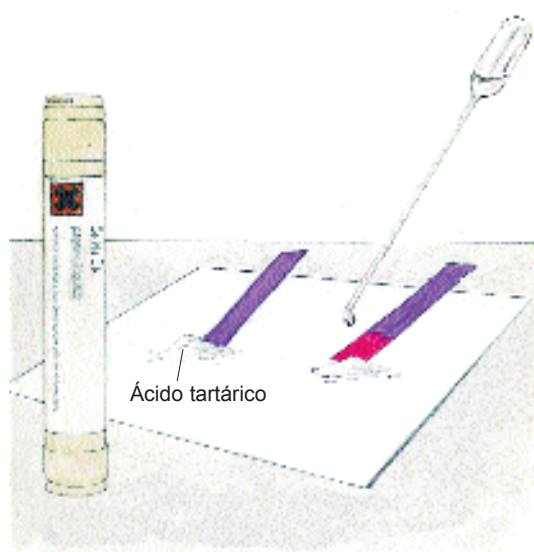
Prepare algumas tiras de papel vermelho de tornesol, como previamente explicado na Experiência 22. Use o extremo redondo da vareta de aquecimento (ou uma pipeta conta-gotas) para colocar 1 gota de água de cal na tira de papel. Ele tornar-se-á azul vivo. **Despejo: A1**

Experiência 105

Dissolva uma colherzinha de carbonato de sódio num pouco de água e realize o teste do papel de tornesol com 1 gota dessa solução. **Despejo: A1**



Ácido tartárico irrita a pele e os olhos.
Hidrogenossulfato de sódio é corrosivo.
Consultar os avisos nas págs. 7 e 8.



O Professor Sabichão explica

Há bastantes ácidos "sólidos". Além do ácido tartárico, o ácido cítrico contido nos limões, é outro exemplo. Mas, como mostraram as duas últimas experiências, apenas em soluções aquosas!



Hidróxido de cálcio é corrosivo.
Carbonato de sódio é irritante para a vista.
Consultar os avisos nas págs. 7 e 8.

O Professor Sabichão explica

As bases tornam azul o papel vermelho de tornesol. São soluções que possuem reacções alcalinas. A explicação para o efeito alcalino da solução de carbonato de sódio pode ser baseada no facto que o hidróxido de sódio é produzido quando o carbonato de sódio é dissolvido em água. O hidróxido de sódio é a base mais importante (ou álcali) no laboratório de química. Na experiência seguinte, aprenderá como pode preparar o seu próprio hidróxido de sódio diluído.

Experiência 106

Misture 1 colher de carbonato de sódio com 2 colheres de hidróxido de cálcio num tubo de ensaio. Acrescente 4 ou 5 cm de água, rolhe o tubo e agite. A seguir filtre. O filtrado compõe-se de uma solução diluída de hidróxido de sódio. Guarde a base para a Experiência 112.

Experiência 107

Teste o hidróxido de sódio que acabou de preparar, colocando uma gota numa tira de papel de tornesol.

Experiência 108

Esfregue 1 gota de hidróxido de sódio entre o seu polegar e o dedo indicador. Esta sensação como a do sabão, escorregadia, é típica de soluções alcalinas. Isto deve-se ao facto da base saponificar alguma da gordura presente na pele. A solução de carbonato de sódio também tem esta qualidade, embora menos escorregadio. Não se esqueça de lavar as mãos imediatamente! Reserve a restante base para a Experiência 112.

Experiência 109

Quando os que não são químicos ouvem a palavra "lixívia" - um termo diário de uma base ou álcali - primeiro pensarão no sabão, um produto que foi produzido a partir da lixívia durante centenas de anos. Prepare alguma espuma: raspe uma barra de sabão, coloque as aparas resultantes num tubo de ensaio com água, tape e agite vigorosamente. Se obtiver pouca espuma terá que usar água destilada (veja a Experiência 235). Teste um pouco de espuma de sabão com papel vermelho de tornesol. Faça, também, o seu teste "do dedo".

Experiência 110

Adicione algumas gotas de sabonete líquido (gel de banho, p.e.) a 3 cm de água e faça o teste do tornesol: não há a formação da cor azul!

O Professor Sabichão explica

Quando o sabão é dissolvido em água, forma-se algum hidróxido de sódio. Isto é a mesma coisa que acontece quando o carbonato de sódio é dissolvido na água. É por isso que a espuma de sabão tem uma reacção alcalina. Sabonetes líquidos e géis de banho não libertam hidróxido de sódio, e como tal não têm uma reacção alcalina. É por estes motivos que estes são melhores para peles sensíveis

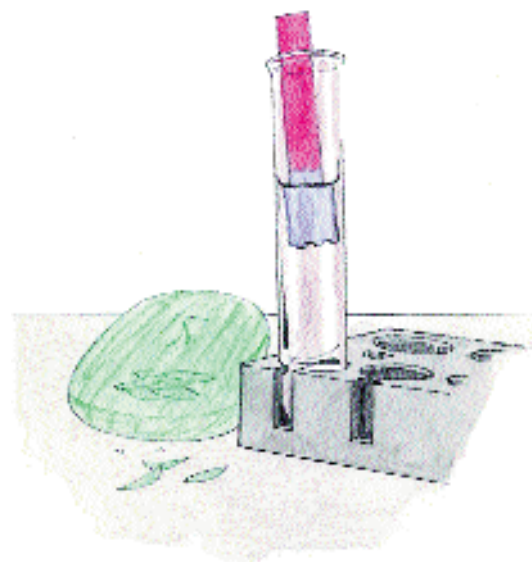
Competição entre ácidos e bases

Quando se mistura ácidos e bases, os seus efeitos reduzir-se-ão completamente ou parcialmente um ao outro. Normalmente aquele efeito mútuo é só parcial, o que significa que existirá uma grande quantidade de ácido ou base presentes no fim da mistura. É como se tivéssemos uma corda, e em cada extremidade uma equipa: a "ácida" que puxa de um lado e a "básica" que puxa do outro. Se uma das equipas for um pouco mais forte, puxará a outra para o seu lado. Se as equipas forem iguais, a corda não se moverá.



O Professor Sabichão avisa

Mesmo a solução diluída de hidróxido de sódio que preparou pode causar queimaduras. Se saltar para os olhos, enxaguar imediatamente e abundantemente com água e consultar um médico. Utilize as luvas protectoras apropriadas e os óculos enquanto trabalha. Se sofrer um acidente ou começar a sentir-se doente, procure ajuda médica imediatamente, e informe o médico que o hidróxido de sódio foi a substância responsável.





Hidróxido de cálcio e água de cal são corrosivos. Ácido tartárico é irritante. Consultar os avisos nas págs. 7 e 8.

Agora é com ácidos e bases! Se as proporções forem as correctas, eles neutralizar-se-ão um ao outro, completamente. Quando isto acontece, a solução não é nem ácida nem alcalina, mas neutra. Só que é muito difícil de conseguir detectar o ponto neutro exacto.

No entanto um químico profissional pode manter este desequilíbrio a um nível mínimo, já que ele possui indicadores suficientemente sensíveis para registar um ligeiro excesso de um em relação ao outro.

Com os meios à sua disposição não é possível mostrar com exactidão o ponto neutro. No entanto, as próximas duas experiências irão ajudá-lo a compreender os princípios da neutralização, ou seja, da anulação de um efeito alcalino por parte de um ácido, ou de um efeito ácido por parte de uma base ou de alguma substância com um efeito alcalino.

Experiência 111

Adicione 5 gotas da solução de tornesol a um tubo de ensaio com 5 cm de água de cal. Deite algum vinagre para um tubo de ensaio e junte este vinagre, gota a gota, à solução azul. Agite suavemente o tubo de ensaio após adicionar cada gota, mantendo-o contra um fundo claro. Após 7 a 8 gotas de vinagre conseguirá a ver a formação de uma pequena nebulosidade avermelhada no sítio onde a gota cai, nebulosidade esta que desaparece ao agitar suavemente o tubo de ensaio.

Pergunta 18

Como explica este fenómeno?

A cor passa a violeta. Adicione mais algumas gotas de vinagre até ter uma coloração vermelha bem visível. Isto significa que a água de cal foi neutralizada pelo ácido acético. **Despejo: A1**

Experiência 112

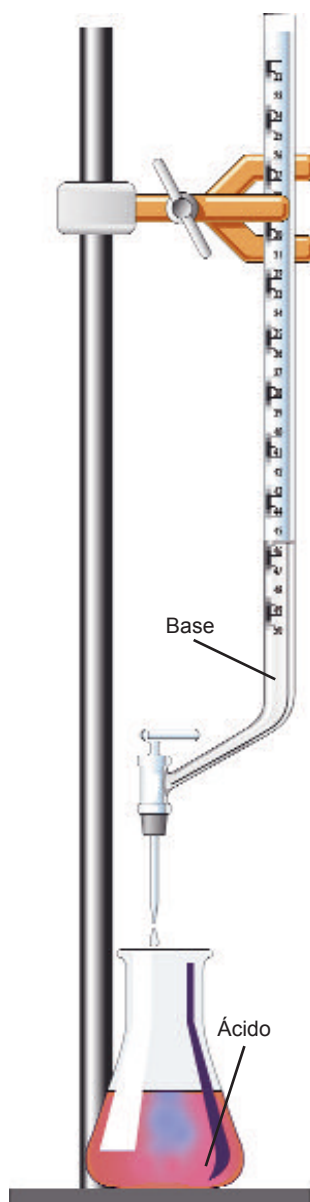
Para esta experiência vai precisar da solução de hidróxido de sódio que preparou para a Experiência 106 (caso já não tenha, volte a preparar um bocado da solução – siga as regras de segurança!). Dissolva 1 pitada de ácido tartárico em 5 cm de água e adicione 5 gotas da solução de tornesol. Gota a gota, junte a solução de hidróxido de sódio à solução vermelha, segurando o tubo contra um fundo claro. Ao juntar as gotas irá ver breves nuvens azuis na solução vermelha. Ao adicionar mais base irá obter um estágio intermédio de cor púrpura. Continue a adicionar gotas da base até a solução ficar azul. Neste caso a base neutralizou o ácido tartárico. (A1)

Pergunta 19: Por que é que sugerimos que deve manter o tudo de ensaio contra um fundo branco ao fazer estas experiências?

Um químico profissional possui indicadores que permitem mostrar uma mudança súbita: Uma gota é o suficiente para ter uma clara mudança de cor. Ao contrário do que se passa com a solução de tornesol usada, não há a ocorrência de uma fase intermédia. Isto permite ao químico saber exactamente a quantidade de ácido ou de base presente nas soluções.

O Professor Sabichão explica

As experiências de neutralização que executou são mais do que bonitos jogos de cores! Se tiver uma base (ou ácido) com uma concentração conhecida, pode calcular o volume da base (ou ácido) existente numa solução, a partir da quantidade de ácido (ou base) que tem de utilizar para atingir o ponto de viragem. Este processo de determinação é executado em laboratórios de pesquisa e até na indústria. Chama-se-lhe titulação.



Para fazer neutralizações, um químico usa uma bureta: um longo tubo de vidro graduado, com marcas a cada 0.1 ml e com uma torneira de vidro. A bureta contém a solução de medição (uma base de concentração conhecida, p.e.). Para determinar a concentração do ácido no recipiente, adiciona-se a solução alcalina gota a gota, até ocorrer a mudança de cor do indicador. Pela quantidade de base gasta (quantificável através da graduação na bureta) é possível calcular a concentração do ácido.

15. Dióxido de carbono- um velho conhecido

Já foi apresentado ao dióxido de carbono nas experiências mágicas: foi a força motriz de que derivou o seu repuxo químico e o “ar mágico” que usou para apagar a chama da vela! Também sabe que o dióxido de carbono está presente na água gaseificada. Para as seguintes experiências, precisará de nova água gaseificada. Deve comprar uma garrafa de água mineral gaseificada sem outros ingredientes ou sabores. Se tiver um sifão de carbonato de sódio em sua casa, pode preparar a água necessária você mesmo.

O cartucho desses dispositivos contém o dióxido de carbono no estado líquido. Se exercer bastante pressão num gás, ele passará ao estado líquido, ocupando pouco espaço. Quando se abre a válvula, o dióxido de carbono torna outra vez ao estado gasoso e provoca o aparecimento das bolhas na água “normal” da garrafa. Neste processo, uma pequena quantidade de gás carbônico fica dissolvida na água tornando-a água mineral gaseificada. Só deve, contudo, utilizar para esse efeito, a garrafa destinada a esse aparelho. Se o gás fosse lançado num qualquer recipiente aberto (como um copo de água), terminaria apenas com a água espirrada por todos os lados.

O dióxido de carbono é de fácil aplicação na água. A experiência seguinte mostra que este gás também se aplica a tarefas mais difíceis.

O gás que consegue “atacar” o mármore

Nas experiências 8 e 9, converteu a água “no leite mágico” com a ajuda de água mineral gaseificada ou do seu próprio ar expelido na respiração. O truque era trabalhar com água de cal e não água “normal”, e também o que se formou não era leite verdadeiro, mas sim um precipitado de carbonato de cálcio, o que deu aquele pó perfeito que parecia leite quando ficou suspenso em água. A água de cal é um indicador do dióxido de carbono. Em termos técnicos, chama-se um indicador a um reagente. Se introduzir um gás na água de cal, e se se formar um precipitado branco, pode concluir com uma grande probabilidade, que o gás é dióxido de carbono.

Experiência 113

Agora, vamos realizar um teste para o dióxido de carbono utilizando um processo usado em laboratórios profissionais. Coloque num tubo de ensaio cerca de dois terços de água gaseificada acabada de abrir, para ter bastante gás! E tape-o com a rolha com o tubo angular. Insira a extremidade longa desse tubo num segundo tubo de ensaio que contenha 3 a 4 cm de água de cal. Agite o tubo de ensaio que contém a água mineral gaseificada. As bolhas de gás passarão para o outro tubo de ensaio que contém a água de cal e formar-se-á um precipitado branco de carbonato de cálcio. **Despejo: A1**

Não tem importância alguma, se o dióxido de carbono é lançado por este processo na solução de água de cal ou se se combina com ela como se fosse um ingrediente (como na experiência 7). Vamos, agora, experimentar este último método mais uma vez.

Experiência 114

Acrescente lentamente água gaseificada a um tubo de ensaio com 3 ou 4 cm de água de cal. Formar-se-á um precipitado branco, tal como na experiência 7, “o leite mágico” das suas primeiras experiências. **Despejo: A1**

Experiência 115

Se continuar a adicionar a água gaseificada, o precipitado esbranquiçado desaparecerá gradualmente e completamente. **Despejo: A1**

Pergunta 20

Como explica o desaparecimento do precipitado nebuloso?

Experiência 116

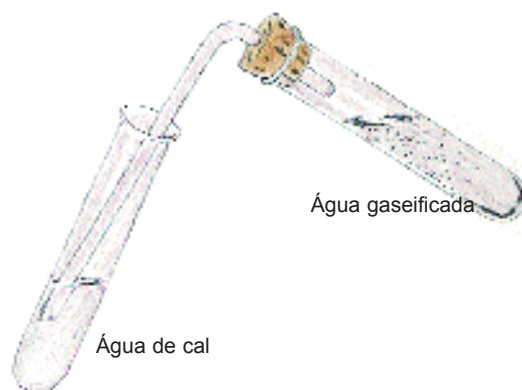
Aqueça a solução incolor usando também a vareta de vidro. O conteúdo do tubo de ensaio ficará enevoado.



Este dispositivo serve para preparar água gaseificada a partir de água normal. As bolhas vêm de cartuchos de dióxido de carbono comprimido.



Hidróxido de cálcio e água de cal são corrosivos. Ácido tartárico é irritante. Consultar os avisos nas págs. 7 e 8.





Nalgumas grutas, o carbonato de cálcio insolúvel precipita, dando origem a estruturas chamadas estalactites, se estas se formarem a partir do tecto, e estalagmites se estas se formarem no chão.

O Professor Sabichão explica

O precipitado que se formou durante o teste para o dióxido de carbono não desapareceu, como é óbvio. Ao ser adicionado mais dióxido de carbono o precipitado converteu-se num material solúvel, e invisível, na solução: bicarbonato de cálcio.

Quando a solução é aquecida o bicarbonato de cálcio decompõem-se nos seus constituintes: carbonato de cálcio insolúvel, água e dióxido de carbono.

O bicarbonato de cálcio é o responsável pela dureza da água, da qual já falamos no Capítulo 13. Existe sempre algum dióxido de carbono dissolvido na água da chuva. Então, quando a água se infiltra no solo vai dissolver as rochas aí presentes que contêm carbonato de cálcio, dando origem à produção de bicarbonato de cálcio solúvel em água.

A água é muito “dura” especialmente quando atravessa regiões que têm muita pedra calcária, dado que esta é constituída, na sua maior parte, por carbonato de cálcio.

Quimicamente falando, o mármore não é mais nem menos, do que carbonato de cálcio e, por isso, vai-se dissolver no dióxido de carbono contido na água. Como será de esperar, um pedaço de mármore mal se dissolverá na água gaseificada. Mas se combinar pó de mármore finamente moído com o dióxido de carbono contido na água, demonstrará que se formou a água “dura”!

Quando o gás se escapa da água

Se deixar uma bebida gaseificada num copo e se for sentar durante algum tempo, o gás escapar-se-á e, quando a for beber, saberá mal. Se aquecer água gaseificada ela perderá, muito rapidamente, o dióxido de carbono.

Experiência 117

Coloque 4 ou 5 cm de água gaseificada, acabada de abrir, num tubo de ensaio e introduza-lhe uma tira de papel azul de tornesol. A tira tornar-se-á vermelha, indicando a presença de um ácido.

Pergunta 21

Ainda se lembra que ácido é?

Experiência 118

Insira a vareta de aquecimento nesse tubo de ensaio e aqueça a água gaseificada durante alguns minutos. A cor vermelha do papel de tornesol tornar-se-á azul.

Experiência 119

Agora pode fazer outro truque “mágico”: transformar tinta vermelha em tinta azul por aquecimento. Adicione 5 gotas de solução de tornesol a um tubo de ensaio com 4 a 5 cm de água gaseificada. Insira a vareta de vidro no tubo de ensaio e aqueça o líquido vermelho. Gradualmente este vai passar a violeta, ficando por fim azul.

Cinzas de carbonato de sódio e fermento

A cinza de carbonato de sódio é um nome antigo do carbonato de sódio, com o qual já realizou muitas experiências. A solução de carbonato de sódio apresenta uma reacção alcalina, tornando azul o papel vermelho de tornesol.

Também preparou dióxido de carbono a partir de carbonato de sódio e ácido, por exemplo quando fez o seu extintor em miniatura. Mas deve verificar se o gás que se liberta quando é, realmente, dióxido de carbono.

Experiência 120

Coloque 2 colheres de carbonato de sódio num tubo de ensaio. Noutro tubo, introduza cerca de 4 cm de água de cal. Prepare a rolha inserindo o tubo

O Professor Sabichão explica:

Claro que já sabia: a reacção ácida da água gaseificada é devida ao ácido carbónico formado a partir do dióxido de carbono e água. Conseguir-se-á dissolver menos dióxido de carbono em água quente do que em água fria. Assim que se aquece a água gaseificada, o dióxido de carbono “solta-se” e conseqüentemente o ácido carbónico desaparece também. A solução de tornesol volta ao seu “estado natural”.



Carbonato de sódio e água de cal são corrosivos. Ácido tartárico é irritante. Consultar os avisos nas págs. 7 e 8.

angular como na experiência 113. Nos passos seguintes, tudo tem de funcionar como um mecanismo de relógio: adicione 4 cm de vinagre ao carbonato de sódio, feche o tubo de ensaio com a rolha, e deixe a extremidade mais longa do tubo angular penetrar na água de cal no segundo tubo de ensaio. **Despejo: A1**

Experiência 121

Acrescente um pouco de vinagre ao precipitado branco de carbonato de cálcio: verificará que este se dissolve. Não deve deixar nenhum vinagre misturar-se com a água de cal. Por essa razão, não deve usar mais do que as quantidades indicadas de carbonato de sódio e vinagre.

A substância vulgarmente designada como fermento, não é mais do que, quimicamente falando, hidrogenocarbonato de sódio ou bicarbonato de sódio.

Experiência 122

Também pode misturar o hidrogenocarbonato de sódio com ácidos para preparar o dióxido de carbono, como fez com o carbonato de sódio. Execute o teste como descrito na experiência 120, mas desta vez utilizando hidrogenocarbonato de sódio em vez de carbonato de sódio. **Despejo: A1**

De qualquer modo, o bicarbonato de sódio é diferente do carbonato de sódio.

Experiência 123

Num tubo de ensaio, acrescente 4 cm de água a 2 colheres de carbonato de sódio, rolhe-o e agite-o durante algum tempo. O carbonato de sódio vai-se dissolver. **Despejo: A2**

Experiência 124

Repita a experiência com o hidrogenocarbonato de sódio. Mesmo após agitar durante algum tempo, ainda haverá algum resíduo não dissolvido. Guarde a solução para a Experiência 125.

O hidrogenocarbonato de sódio é mais difícil de se dissolver em água do que o carbonato de sódio. Esta relação é exactamente o contrário dos compostos de cálcio correspondentes. Por outras palavras, a solução de hidrogenocarbonato de sódio é significativamente mais solúvel em água do que o carbonato de cálcio.

Experiência 125

Comece por fazer o teste do “dedo” que realizou na Experiência 108. Agora, repita a experiência usando uma solução de 1 colher de bicarbonato de sódio dissolvida em 1 cm de água. Conseguir sentir a diferença?

Análise ao fermento

Peça aos seus pais, ou ao professor, um pouco de fermento para as experiências seguintes.

Experiência 126

Prepare um tubo de ensaio com um pouco de água de cal (hidróxido de cálcio). Num segundo tubo de ensaio, coloque 6 ou 7 colheres de fermento em pó e duas vezes aquela quantidade de água. Feche o tubo de ensaio com a rolha e o tubo dobrado e coloque a extremidade mais longa do tubo angular na água de cal. Verificará que as bolhas começarão a surgir na água de cal bem como o precipitado já nosso conhecido. Já não há dúvidas: quando acrescenta água ao fermento em pó, forma-se dióxido de carbono. **A1**

Experiência 127

Numa pequena tijela, misture um pouco de farinha e fermento. Acrescente água, e misture bem, até que se forme uma pasta rija. Coloque a tijela num



O carbonato de sódio é frequentemente chamado de soda, enquanto o hidrogenocarbonato de sódio é mais conhecido por bicarbonato.

O Professor Sabichão explica

Ao contrário do carbonato de sódio, o bicarbonato de sódio apenas tem uma reacção alcalina muito fraca. É por este motivo que tem um resultado negativo no teste do “dedo”

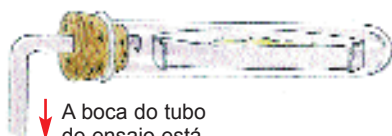
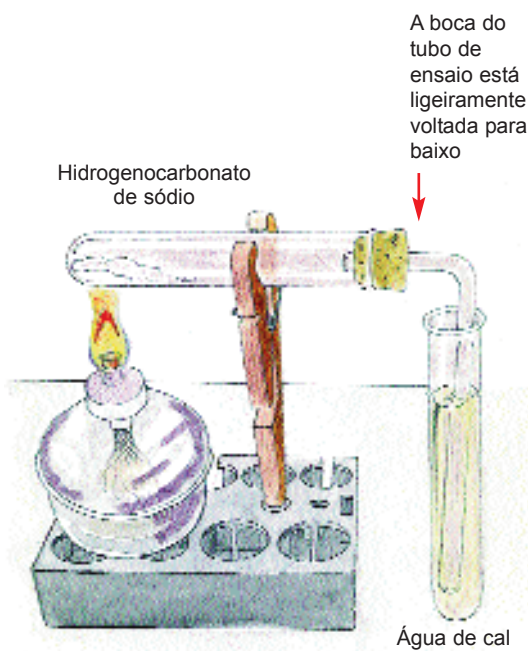


O Professor Sabichão explica

É imprescindível que se retire o tubo angular da água de cal antes de apagar a lamparina. Se respondeu acertadamente à pergunta 18, já sabe porquê! Se já não se lembra, dê uma olhadela à página 95.



Água de cal é corrosiva.
Consultar os avisos nas págs. 7 e 8.



A boca do tubo de ensaio está ligeiramente virada para baixo

local quente e verifique o que acontece. A pasta vai crescer (inchar): logo que o fermento e a farinha húmida se misturem, libertam dióxido de carbono, tal como na experiência anterior.

Experiência 128

No fundo da tampa invertida do frasco, humedeça um pouco de fermento com algumas gotas de água e teste a mistura com uma tira de papel azul de tornesol. Detectar-se-á uma fraca cor vermelha, aqui e ali, no papel. Esta reacção é mais óbvia se usar a solução de tornesol.

Experiência 129

Deite uma pitada de carbonato de sódio e 5 gotas de solução de tornesol num tubo de ensaio cheio até meio com água. Irá aparecer a já familiar cor azul. Agora adicione 2 ou 3 colheres de fermento à solução azul e agite. A cor irá passar a vermelho e depois voltará ao violeta. Isto mostra que o fermento deve conter substâncias que provocam uma reacção ácida. **Despejo: A1**

O Professor Sabichão explica

Quando se mistura fermento em pó com a farinha, forma-se o dióxido de carbono. Isto faz com que a massa fique porosa e suave. O dióxido de carbono forma-se logo que o bicarbonato de sódio se combina com outras substâncias que têm uma reacção ácida quando misturados com água. Agora percebe por que razão o fermento tem de ser guardado em lugar seco. Por causa do facto de haver sempre um pouco de humidade no ar a farinha, ou outras substâncias, são adicionadas ao fermento para ligar a mistura.

Há também outra maneira de libertar o dióxido de carbono do fermento em pó. Vamos lá realizar uma experiência para provar isto!

Experiência 130

Coloque 2 ou 3 colheres de hidrogenocarbonato de sódio num tubo de ensaio seco e monte o dispositivo como mostra a figura. A extremidade mais comprida do tubo angular tem de estar imersa num tubo de ensaio que contenha água de cal. Preste atenção ao segundo aviso na página 42. Aqueça o hidrogenocarbonato de sódio. De imediato haverá uma produção intensa de gás. A turvação da água de cal, que desaparece depois de bastante gás formado, indica a presença de dióxido de carbono. Notar-se-á, também, a formação de gotas de líquido junto da abertura do tubo de ensaio. **Quando a produção de gás diminuir, retire o tubo de ensaio com a água de cal do tubo angular, para que este já lá não esteja mergulhado, na altura de extinguir a chama.**

Experiência 131

Quando o tubo de ensaio que aqueceu tiver arrefecido o suficiente para poder ser manuseado, use uma vareta de madeira ou a colher de medição para raspar algum do resíduo branco que ficou no tubo, de seguida dissolva-o em água e por fim faça o teste do dedo. Aparentemente foi criada alguma cinza de carbonato a partir do bicarbonato de sódio. **A2**

O Professor Sabichão explica:

O que aconteceu? O aquecimento causou a decomposição do hidrogenocarbonato de sódio, criando dióxido de carbono e gotinhas de água (experiência 130); o carbonato de sódio ficou no tubo de ensaio, como comprovado pelo "teste do dedo". O hidrogenocarbonato de sódio era muitas vezes usado como fermento, porque pode fazer levedar a farinha ao formar dióxido de carbono quando aquecido, tal como na sua experiência. Mas dado que o carbonato de sódio produzido nesta reacção causava mau gosto nos alimentos, actualmente já não se utiliza apenas o bicarbonato de sódio.

Experiência 131

Ora bem! Agora vamos decompor fermento em pó com o calor. Proceda como na experiência 130, mas não vaze o fermento directamente no tubo de ensaio. Em vez disso, utilize "uma calha" estreita que caiba na embocadura do tubo, feita de folha metálica de alumínio. Empurre a calha de alumínio pelo tubo de

ensaio posicionado horizontalmente e aqueça-o. Mais uma vez, observará a produção de dióxido de carbono. O conteúdo da calha ficará castanho ou preto (consoante o aquecimento). Ao mesmo tempo, notará um cheiro a queimado. É porque quando o fermento é aquecido, a farinha que foi acrescentada para introduzir humidade é decomposta. Aquele resíduo carbonizado seria quase impossível retirar do tubo de ensaio; é por isso que aquecemos o fermento numa calha de alumínio. **Despejo: barco de alumínio: A3, p, 92**

Pergunta 22

Um amigo dá-lhe um pó branco para analisar. Pode ser sal de mesa, cinza de carbonato de sódio (carbonato de sódio), ou fermento (hidrogenocarbonato de sódio). Como pode verificar qual delas é?

Um “pacote” de efervescência

Já deve ter visto aquelas pastilhas brancas que se colocam num copo de água para fazer uma bebida efervescente quando se tem dores de estômago. Chamam-se-lhes pastilhas anti-ácidas, e uma marca comum é “Alka-Seltzer”. Vendem-se em farmácias, parafarmácias ou supermercados.

Para as experiências seguintes, vai ter de esmagar duas pastilhas de anti-ácido, de maneira a reduzi-las a pó. Como com qualquer outro produto químico num laboratório, assegure-se que não ingere nenhuma das pastilhas ou mesmo o pó.

Experiência 133

Teste uma pequena porção desse pó anti-ácido em relação aos ingredientes ácidos, tal como fez na experiência 129 com o fermento.

Experiência 134

Vaze o resto do pó num tubo de ensaio. Coloque água até meio, e receba o gás que se liberta noutro tubo de ensaio com água de cal, como na experiência 126. A turvação indica, mais uma vez, a presença de dióxido de carbono, que é o que fornece a essas bebidas efervescentes o seu efeito refrescante.

Despejo: A1

Receitas

Experiência 135

Misture muito bem meia colher de chá de bicarbonato de sódio, meia colher de chá de ácido cítrico, e uma colher de chá de açúcar numa folha limpa de papel. Vaze o pó num copo de água.

Experiência 136

Em vez do açúcar, pode preparar uma bebida mais saborosa usando sumo concentrado de fruta. Vaze 1 ou 2 cm de xarope de fruta num copo, encha-o com água, e misture bem. A seguir, adicione uma mistura de meia colher de chá de bicarbonato de sódio e de ácido cítrico nessa bebida diluída. Os xaropes de fruta compram-se nos supermercados.



O Professor Sabichão explica

Em termos químicos, não há grande diferença entre o fermento em pó e as pastilhas anti-ácido. Ambas contêm bicarbonato de sódio e ácidos. Quando deita o pó anti-ácido na água, o dióxido de carbono solta-se fazendo todas aquelas bolhinhas. Mas, o pó antiácido também contém aspirina e outras substâncias.

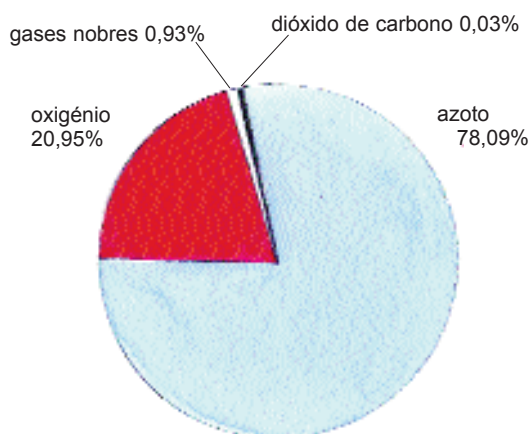
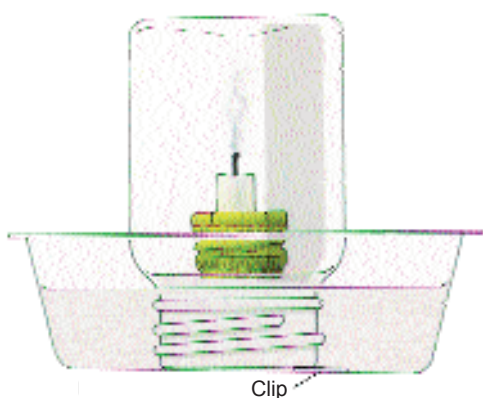
Se quiser preparar esta espécie de pó efervescente, compre algum bicarbonato de sódio e ácido cítrico na loja. Se pensar beber esse preparado efervescente, não deve usar os materiais contidos no seu kit de química, porque podem já estar contaminados com outros produtos químicos. Assegure-se de que tudo que usar para preparar esta experiência está limpo e nunca foi usado para experiências anteriores.



16. Materiais combustíveis e sub-produtos da combustão



Hexametilenoctetramina é inflamável e nociva.
Consultar os avisos nas págs. 7 e 8.



Composição do ar

Usamos a combustão para obter energia. A combustão realiza-se em fornos, em sistemas de aquecimento centrais, em fábricas accionadas a carvão e nos motores de combustão dos automóveis. Alguns tipos comuns de materiais combustíveis (ou simplesmente combustíveis), são o carvão, o petróleo, o gás natural e a madeira. O álcool etílico e as velas fornecem, além do calor, iluminação. Além de combustíveis, a maior parte dos materiais necessitam de mais alguma coisa para que a combustão se realize.

Chamas debaixo de uma campânula

Experiência 137

Coloque um coto de vela, na sua mesa de trabalho e acenda-a. Agora coloque o frasco invertido por cima da vela. Após alguns segundos, a chama torna-se mais pequena e apaga-se.

Experiência 138

Para demonstrar que esta ocorrência não está limitada às velas, pode repetir a experiência com a hexametilenoctetramina (ver "Chamas Coloridas" p. 33). Acenda a hexametilenoctetramina numa superfície à prova de fogo (uma telha, uma folha de metal, uma pedra, etc.) e coloque o frasco invertido por cima dela.

Experiência 139

Fixe uma pequena vela a uma tampa de garrafa com um pouco de cera derretida. Introduza o seu "barco" com a vela na bacia plástica meio cheia de água e, cuidadosamente, coloque o frasco por cima dela. Certifique-se que a boca do frasco de vidro está poitado em cima de um clipe, como quando realizou a experiência 44. Não será de estranhar, após as experiências anteriores, que a vela se apague. Mas há outra observação interessante: sim, o nível de água no frasco aumentou, fazendo com que o "barco" com a vela (agora extinta) tivesse subido de nível.

O Professor Sabichão explica

Das experiências 137 e 138, pode-se concluir que a combustão não terá lugar se o ar acabar. A experiência 139 demonstra que para se dar a combustão é necessário ar, e que esse processo, de facto, esgota um pouco desse ar. Ao fim e ao cabo, o frasco que foi colocado por cima da chama não estava vazio mas sim cheio de ar.

Pergunta 23

Como explica isto?

Muito bem, como já foi mencionado, parte do ar é consumida, e a água introduz-se no frasco para preencher o espaço vazio. Mais propriamente, a pressão atmosférica empurra a água para dentro do jarro.

Mas por que é que só parte do ar é gasto? Porque só um componente é usado no processo da combustão. O ar é formado por uma mistura de gases: para uma parte de oxigénio existem, aproximadamente, quatro partes de azoto. A composição do ar está representada no gráfico ao lado. De facto, aquelas proporções não podem ser deduzidas da experiência 139, porque existem outros fenómenos físicos, tal como o arrefecimento do ar anteriormente aquecido.

Só o oxigénio alimenta as combustões, por isso é que a vela se apaga no azoto. Nem o dióxido de carbono nem os gases nobres alimentam as combustões.

Dióxido de Carbono: não apenas em bebidas gaseificadas

Mais uma vez: é necessário, para a combustão, combustível e comburente (oxigénio). Mas esses materiais desaparecem na combustão ou são simplesmente convertidos noutras substâncias? Na química, nada desaparece! As reacções químicas são, precisamente, a conversão de uma substância noutra diferente. Então agora vamos fazer uma pesquisa dos produtos da combustão.

Experiência 140

Como mostra a figura, prenda uma tira de cartão forte, e “cole” uma vela com cera na outra extremidade do cartão. Acenda a vela, e introduza a tira de cartão no frasco. Tape-o e espere alguns segundos. Desenrosque a tampa, arranque a tira de cartão (não demasiado rapidamente!) e introduza um pouco de água de cal no frasco. Reponha a tampa e agite muito bem. A turvação da água de cal indica a presença do dióxido de carbono. **Despejo: A1**

Experiência 141

Corte uma tira de folha de metal com as mesmas dimensões que a tira de cartão utilizada anteriormente. Se não conseguir arranjar a folha metálica, pode forrar a tira de cartão com uma folha de alumínio usada na cozinha. Acenda um pouco de hexametileno tetramina na extremidade dentro do frasco, e proceda como na experiência anterior. A água de cal turva novamente. **Despejo: A1**

O Professor Sabichão explica

Nas combustões, o combustível liga-se ao oxigénio (comburente), criando os óxidos. Nas duas últimas experiências, pode-se demonstrar que o dióxido de carbono é um produto da combustão. Pelo nome daquele gás, pode-se ver que o carbono formou uma ligação com o oxigénio. Isto significa que a cera da vela, bem como o hexametileno tetramina, contém carbono.

Experiência 142

Mantenha uma faca por cima da chama de uma vela. Dentro de alguns segundos, a lâmina ficará coberta com um revestimento preto, que só pode ter vindo da vela. O revestimento é fuligem, que se compõe de carbono, o componente principal do carvão. Teria esperado, alguma vez, encontrar o carbono preto numa vela branca ou colorida?

Pergunta 24

Às vezes uma vela possui uma imperfeição que também lhe pode mostrar que a cera de vela realmente contém carbono. Sabe o que é?

A madeira, como combustível, também contém carbono, que fica visível quando a madeira se transforma em carvão vegetal. Portanto, na combustão da madeira, o dióxido de carbono também se liberta.

Experiência 143

Vaze alguma água de cal no frasco. Acenda uma tala de madeira, ou fósforo, e introduza-o no frasco (mas não o deixe no interior). Depois de 2 ou 3 segundos, puxe a tala para fora, tape o frasco, e agite energicamente. **Despejo: A1**

O Professor Sabichão explica

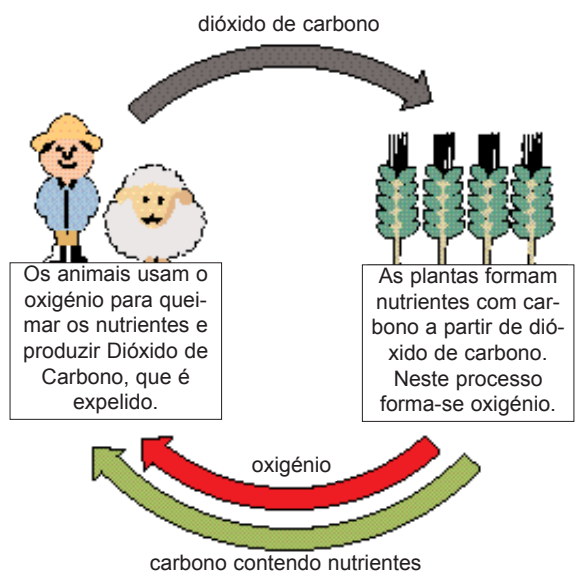
A madeira, a turfa, o carvão, o petróleo, e os produtos seus derivados, como gasolina e parafina (cera de vela) todos produzem o dióxido de carbono quando se combustam. Actualmente, este gás é o responsável, por aquilo que se chama “efeito de estufa”. O dióxido de carbono, o vapor de água, e outros gases permitem aos raios do sol passar pela atmosfera para a superfície da terra, mas logo absorvem um pouco da radiação calorífica reflectida pela superfície terrestre. Este é o processo responsável pelo aquecimento da atmosfera terrestre.

O efeito de estufa só se torna um problema com os níveis altíssimos de emissões de dióxido de carbono devido ao uso sempre crescente de energia. Na natureza, há um ciclo que resulta num equilíbrio entre produção e



Água de cal é corrosiva.

Consultar os avisos nas págs. 7 e 8.



O ciclo do carbono

consumo de dióxido de carbono. As pessoas e os animais "queimam" o carbono contido na sua comida, e expelem o dióxido de carbono (experiência 9). As plantas recolhem o dióxido de carbono do ar e a água da terra e usam a energia do sol para produzir a comida a partir daquelas substâncias, bem como o oxigénio necessário para pessoas, plantas e animais. Mas quando se queima demasiado combustível, e ao mesmo tempo as matas e florestas que consomem esse dióxido de carbono são abatidas, o ciclo desequilibra-se: os níveis de dióxido de carbono aumentam e o ar aquece muitíssimo. Segundo a opinião de muitos cientistas, esta subida da temperatura pode derreter a calote gelada existente nos pólos, de que resultaria um aumento fora do comum do nível do mar e consequentes inundações de áreas costeiras.

Um produto "limpo" da combustão

Agora vamos dar uma olhadela ao produto de outra reacção que se dá quando as velas, o álcool etílico, o petróleo, a gasolina e combustíveis semelhantes são queimados. É invisível, portanto tem de prestar muita atenção.

Experiência 144

Acenda uma vela e coloque um frasco grande (o maior frasco que encontrar) por cima dela. Desta vez, a vela vai demorar mais tempo a queimar do que antes.

Pergunta 25

Porquê?

Mas agora, não pode ver para dentro do frasco. Acumulou-se alguma condensação por dentro do vidro.

Experiência 145

Repita a experiência mas agora, em vez de uma vela, coloque o frasco de vidro por cima da lamparina de álcool acesa.

O Professor Sabichão explica

A condensação no frasco de vidro compõe-se de água. É tal e qual como a condensação num espelho de casa de banho depois de tomar um banho quente. Todos os combustíveis supracitados contêm hidrogénio além de carbono. O hidrogénio é um gás invisível que se liga ao oxigénio para formar água quando se dá a combustão. À água, ou H_2O , também se chama óxido de di-hidrogénio.

O hidrogénio é o combustível mais limpo, porque o único sub-produto da sua combustão é a água. O petróleo e o carvão não produzem apenas o dióxido de carbono como gás de estufa quando queimados, mas, por causa de conterem enxofre, também produzem dióxido de enxofre. O dióxido de enxofre é um grande contribuinte para a chuva ácida, que desempenha um papel prejudicial notório nas florestas.

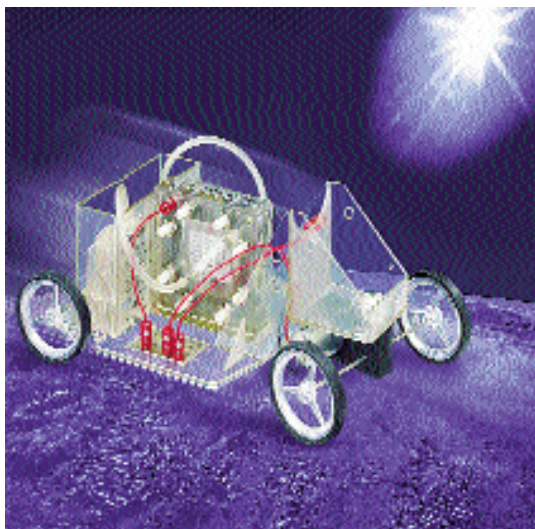
Todos os materiais que queimou são combustíveis habituais. Se ainda lhe sobrou um pouco da tira de magnésio, pode verificar que os metais também se combustam.

Experiência 146

Pegue na tira de magnésio com um alicate e queime-a na chama da lamparina de álcool. Daqui a pouco, o magnésio vai-se inflamar e queimar-se-á com uma luz extremamente brilhante.

O Professor Sabichão avisa

O magnésio é inflamável. Não olhe para a chama! O brilho intenso é prejudicial à vista! Também, não inale os fumos libertados pelo magnésio.



Numa célula de combustível, o oxigénio é convertido em água a partir da combustão, gerando energia no processo. Como acontece no kit "Fuel cell" da AEO Escolar.

Combustão de uma tira de magnésio.



O que ficará no alicate é uma substância branca: o magnésio ligou-se ao oxigénio formando o óxido de magnésio. Também é possível queimar arame de ferro. **Despejo: A3**

Também pode ocorrer uma ligação entre um metal e o oxigénio sem fogo ou chama. É o que acontece, por exemplo, quando o ferro enferruja. Este processo de oxidação também pode ser entendido como uma espécie de combustão lenta.

Elementos e ligações

No último capítulo, conheceu muitos materiais químicos diferentes. Por um lado, há materiais que formam ligações uns com os outros: o carbono, o hidrogénio, o enxofre, o magnésio, o oxigénio. E por outro, há substâncias geradas por outros materiais quando se formam as ligações químicas: o dióxido de carbono, a água (óxido de di-hidrogénio), o dióxido de enxofre, o óxido de magnésio.

Com técnicas apropriadas, estes compostos também podem ser transformados nos que lhes deram origem.

Os materiais de origem - o carbono, o hidrogénio, o enxofre, o magnésio, o oxigénio - não podem, contudo, ser decompostos em substâncias ainda mais simples. Por essa razão, chamamo-lhes **elementos químicos**. As substâncias formadas a partir da combinação de elementos químicos (por exemplo, o dióxido de carbono) são chamados compostos químicos.

Existem apenas cerca de 114 elementos químicos (os que estão envolvidos nas suas experiências são enumerados e descritos no Apêndice da página 94), mas há milhões e milhões de compostos químicos; e todos os dias são acrescentados mais à lista.

Pergunta 26

Quais dos materiais mencionados no início do Capítulo 13 são elementos químicos, e quais são compostos químicos? Consulte a lista no apêndice se precisar de ajuda.

Já viu como as substâncias que resultam de reacções químicas apresentam muitas vezes propriedades diferentes dos seus materiais componentes. É especialmente claro com os elementos químicos e os compostos por eles formados. Por exemplo, a água líquida provém de gases invisíveis, o hidrogénio e o oxigénio, enquanto o dióxido de carbono é formado pelo carbono sólido (por exemplo: o carvão) e o oxigénio. O metal cor de prata e cinza, condutor eléctrico, chamado magnésio é transformado pela sua ligação com o oxigénio numa substância branca, não-condutora e pulverulenta: o óxido de magnésio. Pelo contrário, os componentes de uma mistura conservam as suas propriedades originais depois de combinados. Os exemplos de misturas são a areia e o açúcar, e também o sal de cozinha e a água para fazer uma solução de sal.



17. A água e os seus elementos



Estação de tratamento de águas.

Já aqui falamos no começo da nossa viagem pela química que, para um químico, a água é o produto químico mais importante de todos. Também preparou várias soluções com água para realizar experiências. Mas a água também actua como solvente das variadíssimas substâncias que são essenciais à vida entre todas as plantas e animais. Sem água, não haveria vida! Os animais e as plantas morrem de sede se não tiverem água.

Isto é muito preocupante dado que a poluição ambiental ameaça as nossas provisões de água potável. Quando as árvores morrem, os níveis freáticos baixam. Nessa altura, tem de se explorar mais intensamente a água dos rios e lagos. Contudo, a água superficial está muitas vezes altamente poluída por detritos, e há que efectuar tratamentos complexos para assegurar que não existe risco de contaminação e, conseqüentemente, perigo para a saúde.

Como aprendeu no capítulo anterior, a água é um composto químico formado por hidrogénio e oxigénio. Por meio da electrólise, é possível decompor a água nos seus elementos constituintes. Usaremos outras técnicas, ainda mais simples, para conseguir decompor a água.

Compostos ricos em oxigénio

No ar, como já foi referido, o oxigénio está "diluído" em azoto. Lembre-se que para cada parte de oxigénio, há quatro partes de azoto. O oxigénio puro pode ser obtido a partir de compostos ricos nesse elemento tal como o peróxido de hidrogénio. Peça aos seus pais para comprar uma solução a 3 % de peróxido de hidrogénio (água oxigenada) numa droguaria ou supermercado, e vaze um pouco para a garrafa incluída no kit.

O Professor Sabichão avisa

Cuidado! Não permita que nenhum salpico dessa solução entre em contacto com os seus olhos.

Experiência 147

Vaze 5 cm da solução de peróxido de hidrogénio num tubo de ensaio e acrescente 1 colher de carbonato de sódio e um pouco de sulfato de cobre. O conteúdo do tubo de ensaio escurecerá e começará a desprender-se, com muita intensidade, um gás.

Experiência 148

Acenda um pedaço comprido e não muito largo de madeira (os fósforos não são apropriados para isto), e apague logo a chama; introduza a madeira ainda incandescente no tubo de ensaio da experiência anterior. A madeira atear-se-á novamente, indicando a presença de oxigénio. **Despejo: A6**

Na experiência seguinte, usará uma preparação de permanganato de potássio, que é uma mistura na qual o permanganato de potássio é "diluído" com sulfato de sódio.

Experiência 149

Acrescente um pouco da preparação de permanganato de potássio a 5 cm de solução de peróxido de hidrogénio e execute o teste com a tala incandescente de madeira. **Despejo: A6**

Experiência 150

Coloque 2 ou 3 colheres de fermento num tubo de ensaio e acrescente 4 ou 5 cm de água. Rolhe o tubo de ensaio e agite muito bem, para que a levedura fique totalmente distribuída na água. Acrescente a mesma quantidade da solução de peróxido de hidrogénio, espere 1 minuto, e execute o teste com a madeira incandescente.



Carbonato de sódio e **Peróxido de hidrogénio** são irritantes para a pele e vista. **Sulfato de cobre** é prejudicial à saúde e ao meio ambiente. **Hidrogenossulfato de sódio** é corrosivo. **Permanganato de potássio** provoca queimaduras e é prejudicial à saúde e ao meio ambiente.

Consultar os avisos nas págs. 7 e 8.

O Professor Sabichão explica

Nas experiências anteriores, o oxigénio foi criado pela decomposição da solução de peróxido de hidrogénio. Isso enriqueceu o ar em oxigénio no tubo de ensaio, o que foi suficiente para reacender a chama, na madeira. Agora vamos produzir oxigénio mais concentrado, misturado com muito menos azoto.

Experiência 151

Monte o dispositivo que se mostra na figura e coloque 4 colheres da preparação de permanganato de potássio no tubo de ensaio que está fixo pela pinça de madeira. Direcione o tubo de ensaio para que a extremidade mais longa do tubo angular seja submersa na água da bacia. Introduza dois tubos de ensaio vazios no fundo da bacia, de modo a que se encham completamente com água.

Aqueça a mistura de permanganato de potássio; as bolhas de gás começarão logo a aparecer no tubo angular. Deixe sair um pouco de gás, mas logo a seguir mantenha um dos tubos de ensaio com a boca em cima do tubo angular, isto sempre debaixo de água. Se levantar o fundo por fora da água, mantendo a sua abertura submersa, nenhuma água se derramará. Já sabe o porquê disto da experiência 39. Agora, as bolhas de gás aumentarão no tubo de ensaio e começarão a pôr a água para fora. Quando o tubo de ensaio estiver completamente cheio de gás, coloque a rolha de borracha no tubo, ainda debaixo de água. Encha o outro tubo de ensaio, apenas a três quartos, com o oxigénio pelo mesmo processo, e deixe-o na bacia. Antes de apagar a chama da lamparina de álcool, faça girar o tubo angular para que não esteja submerso na água da bacia (dê uma olhadela novamente à resposta da pergunta 18 na página 95). Conserve o conteúdo do tubo de ensaio aquecido para as experiências 153 e 154.

Experiência 152

Segure no tubo de ensaio que tem a rolha de borracha, abra-o, e insira um pedaço de madeira que ainda esteja a arder com uma pequena chama. Teste o conteúdo do outro tubo de ensaio, pelo mesmo processo. (Antes de o tirar da bacia, feche-o com a rolha de borracha).

Experiência 153

Para esta experiência, primeiro tem de preparar algum hidróxido de sódio, seguindo as instruções da experiência 106.

Agora, introduza 1 colher da preparação de permanganato de potássio, aquecida na experiência 151, num tubo de ensaio, acrescente algum hidróxido de sódio, e junte o triplo de água. Vai obter uma solução verde. Acrescente algumas gotas de vinagre. Depois de acrescentar o vinagre, notará a formação de uma cor violeta.

Experiência 154

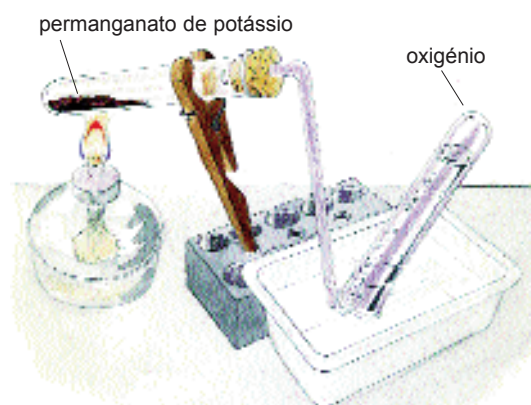
Adicione, no frasco, o resto do resíduo da experiência 151 à solução violeta da experiência anterior. Coloque água no frasco até meio e acrescente 1 ou 2 colheres de hidrogenosulfato de sódio. A solução fica violeta por causa do permanganato de potássio não decomposto. Agora, lentamente, acrescente o peróxido de hidrogénio e vá agitando com a vareta de aquecimento. A solução fica efervescente e perde a cor violeta do permanganato de potássio. Terminará com uma solução perfeitamente incolor. **Despejo: A8**

Pode utilizar esta mesma técnica para limpar o tubo de ensaio que usou para aquecer o permanganato de potássio.

O Professor Sabichão explica

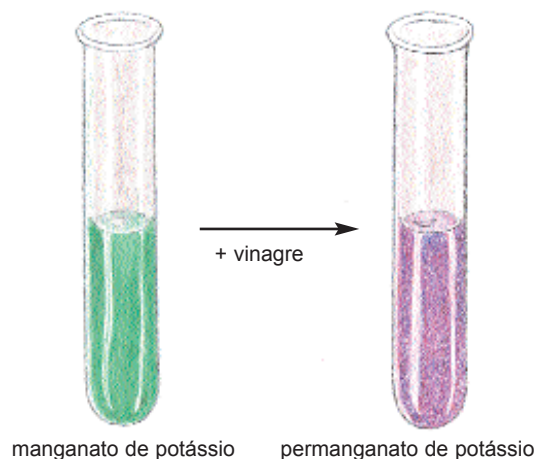
O permanganato de potássio é outro composto rico em oxigénio. Quando aquecido, liberta o oxigénio, que guardou nos tubos de ensaio. No processo, o permanganato de potássio converteu-se no manganato de potássio, que só é estável numa solução alcalina. Por isso acrescentou o hidróxido de sódio na experiência 153. Em soluções ácidas, o manganato de potássio, mais uma vez, vira para permanganato. Ambos coloram a água com um violeta vivo.

Se o peróxido de hidrogénio for acrescentado a uma solução ácida de permanganato de potássio, as duas substâncias reagirão uma com a outra para libertar oxigénio (daqui a efervescência), produzindo compostos incolores (experiência 154). A experiência 152 demonstra que a combustão prossegue, muito mais energicamente, no seio de oxigénio puro.



O Professor Sabichão avisa

O hidróxido de sódio é corrosivo. Ver informação na pág. 49!



O hidrogénio- o mais leve dos gases

O hidrogénio pode ser obtido de vários modos. Já se mencionou a técnica de decompor soluções aquosas (soluções com água) com uma corrente eléctrica. Outra técnica possível é a de deitar vapor de água por cima do pó de zinco quente. O zinco liga-se ao oxigénio da água para formar óxido de zinco, enquanto o hidrogénio se liberta. A técnica que vamos usar é um pouco menos comum. Tem como objectivo ajustar as suas capacidades e equipamento.



Hidróxido de cálcio é corrosivo.
Carbonato de sódio é irritante para a vista.
Consultar os avisos nas págs. 7 e 8.

Experiência 155

Meça 5 colheres de hidróxido de cálcio e 5 colheres de carbonato de sódio para um tubo de ensaio, acrescente 2 cm de água, e lance alguns pedaços de folha metálica de alumínio na mistura. Rolhe o tubo de ensaio e coloque o tubo angular; monte o dispositivo como na experiência 151. Logo que tenha aquecido um pouco a mistura, desprender-se-ão as bolhas de gás. Espere 15 a 20 segundos e recolha o gás no tubo de ensaio, cheio de água, como descrito na experiência 151. [Despejo: A1](#)

Experiência 156

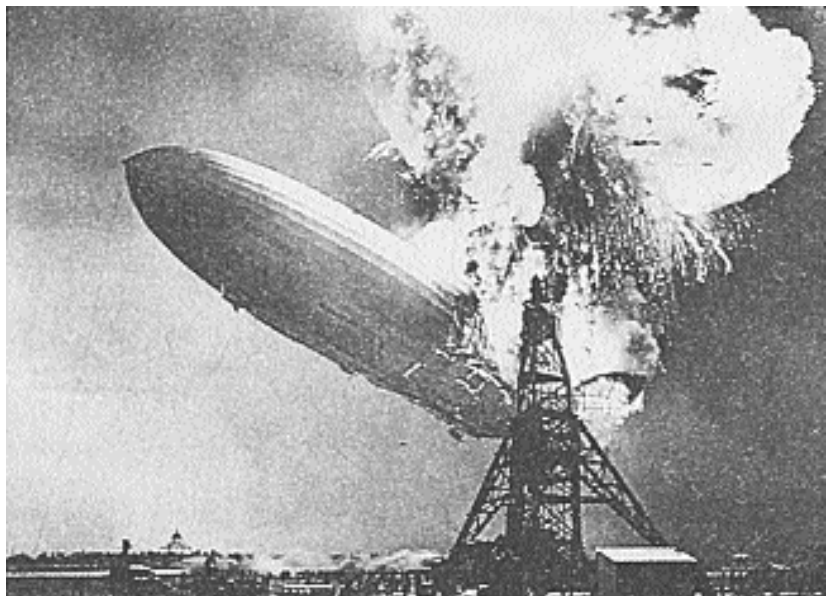
Quando o tubo de ensaio estiver cheio de gás, retire-o para fora da água - com a abertura sempre apontada para baixo - e, depois de 2 ou 3 segundos, mova-o em direcção à chama como mostra a figura. Não se assuste! Ouvirá um silvo e a chama penetrará no tubo de ensaio. O gás vai-se queimar com uma chama azul clara.



O Professor Sabichão explica

Na experiência 155, o hidróxido de sódio foi criado a partir do carbonato de sódio e do hidróxido de cálcio, que reagem com o alumínio para libertar hidrogénio. Na experiência 156, combustou-se o hidrogénio. O produto da combustão é a água que, de facto, não pode ver dado que o tubo de ensaio já estava molhado.

O hidrogénio é o mais leve de todos os gases: catorze vezes mais leve que o ar. Por essa razão, aumenta em relação ao dióxido de carbono. Portanto, pode deixar o tubo de ensaio aberto por vários segundos com a abertura apontada para baixo, sem se preocupar com a fuga do gás. Por causa de ser tão leve, o hidrogénio foi usado para encher balões e aeróstatos. Contudo, a combustibilidade do gás indica que o seu uso foi muito arriscado. Houve alguns acidentes e desastres sérios nos quais os aeróstatos, literalmente, se transformaram em chamas. Os aeróstatos estão-se a usar novamente, mas hoje utiliza-se o hélio, que é incombustível, em vez do hidrogénio.



Incêndio do dirigível "Hindenburg" (cheio com hidrogénio) em Lakehurst, New Jersey, em 1937 (foto: dpa, Frankfurt).

18. O regresso da solução de amónia

Já tomou conhecimento da solução de amónia no Capítulo 6. Esta solução aquosa do gás amónia é por vezes chamada de amoníaco ou de amónia líquida.

Ao contrário do oxigénio, azoto ou do hidrogénio, a amónia não é um elemento, mas sim um composto químico dos elementos oxigénio e hidrogénio.

O Professor Sabichão avisa

Para as experiências deste capítulo aplica-se o aviso geral: Realize as experiências ao ar livre ou junto a uma janela aberta. A amónia é venenosa e irritante para a vista, sistema respiratório e pele. Se tiver um acidente ou se sentir indisposto, siga as indicações do ponto 3 dos Primeiros Socorros (na contracapa) e chame um médico. Informe o médico que a substância responsável é a amónia.

Mas para começar, vamos fazer algumas experiências com o sal do qual libertou amónia, na Experiência 22.

Experiência 157

Coloque uma colher de cloreto de amónio num tubo de ensaio seco e segure-o fazendo um ângulo, como mostra a figura. Aqueça o cloreto de amónio. Utilise o frasco de boca larga para recolher o vapor que se liberta do tubo de ensaio. Após tê-lo aquecido o suficiente, o cloreto de amónio desaparece completamente. Não se fundiu nem deixou depósito no tubo de ensaio. Contudo, observará um revestimento branco na zona do tubo mais afastada da chama, e no frasco. Guarde o tubo de ensaio para a próxima experiência.

Despejo: A1

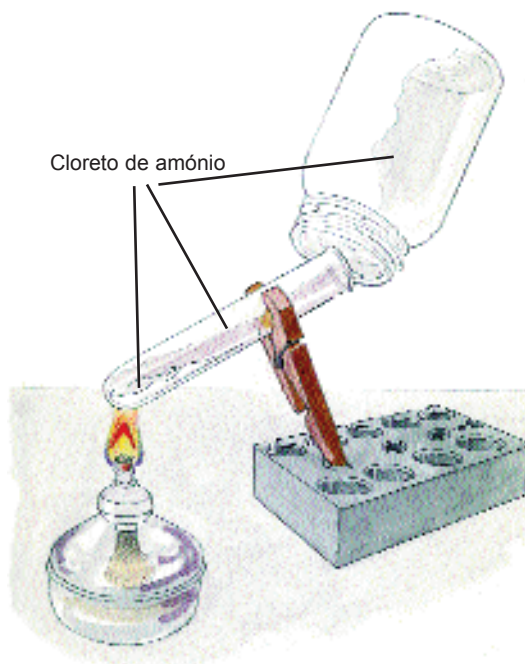
O Professor Sabichão explica

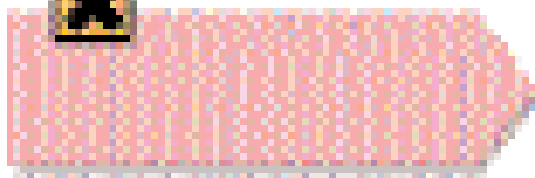
A maior parte das substâncias pode apresentar-se em três estados: o sólido, o líquido e o gasoso. A água é um belíssimo exemplo.

Pergunta 27

Quais são os três estados físicos da água?

Há alguns materiais, inclusive o cloreto de amónio, que passam directamente do estado sólido ao gasoso ou vice-versa, sem passar pelo estado líquido. Chama-se a esta modificação sublimação. Foi o que aconteceu nas zonas mais frias do tubo de ensaio e em menor escala, no frasco. A próxima experiência irá demonstrar que o revestimento branco é cloreto de amónio puro.





Experiência 158

Use a colher de medição para raspar o máximo que puder da camada branca que se formou na experiência anterior e aqueça esta substância num tubo de ensaio seco. Não restará nada no local de aquecimento enquanto uma nova camada branca se irá formar nas partes mais frias do interior do tubo de ensaio. Conclusão: Este revestimento é igual ao material inicial e é formado por cloreto de amónio.

Pode usar o processo de sublimação para separar o cloreto de amónio de impurezas e de outras misturas. Substâncias sublimadas são extremamente puras.

Experiência 159

Misture 1 colher de cloreto de amónio com 1 colher de sal de cozinha e proceda como na experiência anterior. Teste o revestimento que se formou por re-sublimação como na Experiência 158. O sal fica para trás, no tubo de ensaio. **Despejo: A1**

Decomposição de cloreto de amónio pelo calor

O cloreto de amónio é, de facto, um sal que se move um pouco quando o aquece: da zona mais quente para a as partes mais frias. No entanto, ao contrário de outras substâncias sublimadas, não se dá a decomposição deste, pelo menos que consiga visualizar – a não ser, é claro, que faça um pequeno truque.

Experiência 160

Coloque uma colher pequena de cloreto de amónio sobre um tijolo ou uma tampa metálica. Segure uma das pontas do fio de cobre com a pinça de madeira e aqueça a outra extremidade sobre a chama da lamparina. O fio irá ficar revestido com uma camada escura. Mergulhe o fio quente no cloreto de amónio e coloque-o novamente sobre a chama. A camada preta irá desaparecer, o cobre irá ficar mais brilhante do que estava antes da experiência e a chama da lamparina ficará verde por uns instantes.

O Professor Sabichão explica

No calor da chama, o cobre liga-se ao oxigénio existente no ar e forma óxido de cobre, de cor negra. Quando é posto em contacto com a chama o cloreto de amónio que se encontra no fio decompõe-se por rapidamente em amónia e cloreto de hidrogénio, um gás com o qual irá lidar em mais detalhe no próximo capítulo. Uma pequena quantidade de cloreto de hidrogénio liga-se ao óxido de cobre, formando cloreto de cobre, que se irá vaporizar por acção do calor e que faz a chama arder com uma cor verde. Muitos soldadores usam pequenos tijolos feitos de cloreto de amónio para remover as camadas de oxidação e platinas das superfícies de metal a soldar, camadas essas que poderiam impedir uma boa ligação entre a solda e o metal.

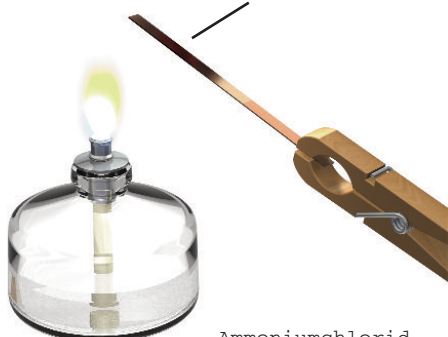
O cloreto de hidrogénio é feito prisioneiro

Se quiser obter amónia a partir de cloreto de amónio, deverá ter a certeza que usa os materiais apropriados para se ligarem ao cloreto de hidrogénio de forma a permitirem a libertação da amónia. Já fez isto na Experiência 22. O hidróxido de cálcio liga-se de forma moderada ao cloreto de hidrogénio, mesmo a temperatura ambiente. Este processo é mais eficiente se houver aquecimento.

Experiência 161

Introduza 3 colheres de cloreto de amónio, 3 colheres de hidróxido de cálcio e 2 cm de água num tubo de ensaio. Monte o seu dispositivo como mostra a figura. A extremidade mais longa do tubo angular deve estender-se no tubo de ensaio fixo mas deve permanecer alguns milímetros acima da superfície da água, e não lhe deve tocar (pode inclinar o tubo de ensaio com a água, se necessário). Aqueça a mistura na chama da lamparina de álcool, movendo

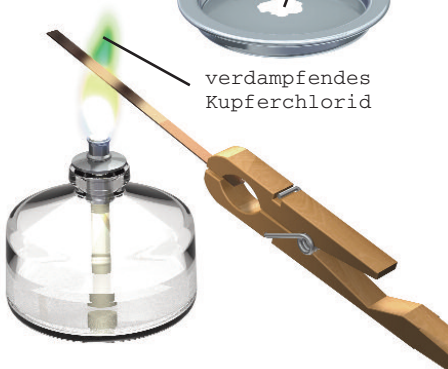
Kupferoxidschicht



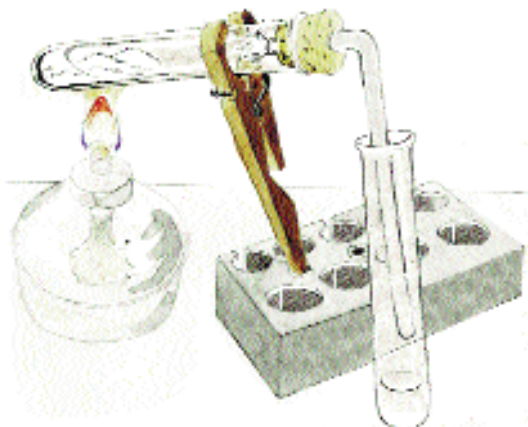
Ammoniumchlorid



verdampfendes Kupferchlorid



O hidróxido de cálcio é corrosivo
Ver informação pág.6!



esta lentamente para baixo e para cima do tubo de ensaio, se o seu conteúdo começar a ferver demasiado. Levante o tubo de ensaio com a água um pouco para cima, apenas o bastante para deixar algumas bolhas de gás borbulhar na água. **Cuidado para a água não ser sugada para dentro do tubo angular, evitando que este estale. Se a água começar a ser sugada no tubo, ponha a lamparina novamente debaixo do tubo de ensaio de modo a produzir mais gás e empurrar a água para fora do tubo angular. Despejo: A1**

Experiência 162

Coloque 1 gota da solução de amónia (do tubo de ensaio fixo) da Experiência 161 para uma tira de papel vermelho de tornesol (siga as instruções da Experiência 22).

Experiência 163

Repita a Experiência 161, mas desta vez acrescente 3 gotas de solução de tornesol e alguns cristais de ácido tartárico à água do tubo de ensaio colocado na vertical. Não levante o tubo de ensaio enquanto este estiver a ser aquecido. Observe atentamente a solução vermelha. Esta irá ficar gradualmente coberta por uma camada azul. Pare o aquecimento e abana/gira/roda suavemente o tubo de ensaio. Num piscar de olhos o líquido ficará completamente azul.

O Professor Sabichão explica

A solução fraca de amónia que preparou na experiência 161 mostrou uma reacção alcalina (experiências 162 e 163). A amónia é prontamente dissolvida na água. À temperatura ambiente, 1 litro de água absorverá quase 700 litros de amónia.

Sais do chifre e do casco

Arranje um pacote de amónia de pasteleiro (também conhecida como carbonato de amónio). Procure por este produto em lojas de produtos alemães ou escandinavos ou em lojas online. Irá encontra-lo nas secções produtos de pastelaria e padaria, já que é utilizado como levedura em biscoitos de gengibre e também em outros tipos de biscoitos. Se não o conseguir encontrar, passe à frente estas experiências.

Experiência 164

Abra o pacote e cheire cuidadosamente o conteúdo. Hum, amónia! Humedeça uma tira de papel vermelho de tornesol e mantenha-a sobre a abertura do pacote. A cor azul confirmará o seu teste olfactivo.

Experiência 165

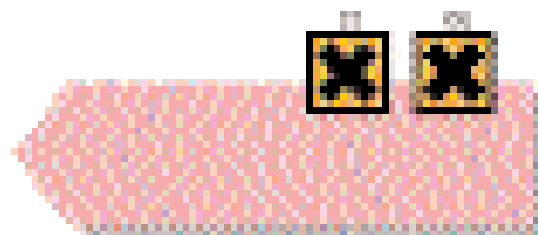
Coloque 2 colheres cheias de amónia de pasteleiro e 2 colheres cheias de ácido tartárico num tubo de ensaio seco. Prepare um tubo de ensaio com água de cal e insira o lado menor do tubo de vidro em L no orifício da rolha de cortiça. Adicione 3 gotas de água à mistura de ácido tartárico e amónia de pasteleiro. Esta irá borbulhar e libertar gás! Tape rapidamente o tubo com a rolha que preparou e mergulhe a ponta do lado maior do tubo em L na água de cal. A já familiar nebulosidade indica que o dióxido de carbono também está presente na reacção.

Experiência 166

Prepare novamente o tubo de ensaio com água de cal e também outro tubo com a solução ácida de tornesol (como preparada para a Experiência 163). No tubo de ensaio, preso com a pinça de madeira ao suporte para tubos e com a abertura do tubo ligeiramente inclinada para baixo (importante!), coloque 3 colheres cheias de amónia de pasteleiro. Aqueça a substância, inicialmente fazendo o gás libertado passar pela água de cal (até esta ficar enublada) e de seguida pela solução vermelha de tornesol, que irá ficar azul passado um pouco. Remova este último tubo de ensaio e continue a aquecer até a amónia de pasteleiro ter desaparecido por completo. Isto relembra-lhe alguma experiência? Claro que sim – a sublimação do cloreto de amónio.

Pergunta 28

Existe no entanto uma diferença. Qual é?



O Professor Sabichão explica

A amónia de pasteleiro é uma mistura de carbonato de amónio e de bicarbonato de amónio. Do amónio liberta-se amónia e do carbonato liberta-se dióxido de carbono.

Antigamente costumava-se obter esta mistura a partir de restos de animais (hastes de veados, p.e.). Os produtos da decomposição das proteínas presentes nos restos(carcaças??) dos animais têm sido desde à muito tempo uma fonte importante de azoto. Os antigos egípcios já possuíam um processo de produção de cloreto de amónio: aquecendo excrementos de camelo juntamente com sal de mesa. No entanto, para as grandes necessidades de azoto da actualidade – especialmente como fertilizante, hastes de veado e excrementos de camelo já não são suficientes. A amónia é obtida pela combinação de hidrogénio e azoto sob elevadas pressões em fornos especiais. A indústria química produz uma miríade de outros produtos derivados da amónia.

19. Ácido clorídico caseiro



O sulfato de sódio é corrosivo
Ver informação na pág.7!

O ácido clorídrico (também conhecido como ácido de sal) é outra substância que foi usada como produto de limpeza, especialmente para limpar pias e lavatórios de casa de banho. Actualmente, os produtos de limpeza de casas de banho já não contêm ácido clorídrico, mas isso não significa que sejam inofensivos (leia sempre os avisos de segurança das embalagens). O ácido clorídrico é, às vezes, usado na construção civil como decapante de depósitos de cálcio. Contudo, não terá de comprar nenhuma destas substâncias para as suas experiências. Irá, por si próprio, preparar uma pequena quantidade de ácido clorídrico.

O Professor Sabichão avisa:

Os vapores criados nas experiências seguintes são corrosivos. Não os inale! Não prepare mais gás do que o necessário e trabalhe fora de casa ou perto de uma janela aberta. Em caso de contacto com os olhos, enxague abundantemente com água corrente e procure um médico. Se começar a sentir-se indisposto, veja as primeiras instruções de ajuda (número 3, no início) e consulte um médico; informe que o cloreto de hidrogénio é o motivo químico do problema.

Ácido proveniente de sal de mesa

Experiência 167

Aqueça 1 colher de sal de mesa com 1 colher de sulfato de sódio, num tubo de ensaio seco, com a abertura ligeiramente virada para baixo, e mantenha uma tira de papel azul de tornesol na boca do tubo de ensaio. Notará um cheiro agreste. Logo que o papel de tornesol fique vermelho, deixe de aquecer o tubo. Espere que o tubo arrefeça e vase de imediato um pouco de água. O resíduo vai-se dissolver lentamente. **Despejo: A1**

Experiência 168

Coloque 4 colheres de sal de mesa e 4 colheres de sulfato de sódio num tubo de ensaio seco e monte o dispositivo como mostra a figura. Certifique-se que a extremidade mais longa do tubo angular não penetra na água do tubo de ensaio colocado à direita, e tape a boca daquele tubo de ensaio com uma bola de algodão. Agora, aqueça a mistura de sal. Na extremidade fria do tubo de ensaio aquecido notará o aparecimento de gotas de água, juntamente com um vapor branco que encherá logo outro tubo de ensaio. Dissolva o resíduo como na experiência 167. **Despejo: A1**

Tire o tubo angular de dentro do tubo de ensaio com a bola de algodão e, agite suavemente o tubo de ensaio para a frente e para trás. O vapor branco desaparecerá.

Experiência 169

Teste a "água" do tubo de ensaio com papel e solução de tornesol: vai verificar que se trata de uma reacção ácida. **Despejo: A1**
Guarde o resto da solução para a experiência 171.

O Professor Sabichão explica:

Quando a mistura de sal e sulfato de sódio é aquecida, forma-se o cloreto de hidrogénio gasoso. O cloreto de hidrogénio compõe-se - como o nome indica - de cloro e hidrogénio. Quando o cloreto de hidrogénio se combina com a água, obtém-se o ácido clorídrico. A solução ácida que preparou na experiência 168 é, nem mais nem menos, do que o ácido clorídrico, muito diluído.

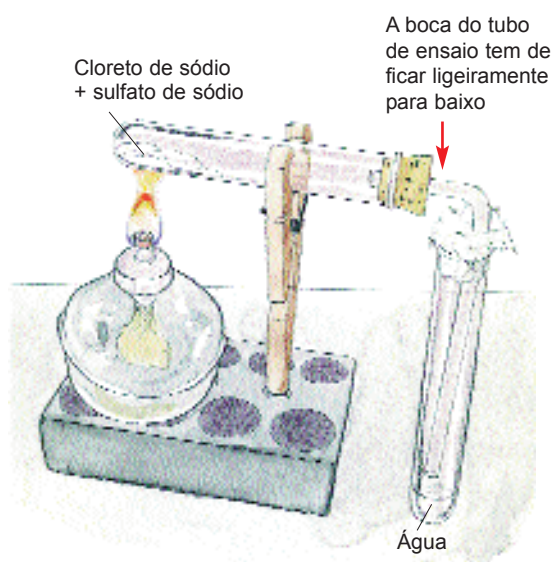
Pergunta 29

Como explica o facto do papel de tornesol ficar vermelho na Experiência 167?

Repuxo num tubo de ensaio

Experiência 170

Para esta experiência, terá primeiro de fazer alguns preparativos. Introduza, o tubo de vidro afilado pelo buraco da rolha de cortiça, como mostra na figura,



Cuidado! Certifique-se que a boca do tubo de ensaio está ligeiramente inclinada para baixo. Para mais informações, ver o segundo aviso na pág.42

torcendo-o. Encha o frasco até meio com água. A experiência ficará mais interessante se acrescentar à água 10 gotas da solução de tornesol.

Monte o mesmo dispositivo que usou para a experiência 168, só que desta vez, recolha o cloreto de hidrogénio num tubo de ensaio seco com a boca selada com uma bola de algodão. Logo que os fumos se comecem a sentir, deixa-se de aquecer. **Despejo: resíduo: A2**

Agora, tão rápido quanto puder, feche o tubo de ensaio cheio de gás com a rolha que previamente preparou, e coloque o tubo de ensaio no frasco com o tubo de vidro afilado apontado para baixo. O líquido azul começará a aparecer lentamente no tubo de vidro e, de repente, ele jorrará no tubo de ensaio como um repuxo em miniatura. Neste processo, o líquido azul ficará vermelho. **Despejo: A1**

O Professor Sabichão explica:

O cloreto de hidrogénio, tal como a amónia, é muito solúvel em água. Um litro de água é capaz de absorver 450 litros de cloreto de hidrogénio. O líquido resultante, como sabe da experiência, é o ácido clorídrico. Na experiência do repuxo, uma pequena parte de cloreto de hidrogénio é dissolvido no início. Isto resulta num aumento relativo da pressão atmosférica externa, empurrando a água para dentro do tubo. Logo que um pouco de água tenha atingido a ponta do tubo, todo o cloreto de hidrogénio se dissolve instantaneamente na pequena quantidade de líquido. Repentinamente, o tubo de ensaio fica sem gás, e a pressão atmosférica empurra a água para dentro dele com toda a força. Se usou a solução de tornesol, o ácido clorídrico que é formado enquanto o cloreto de hidrogénio se dissolve, dá origem à mudança de cor.

O ácido clorídrico concentrado usado no laboratório contém cerca de 38% de cloreto de hidrogénio. Seria semelhante a 38 gramas de cloreto de hidrogénio contido em 100 gramas de ácido clorídrico concentrado.

Pergunta 30

Como são constituídas as restantes 62 gramas de ácido clorídrico concentrado?

Gases venenosos e desinfetantes

Não, não tem de se preocupar com a inalação de nenhum gás venenoso. Vamos prepará-lo em quantidades muito pequenas, que não causarão nenhum dano à sua saúde. De qualquer maneira, já teve contacto com um gás venenoso quando procedeu à electrólise da solução de sal na experiência 71. Aquele gás é o cloro.

O Professor Sabichão avisa

O cloro é venenoso quando inalado e irrita os olhos, pele e órgãos respiratórios. Tenha muito cuidado e use apenas as quantidades indicadas! Execute as suas experiências fora de casa ou perto de uma janela aberta. Se começar a sentir-se mal disposto, reveja as primeiras instruções de ajuda (número 3, no início) e consulte um médico. Informe o médico que a substância responsável é o cloro.

Experiência 171

Vaze 2 cm de ácido clorídrico, da experiência 168, num tubo de ensaio e acrescente 1 pouco da preparação de permanganato de potássio. Aqueça a mistura na chama da lamparina de álcool. A cor violeta do permanganato de potássio vai-se modificar lentamente até chegar a uma cor castanho-avermelhada. Cuidadosamente, agite um pouco do vapor do tubo de ensaio em direcção a si com a sua mão, mas nunca cheire directamente um tubo de ensaio. Reconhecerá um cheiro característico das piscinas, e da electrólise da solução de sal da nossa experiência anterior. Mantenha uma tira de papel azul de tornesol na boca do tubo de ensaio. No início, a tira ficará vermelha, mas logo a seguir a cor vermelha ficará descorada e passará gradualmente a branco.

Despejo: A6

Experiência 172

Em zonas diferentes do papel de tornesol branqueado, coloque 1 gota de vinagre e outra de solução de carbonato de sódio. O papel de tornesol não fica vermelho nem azul. A tintura de tornesol desapareceu.



O permanganato de potássio provoca queimaduras e é prejudicial à saúde e ao meio ambiente.

Ver informação nas págs. 6 e 7!



O Professor Sabichão explica

Na experiência 171, recolheu o cloro do ácido clorídrico, ou por outras palavras, de uma solução de cloreto de hidrogénio em água. Já encontrou o efeito de descoloramento do cloro em tintas na experiência 71.

O cloro puro é um gás pesado, amarelo-esverdeado (chloros grego = amarelo-verde). Na pequena amostra que preparou, a cor amarela-esverdeada não se nota. Mas por razões de segurança, não produziremos mais.

Por causa da sua potência, até uma pequena quantidade de cloro é capaz de matar germes perigosos, portanto o cloro é um excelente desinfectante. Por isso é adicionado à água das piscinas, e até à água potável. A água clorada, basicamente não tem germes, mas o seu sabor pode ser contaminado facilmente e ficar desagradável.

Branqueamento do cloro

Claro que é desagradável ter o cloro gasoso à volta. Por essa razão, no fabrico e no uso doméstico, usam-se outros compostos de cloro com a mesma eficácia. O cal clorada, por exemplo, é um componente de muitos pós de branqueamento, e o hipoclorito de sódio é outro constituinte do líquido a que chamamos **lixívia**.

Experiência 173

Execute uma electrólise de uma solução de sal de mesa como realizou na experiência 71. Agite a solução frequentemente com a vareta para aquecimento. Agora introduza 1 tira de 1 cm de papel de tornesol num tubo de ensaio e acrescente 3 cm da solução de sal proveniente da electrólise. Quando acrescentar a solução de sulfato de sódio (dissolva 1 pitada em 3 cm de água), o papel de tornesol ficará vermelho antes que a cor seja gradualmente branqueada. **Despejo: A1**

Experiência 174

Os detergentes usados em máquinas de lavar a loiça também contêm muitas vezes compostos nos quais pode demonstrar a presença de cloro. Coloque 1 colher de um detergente de lavar a loiça e 1 colher de sulfato de sódio num tubo de ensaio, acrescente 3 cm de água, e aqueça a mistura durante um certo tempo. Notará um odor semelhante ao cloro. Se o testar com uma tira de papel de tornesol, o tornesol ficará branqueado. **Despejo: A2**

O Professor Sabichão explica

Quando a electrólise é executada numa solução de sal de mesa, o cloro e o hidróxido de sódio são criados, como aprendeu na experiência 71. Na última experiência, agitando a solução, assegurou que os dois produtos da reacção se ligariam de algum modo, criando hipoclorito de sódio, mais conhecido como **lixívia**. Então, com a adição de um ácido (sulfato de sódio), o cloro é libertado do líquido novamente.

É vulgar branquear roupa de cor com **lixívia** ou uma solução de cal clorada. Actualmente, usa-se para limpeza e lavagem de produtos, também, a cal clorada. Usando aqueles produtos, é muito importante não os combinar com um produto de limpeza ácido. Como as últimas experiências demonstraram, isto até pode libertar cloro, o que seria muito prejudicial para a saúde, podendo até ser mortal.

20. A cal e o gesso

Quando se fala em metais, provavelmente pensa-se logo em materiais como o ferro e o cobre, o chumbo e o alumínio, a prata e o ouro, talvez até o zinco e o estanho, mas nunca em metais leves como o magnésio e o cálcio. Há uma razão para isto. No quotidiano, quase nunca se dá por esses metais, ou outros como o sódio e o potássio. Todos eles existem, quase exclusivamente, em compostos combinados com outros elementos. O cálcio, por exemplo quando exposto ao ar, combina-se com o oxigénio para formar o óxido de cálcio: é um pó branco também conhecido como cal viva ou, simplesmente, cal. O nome vem do facto que este composto é obtido por combustão do carbonato de cálcio, o precipitado que se formou a partir da água de cal quando testava a sua magia no capítulo 1. Se uma determinada quantidade de água for adicionada à cal, o que se obtém é o hidróxido de cálcio, composto já nosso conhecido (água de cal). Outra designação é “cal apagada” porque, ao adicionar-se água, é como se estivessemos a “apagar” (como na expressão “para apagar a sua sede”).

Por que é que a argamassa endurece

Experiência 175

Misture 2 ou 3 colheres de hidróxido de cálcio com algumas gotas de água, formando uma pasta maleável. Forme algumas pequenas bolas com a pasta e deixe-as secar durante vários dias, ao ar livre. Ficarão duras. Lave muito bem as suas mãos depois de fazer as bolas, e não toque na sua cara enquanto tiver as mãos sujas.

Experiência 176

Coloque algumas das bolas endurecidas num tubo de ensaio e borrafe-as com vinagre. (Pode acelerar a produção de gás se aquecer o tubo de ensaio). Utilize o tubo angular para canalizar o gás em direcção a um tubo de ensaio contendo água de cal. A turvação indica a presença de dióxido de carbono, que só pode ter vindo das bolinhas.

O Professor Sabichão explica

A razão pela qual esta mistura endurece é porque o hidróxido de cálcio se combina com o dióxido de carbono e se converte em carbonato de cálcio. Fica tão duro que pode ser usado para ligar pedras/tijolos uns aos outros ou formar uma cobertura robusta que cubra as paredes (reboco). Ao contrário do que aconteceu na nossa experiência, um pedreiro acrescentaria uma determinada quantidade de areia à cal para assegurar que ficava com a consistência pretendida.

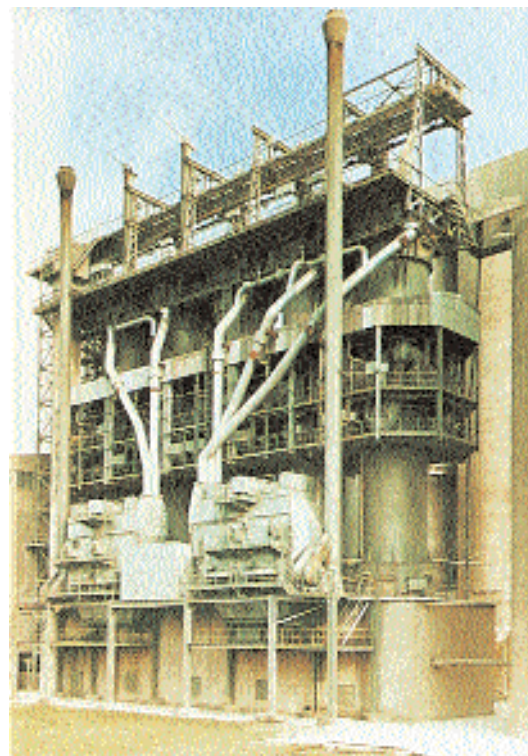
Actualmente, esta mistura é usada para estucar. Para ligar tijolos e fazer betão, o que se utiliza é o cimento: é uma mistura de vários compostos que não necessitam da presença do dióxido de carbono para se ligarem entre si, portanto ele até pode tornar-se duro debaixo de água.

Na experiência 176, quando vazou o vinagre por cima das bolinhas, libertou-se dióxido de carbono, como verificou com a ajuda da água de cal.

O teste do dióxido de carbono que executou com a ajuda da água de cal, teve como base o mesmo processo químico que ocorre quando a argamassa endurece: o hidróxido de cálcio absorve o dióxido de carbono e converte-se em carbonato de cálcio. A turvação que apareceu quando testou o gás, como aprendeu no Capítulo 4 é, nem mais nem menos, do que o carbonato de cálcio finamente disperso.

Conchas de caracóis, cascas de ovos

Mas o carbonato de cálcio tem muito mais utilizações do que as anteriormente referidas: chaleiras, conchas de caracóis, cascas de ovos, colunas de mármore, etc... Tudo o que necessita para a investigação seguinte, é um pouco de vinagre, ou melhor vinagre concentrado (ácido acético a 25 %).



Altos fornos para produção de cal (óxido de cálcio)



O hidróxido de cálcio é corrosivo.
Ver informação pág.6!





O Professor Sabichão avisa

Ao trabalhar com vinagre concentrado use luvas e peça ajuda a um adulto.

O vinagre concentrado é corrosivo e não deve ser usado na forma não diluída. Na cozinha, usa-se misturando uma parte de concentrado com quatro partes de água. Se verter acidentalmente algum na sua pele ou nos seus olhos, lave imediatamente com água corrente. No caso de contacto com os olhos, reveja as primeiras instruções de ajuda (número 1, na contracapa) e consulte imediatamente um médico.



O que têm todas estas coisas em comum?

Experiência 177

Deixe cair, numa concha de caracol vazia, uma gota de vinagre concentrado ou vinagre diluído. A espuma é causada pelo dióxido de carbono que se liberta pela acção do ácido acético no carbonato de cálcio da concha. **Despejo: A3**

Experiência 178

Se calhar já notou os depósitos minerais amarelo-acinzentados dentro das chaleiras. Vaze vinagre diluído, ou concentrado, por cima de algumas dessas zonas; mais uma vez, notará a formação de bolhas que indica a presença de carbonato de cálcio ou dióxido de carbono. Os depósitos dentro da chaleira provêm do hidrogenocarbonato de cálcio das águas duras (ver p. 52). Esses depósitos absorvem muito calor, por isso devem ser extraídos com vinagre, de vez em quando. **Despejo: A3**

Experiência 179

Provavelmente, não seria tão bem sucedido se tivesse feito a experiência com mármore; ainda por cima, há grandes diferenças entre as várias espécies de mármore. Com as cascas de ovo, será mais fácil. Só tem de deitar vinagre diluído ou concentrado numa casca de ovo e notará um desprendimento de gás. Se desejar, pode transferir esse gás para água de cal (aqueça algumas cascas de ovo partidas num tubo de ensaio com o vinagre). **Despejo: A1**

Pergunta 31

A libertação de dióxido de carbono nestas experiências comprova que os materiais testados contêm carbonato de cálcio?

Uma “perna partida” - quimicamente falando

É normal os esquiadores despreocupados ou patinadores quebrarem um osso ou dois. Assim, têm de andar muito tempo com uma tala de gesso. A experiência seguinte mostra por que é que o gesso é tão bom para isso.

Experiência 180

Na tampa de um frasco, misture um pouco de sulfato de cálcio - nome científico do gesso - com um pouco de água, até que obtenha uma pasta espessa. Em pouco tempo, o gesso endurecerá. **Despejo: A3**

Uma tala de gesso, também se tornará dura rapidamente, o que assegurará que um osso partido pode permanecer imperturbado e crescer novamente. Tal como o gesso, a cal apagada também endurece depois do contacto com a água, mas as experiências seguintes mostram que são, de facto, dois materiais diferentes.

Experiência 181

Num tubo de ensaio, aqueça um pouco de cal apagada (hidróxido de cálcio) juntamente com vinagre. O resultado é um líquido incolor. Repita a experiência com o sulfato de cálcio (gesso em pó). Mesmo depois de passado muito tempo, o sulfato de cálcio não se dissolverá. **Despejo: A1**

Experiência 182

Vaze um pouco de vinagre (diluído ou concentrado) por cima de um bom pedaço de gesso endurecido, num tubo de ensaio. Ao contrário do que aconteceu na experiência 176, desta vez, não se verificará qualquer produção de gás, mesmo aquecendo o tubo de ensaio.

O Professor Sabichão explica

Enquanto o hidróxido de cálcio e o carbonato de cálcio se dissolvem no vinagre, o sulfato de cálcio (gesso) não. A verdade é que o gesso não é submetido aos ácidos fortes que são usados num laboratório de química. A juntar a isto, os processos de endurecimento são completamente diferen-

tes. Num caso, o hidróxido de cálcio converte-se no carbonato de cálcio se absorver dióxido de carbono. No outro, o sulfato de cálcio endurece, absorvendo água. O nome para este tipo de água absorvida é "água de cristalização".

Endurecimento pela água

Pode verificar facilmente que o gesso absorve água no processo de endurecimento.

Experiência 183

Aqueça um pouco de gesso endurecido num tubo de ensaio seco. Perto da boca do tubo de ensaio, notará alguma condensação. A água de cristalização acumulou-se lá, na forma de gotinhas muito pequenas

Experiência 184

Coloque um pouco de sulfato de cálcio num tubo de ensaio seco preso com a abertura ligeiramente virada para baixo, e aqueça-o durante 8-10 minutos. De novo, notará água condensada na extremidade fria do tubo de ensaio.

Pergunta 32

O que é que pode concluir àcerca da água que se condensa na extremidade fria do tubo de ensaio?

Experiência 185

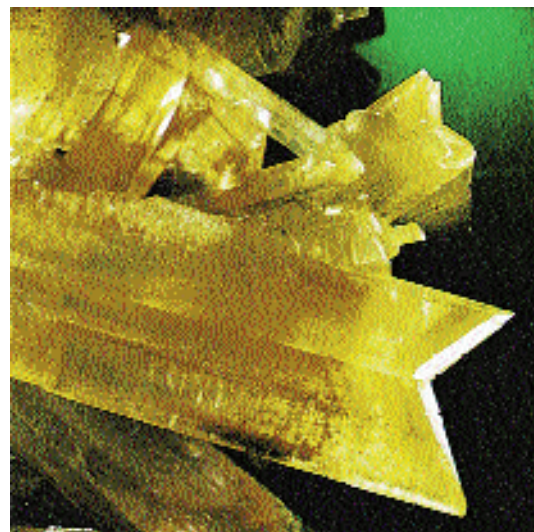
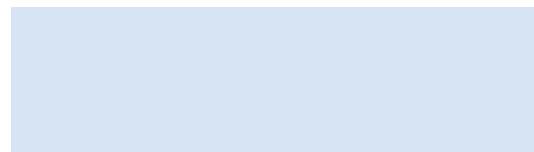
Misture o resíduo da experiência 184 com um pouco de água: a pasta não endurecerá.

O Professor Sabichão explica

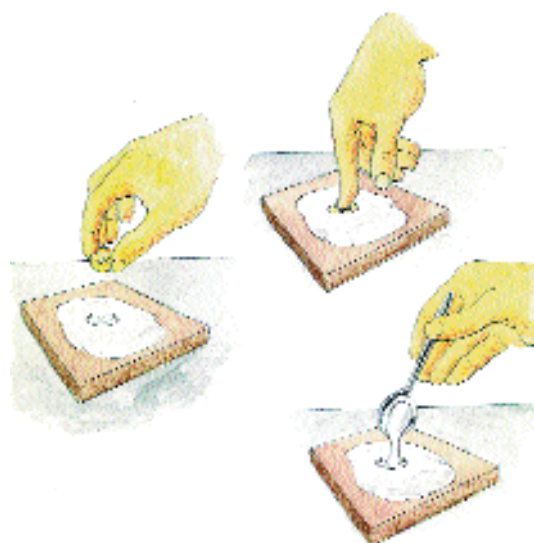
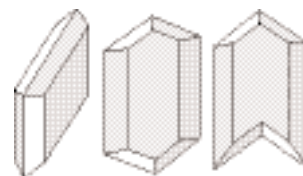
Na natureza, o gesso aparece já com a água de cristalização. O gesso, na natureza? De facto, o "gesso em pedra" ou "gesso Paris", é o nome habitual do mineral que ocorre na natureza e do qual o gesso "normal" é feito. Com um aquecimento moderado (até 160° C), o gesso em pedra perde três quartos da sua água de cristalização e converte-se em pó. Se o gesso em pó for misturado com água, ele reabsorve-a. Quando isto acontece, o gesso forma fibras cristalinas entrelaçadas, e endurece.

Quando a última quarta parte de água é retirada ao gesso em pó (como fez na experiência 184), o que se obtém é gesso sem nenhuma água de cristalização. Nesse caso, o gesso leva muito tempo para endurecer se lhe acrescentar água novamente, e não pode ser usado para fins hospitalares ou, sequer, para a construção civil.

Deve estar a pensar por que estivemos tanto tempo a falar sobre "água de cristalização", quando ainda não viu nenhum cristal. Claro está que a palavra "cristal" tem significados diferentes para um químico e um leigo na matéria. O gesso em pó pode não se parecer com um cristal, mas o gesso em pedra aparece muitas vezes na forma de folhas transparentes, cristalinas, semelhantes a um vidro.



cristais de gesso



Falsificações

Gostaria de fazer uma moeda falsa? Não é ilegal porque esta moeda é feita de cera. Este tipo de riqueza depressa se "derreteria" nas suas mãos.

Experiência 186

Primeiro, prepare um pouco de pasta de gesso como fez na experiência 180, e estenda-a num bocado de cartão grosso com uma camada de, aproximadamente, 1 cm de espessura. Tome uma moeda ou medalha que previamente untou com óleo de cozinha, e aperte-a contra o gesso até que o topo da moeda esteja um pouquinho acima da superfície do gesso. Espere alguns minutos até o gesso endurecer. Então, cuidadosamente, retire a moeda. Se necessário, use um instrumento pontiagudo para o fazer. Acabou de fazer o molde da moeda no gesso. Espere que o gesso seque completamente.

Derreta uma pequena porção de cera numa colher velha, utilizando a lamparina de álcool, e vase-a no molde. Depois de esperar um pouco, pode retirar a sua "moeda falsificada" do gesso. É claro que a sua moeda tem uma ligeira imperfeição: só é cunhada num lado! **Despejo: A3**

21. O cobre - Um metal semiprecioso



Electrólise do cobre em larga escala (lembra-se da experiência 74?)
O cobre fica depositado nos enormes cátodos.

Os metais como o cálcio ou o magnésio, que se combinam facilmente com o oxigénio ou com outros elementos, chamam-se metais não-preciosos. O ferro também se combina com o oxigénio do ar na presença de água; o resultado é a ferrugem. No capítulo seguinte conhecerá o ferro um pouco melhor. A platina, o ouro e a prata, pelo contrário, não interagem com o oxigénio, conservando o seu brilho metálico. Esses metais chamam-se metais preciosos. O cobre situa-se, mais ou menos, no meio e por isso se denomina semiprecioso. Em certas condições, como quando submetido a altas temperaturas, o cobre combina-se com outros elementos, tal como o oxigénio formando um óxido de cobre negro (ver Experiência 160).

Quando um fio de cobre se torna negro

Experiência 187

Pode haver muitas razões para o arame de cobre ficar escurecido. Leve uma extremidade de um arame de cobre à chama de uma vela. Nota-se logo, um revestimento escuro (fuligem) – como o da faca na experiência 142. Verifique que a fuligem pode ser retirada facilmente esfregando com um papel ou um pano.

Experiência 188

Mantenha o arame de cobre, já limpo, na parte superior da chama da lamparina de álcool. Tornar-se-á escuro novamente, tal como na Experiência 160. Enquanto aquece o arame, verá uma bonita demonstração de cores que aderam acima dele. Depois de arrefecido, tente limpar o arame novamente. Já não consegue. Para remover a camada de óxido, necessitará de cloreto de hidrogénio ou de álcool etílico, tal como na Experiência 160.

Experiência 189

Enrole a extremidade do arame de cobre à volta de um lápis formando uma espiral, e enrosque a outra extremidade do arame em torno de uma colher. Vaze 2 ou 3 cm de álcool etílico num tubo de ensaio. Aqueça a espiral do arame de cobre na parte superior de uma chama, até que fique preto, e mergulhe-o imediatamente no álcool. O líquido assobiará, as bolhas de gás aumentarão, e o arame ficará mais brilhante do que antes.

O professor Sabichão explica

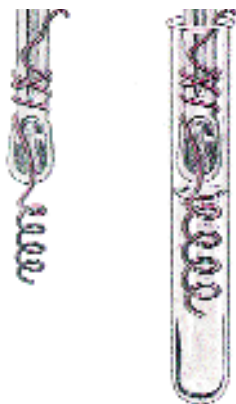
Se o óxido de cobre entrar em contacto com o álcool etílico, o oxigénio será transferido do óxido de cobre para o álcool, isolando o cobre brilhante. A natureza semipreciosa do cobre reside no facto de ele se separar do oxigénio muito facilmente. Esta experiência não resultaria com o óxido de ferro.

O cobre desaparece e reaparece

Agora vamos dissolver um pouco de cobre. Não em água, obviamente. Para esta tarefa, o químico usa outro material: ácido sulfúrico ou nítrico. Nós usaremos um sal: o sulfato de sódio

Experiência 190

Corte cerca de 1 cm da extremidade do arame de cobre, e coloque-o num tubo de ensaio junto com 2 colheres de sulfato de sódio. Coloque o tubo numa posição horizontal e aqueça-o. Certifique-se que a boca do tubo de ensaio está ligeiramente para baixo (ver o segundo aviso na página 42). O sulfato de sódio vai-se fundir, e o vapor de água escapará pela boca do tubo de ensaio. O sulfato de sódio - tal como o gesso ou o sulfato de cobre - contém água de cristalização. Quando a água é vaporizada, o sal fundido começa a virar de verde para azul-esverdeado. Ao mesmo tempo, verificar-se-á a fuga de vapores de dióxido de enxofre, que têm um cheiro acre. Depois de 2 ou 3 minutos, deixe de aquecer o tubo e verifique como o sal derretido fica duro novamente.



O professor Sabichão avisa:

O dióxido de enxofre é venenoso quando inalado; irrita os olhos e os órgãos respiratórios! Deve realizar as experiências com o dióxido de enxofre num local arejado. Se começar a sentir-se doente, seguir as primeiras instruções de ajuda (número 3, dentro da capa inicial), e chamar um médico.



O sulfato de sódio é corrosivo.
O sulfato de cobre é prejudicial à saúde e ao meio ambiente.
Ver informação nas págs.6 &7!

Experiência 191

Espere que o tubo de ensaio arrefeça. Acrescente 5 ou 6 cm de água e aqueça. Insira a vareta de aquecimento. A massa endurecida de sal vai-se dissolver. O arame de cobre começará a desintegrar-se, e a desaparecer completamente ou, pelo menos, a ficar mais fino. A solução ficará azul claro. Guarde metade para as experiências 196 e 198.

Experiência 192

Coloque um prego de ferro na outra metade da solução azul claro. Verifique se a aparência do prego se modifica. **Despejo: A4**

Experiência 193

Repita a experiência com a solução de sulfato de cobre (dissolva 1 colher dos cristais azuis em água). **Despejo: A4**

O professor Sabichão explica

Se o cobre for aquecido com o sulfato de sódio, produz-se sulfato de cobre e dióxido de enxofre. Portanto a solução azul claro da experiência 192, é uma solução de sulfato de cobre. É evidente que não nos devemos admirar por obtermos o mesmo resultado nas experiências 192 e 193: o prego de ferro ficará coberto com uma fuligem, castanho-avermelhada.

O revestimento castanho-avermelhado não é mais que o cobre metálico. Se for introduzido na solução de um metal precioso outro metal não precioso (neste caso, o ferro numa solução de sulfato de cobre), o metal não-precioso vai-se desintegrar gradualmente e empurrará o metal mais precioso para fora da solução.

Pergunta 33

Já colocou a reacção das Experiências 192 e 193 em prática. Como?

Panelas de cobre e ácido acético

Note que teve de aquecer um pouco o cobre (na lamparina de álcool, com o sulfato de sódio) para que ele se combinasse com outras substâncias. Também o pode fazer sem gastar tanta energia.

Experiência 194

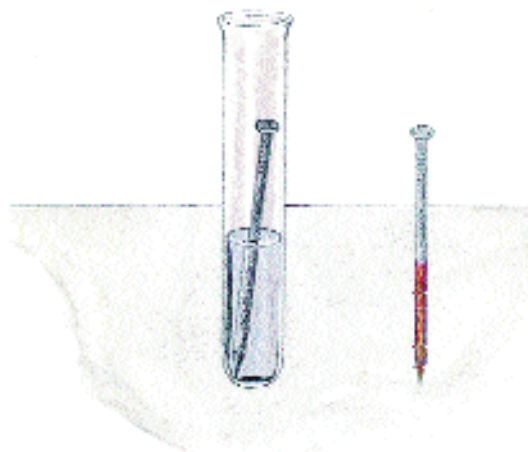
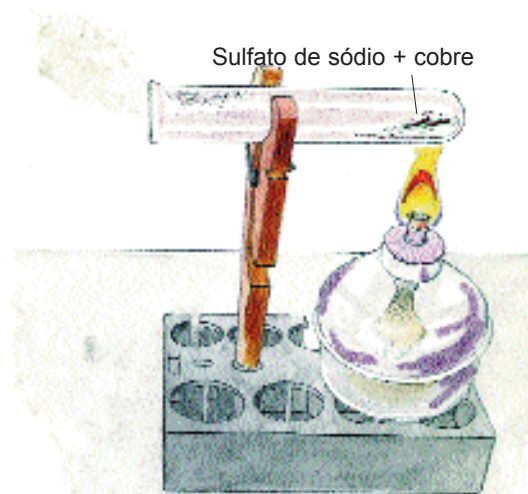
Coloque um pouco de vinagre e um arame de cobre brilhante num tubo de ensaio. O arame deve ser suficientemente comprido para que fique fora do vinagre. Depois de um dia ou dois, a parte do arame que ficou fora do vinagre terá formado um revestimento verde. retire o fio de cobre com uma pinça ou um alicate.

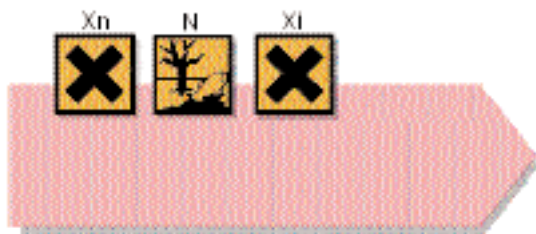
O professor Sabichão explica

No dia-a-dia, o termo do revestimento verde é verdete ("verde da Grécia"). O verdete resultou do ataque feito ao cobre, pelo ácido acético do vinagre. O verdete é venenoso, portanto é importante não guardar comida ácida em recipientes de cobre. Outros compostos de cobre, como o sulfato de cobre, também são prejudiciais para a saúde, e até mortalmente para os micróbios (algas, fungos, bactérias). Por isso os compostos de cobre são usados como pesticidas e fungicidas para as plantas, por exemplo, para combater o míldio em vinhedos. Também pode ter flores frescas por mais tempo se puser um pequeno arame de cobre ou uma moeda de cobre na jarra em que estiver a flor, por adicionarem pequeníssimas concentrações de compostos de cobre à água.

Teste para detectar cobre

Se tiver um bocado de arame de cobre, provavelmente não será muito difícil identificar o metal apenas pela sua cor. Torna-se um pouco mais difícil, quando quiser identificar o cobre numa solução muito diluída de sulfato de cobre. Já conhece um método, da experiência com o prego de ferro. Não é necessário retirar o metal castanho-avermelhado da solução para poder identificá-lo: também se pode converter o cobre noutra composto que tenha uma cor característica. Isto é o que iremos fazer.





Experiência 195

Dissolva um pouco de sulfato de cobre em meio tubo de ensaio de água. Será praticamente impossível detectar a cor azul do sulfato de cobre na solução. Noutro tubo de ensaio, dissolva 2 colheres de cloreto de amônio e 2 colheres de carbonato de sódio, em 5 cm de água. Adicione esta solução a metade da solução de sulfato de cobre diluída. Guarde a outra metade para a Experiência 197. **Despejo: A5**

Experiência 196

Repita a experiência com a outra metade da solução de sulfato de cobre que ficou da experiência 191. **Despejo: A5**

O Professor Sabichão explica

A cor azul provém do composto de cobre e amônio que já encontrou no jogo de cores da amônia líquida no Capítulo 6. A sua substância de teste é nada mais que a “água mágica de cheiro acre” que fez na Experiência 19: uma solução muito diluída de amônia.

Outro reagente que já conhece é o hexacianoferrato de potássio (II), ou prusiato amarelo.

Experiência 197

Adicione algumas gotas da solução de hexacianoferrato de potássio (II) (dissolva 1 pitada em 3 ou 4 cm de água) ao resto da solução diluída de sulfato de cobre da experiência 195. Formar-se-á um precipitado castanho. Pode diluir-se ainda mais a solução de sulfato de cobre, que a cor castanha manter-se-á perceptível.

Experiência 198

Repita a experiência com o resto da solução de sulfato de cobre que guardou da experiência 191. **Despejo: A1**

O professor Sabichão explica

O precipitado castanho que aparece quando testa o cobre com o hexacianoferrato de potássio (II) desempenha um papel semelhante àquele do azul da prússia que conhece das suas experiências com a tinta invisível, e que encontraremos novamente no capítulo seguinte.

As reacções químicas em testes de substâncias como aqueles que acabamos de executar, fazem parte do dia-a-dia num laboratório de química. Os químicos não criam apenas materiais, também têm de testar a composição e a pureza dos materiais existentes. Quanto maior for o empenho na protecção do meio ambiente, maior o trabalho exigido aos químicos na aplicação dos seus conhecimentos e capacidades, como por exemplo, para a extracção de substâncias perigosas do nosso solo, água, ar e comida. A palavra que se aplica nesta espécie de investigação química é “análise”, que deriva de uma palavra grega que significa “quebra de um todo nas suas partes.”

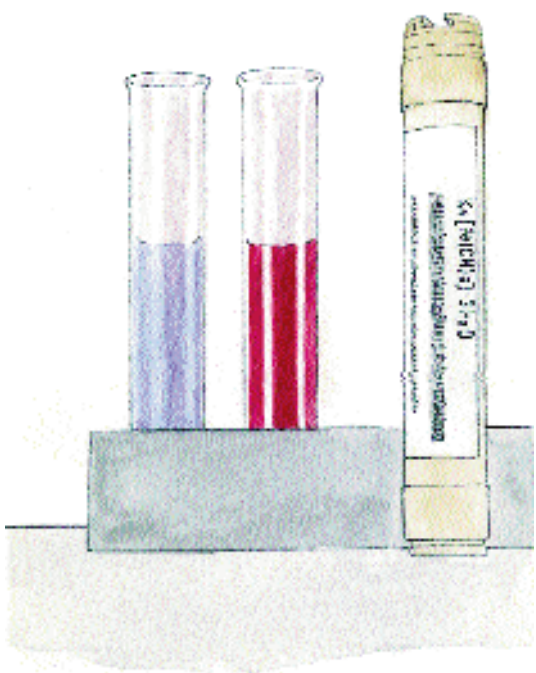
A água de cristalização do sulfato de cobre

Experiência 199

Coloque 1 colher de cristais de sulfato de cobre num tubo de ensaio que esteja completamente seco, tanto no interior como no exterior, e coloque-o, fixado pela pinça de madeira, horizontalmente no suporte para tubos de ensaio com a boca ligeiramente voltada para baixo (como na experiência 190). Aqueça os cristais de sulfato de cobre: vão-se decompor gradualmente num pó branco. Por dentro do tubo de ensaio, e perto da sua boca, verá uma condensação de gotinhas: é a água de cristalização.

Experiência 200

Espere um pouco e deixe arrefecer até que consiga pegar no tubo de ensaio. Divida o pó branco por dois tubos de ensaio secos e vaze água num deles. O pó branco tornou-se, outra vez, azul. **Despejo: A4**



O hexacianoferrato de potássio (II)- um indicador para o ferro e o cobre.

Experiência 201

Adicione algum álcool etílico à segunda metade do pó da Experiência 199. Quase que não há alteração na cor do pó. Posteriormente o sulfato de cobre irá adquirir uma cor esverdeada. Deixe o álcool etílico evaporar ao ar livre. **Despejo: sulfato de cobre: após juntar água: A4**

O professor Sabichão explica

Na experiência 199, retirou a água de cristalização dos cristais azuis de sulfato de cobre. O que resultou foi o sulfato de cobre anidro (sem água de cristalização). Quando adicionou água, voltou a ficar azul. O pó branco com a água forma cristais azuis! Nesta altura, já está mais que habituado a surpresas como estas!

O álcool etílico contém cerca de 5% de água. O sulfato de cobre e muitos outros sais são insolúveis em álcool etílico. Ao acrescentar gradualmente água, pode fazer com que o pó branco de sulfato de cobre retome a cor azul.



Dia e Noite

Para finalizar as experiências com o cobre, vou-lhe mostrar um último truque. **Cautela para que nada salpique para cima de ninguém durante estas experiências.**

Experiência 202

Dissolva 1 colherzinha de sulfato de cobre e 2 colherzinhas de carbonato de sódio em dois tubos de ensaio, cada um com cerca de 3 cm de água. De seguida, misture os dois conteúdos: formar-se-á um precipitado azul celeste. É o “dia”!

Experiência 203

Coloque a vareta de aquecimento na mistura azul e aqueça. Após alguns segundos, formar-se-ão listras escuras e núvens; se continuarmos a aquecer todo o conteúdo do tubo de ensaio ficará negro. Caiu a “noite”.

Experiência 204

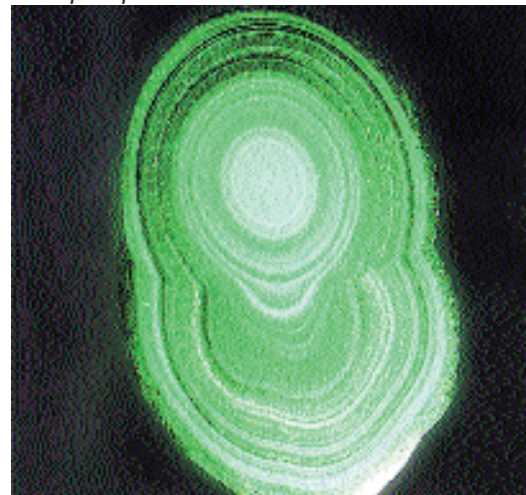
Não desespere. Ainda pode transformar a “noite” em “dia”. Adicione um pouco de sulfato de sódio (Cautela porque é corrosivo; ver p. 8) ao precipitado escuro e aqueça. O negro dissolver-se-á e dará origem a um azul límpido. Se adicionar carbonato de sódio à solução quando estiver fria, tornar-se-á azul celeste. **Despejo: solução: A4; precipitado: A6**

O professor Sabichão explica

Quando se junta soluções de sulfato de cobre e carbonato de sódio, forma-se uma base azul de carbonato de cobre. Quando se aqueceu o precipitado azul, este decompos-se e formou o óxido de cobre (negro). Este, quando aquecido com uma solução de sulfato de sódio, dissolveu-se e tomou a forma de solução de sulfato de cobre, da qual se obteve o carbonato de cobre alcalino quando se adicionou a solução de carbonato de sódio. O carbonato de cobre alcalino aparece na natureza como “malaquite”.



Malaquite polida





Alto forno que produz 6000 toneladas de ferro em barra, por dia.



O ferro esteve na moda por muito tempo, e ainda é o metal mais importante na indústria. Os Hititas da Ásia Menor já sabiam como produzir ferro em 1400 AC. Os primeiros altos fornos de temperatura muito elevada, usados para separar o ferro do minério, foram desenvolvidos na Europa aproximadamente em 1350. A fotografia ao lado esquerdo, mostra um alto forno actual.

No minério de ferro, o ferro está combinado com o oxigénio ou o enxofre. Os compostos de ferro que contêm enxofre são primeiro convertidos em óxidos de ferro, e o metal é depois separado do óxido num alto forno. Todo o processo de extracção do metal a partir do minério, é conhecido como "ustulação" (do Latim *ustulare* = queimar, consumir pelo fogo).

O ferro não serve apenas para fazer instrumentos metálicos e outros produtos artificiais. O ferro também aparece em sítios de que nem se suspeitaria.

O azul da prússia é um bom indicador para o ferro

No Capítulo 5, usou uma solução de ferro como tinta invisível, e hexacianoferrato de potássio (II), prussiato amarelo, como "um revelador." Para a nossa pesquisa do ferro nas experiências seguintes, irá usar uma solução de hexacianoferrato de potássio (II) (ver dica na pág. 17 sobre como preparar e usar a solução, bem como as instruções sobre o despejo dos produtos da reacção).

Experiência 205

Dissolva alguns cristais de sulfato de ferro (III) e amónio num tubo de ensaio com 4 cm de água e adicione algumas gotas da solução de hexacianoferrato (II) de potássio. A solução irá ficar com uma cor profunda de azul – o azul da Prússia que já conhece do Capítulo 5. Se observar com atenção poderá conseguir ver um precipitado azul muito fino que gradualmente irá assentar no fundo do tubo de ensaio. **Despejo: A1**

Experiência 206

Agora está na altura de investigar ferro "a sério", ou seja, um ferro metálico. Encha o fundo de um tubo de ensaio com um bocado da solução de hexacianoferrato (II) de potássio, adicione uma pitada de limalha de ferro e agite vigorosamente (após tapar o tubo com a rolha!). Mesmo depois de agitar por algum tempo não irá acontecer nada. **Despejo: A1**

Experiência 207

Aqueça um pouco de limalha de ferro, durante 4 ou 5 minutos, num tubo de ensaio com 2 colheres de hidrogenossulfato de sódio e 2 cm de água. Transfira a solução para outro tubo de ensaio onde adicionou água para diluir a solução, e acrescente algumas gotas da solução de hexacianoferrato de potássio (II). Formar-se-á um precipitado azul claro, que se tornará, lentamente, mais escuro. Acrescente algumas gotas da solução de peróxido de hidrogénio. O conteúdo do tubo de ensaio ficará azul escuro. **Despejo: A1**

O professor Sabichão explica

O ferro metálico (como, por exemplo, limalha de ferro ou arame) não reage com o hexacianoferrato de potássio (II). O ferro tem de estar dissolvido, como é o caso do sulfato de amónio e ferro (III). Na experiência 207, o sulfato de sódio dissolveu um pouco do ferro formando sulfato de ferro, ou mais precisamente, sulfato de ferro (II). Este reage com o oxigénio do ar, ou mais rapidamente com o peróxido de hidrogénio, rico em oxigénio, e transforma-se em sulfato de ferro (III) que, por sua vez, tal como o sulfato de amónio e ferro (III), apresenta a reacção do azul da prússia.

Então, o que querem dizer os números romanos nos nomes químicos? Isso é algo que ainda não posso explicar neste livro. Para isto, primeiro tem de conhecer melhor os átomos, os alicerces da matéria.

Por agora, tudo o que tem de registar é que o hexacianoferrato de potássio (II) ao reagir com os compostos de ferro (III), forma o azul da Prússia.

O ferro existente nas cinzas e nas rochas

Experiência 208

Coloque 3 ou 4 cm de água e 1 colher de sulfato de sódio num tubo de ensaio onde, previamente, se introduziu 4 ou 5 colheres de cinzas de charuto ou cigarro. Se não tiver ninguém na família que fume, em vez de usar cinzas de cigarro pode secar folhas de espinafre ou de alface, queimá-los e utilizar as suas cinzas para esta experiência. Insira a vareta de aquecimento e aqueça durante alguns minutos. Filtre o preparado negro e acrescente 8 ou 10 gotas da solução de hexacianoferrato de potássio (II) ao filtrado claro. Notará uma cor levemente esverdeada. Se acrescentar peróxido de hidrogénio, a cor verde fica mais intensa. **Despejo: A1**

Experiência 209

Repita a experiência com algumas cinzas da lareira ou de um grelhador existente ao ar livre. **Despejo: A1**

O professor Sabichão explica

As folhas de tabaco, tal como as folhas de outras plantas, contêm pequenas quantidades de ferro. Este ferro é essencial não só à vida da planta, mas também às vidas de animais e pessoas. Alguns tipos de anemia, por exemplo, são causados por uma deficiência em ferro, que pode ser tratada com alimentos ricos em ferro (p. ex. cebolinhas, cacau, fígado de porco, espinafres), ou suplementos de ferro.

Como o conteúdo de ferro das plantas é relativamente baixo, o teste do ferro com o hexacianoferrato de potássio (II) produzirá, no máximo, uma cor esverdeada, e não o azul da prússia.

Durante algum passeio ou caminhada reparou com certeza na existência de algum arenito vermelho ou na terra vermelha. Se não puder encontrar uma amostra de arenito, também pode usar alguns pedacinhos de um tijolo vermelho para esta experiência.

Experiência 210

Reduza, moendo, a pedra ou o tijolo a um pó muito fino. Faça isto colocando-os entre duas camadas espessas de folhas de jornal e batendo com um martelo. Agora misture 2 colheres do pó obtido com 1 colher de hidrogenossulfato de sódio num tubo de ensaio, e acrescente 2 ou 3 cm de água. Aqueça durante alguns minutos e filtre. Acrescente a mesma quantidade de água ao filtrado seguido de 8 ou 10 gotas da solução de hexacianoferrato de potássio (II). A cor tornar-se-á imediatamente azul, sem sequer adicionar peróxido de hidrogénio. **Despejo: A1**

Pergunta 34

O que pode concluir?

O professor Sabichão explica

A cor do arenito vermelho vem do óxido de ferro (que é vermelho). Uma rocha que contenha óxido de ferro, também é usada na produção de tijolos. Como o óxido de ferro é praticamente insolúvel em água, teve de transformá-lo num composto solúvel. Foi o que aconteceu quando o aqueceu com o sulfato de sódio. O óxido de ferro vermelho é um composto de ferro (III), portanto formou o azul da prússia quando o reagente foi acrescentado. Logo, não necessita, de acrescentar peróxido de hidrogénio.



O sulfato de sódio é corrosivo.
Ver informação na pág.7!



Montanhas de ocre perto de Rustrel, no sul de França.



O azul da prússia como um indicador ?

Experiência 211

Prepare o azul da prússia seguindo o método da experiência 205 e acrescente um pouco de solução de carbonato de sódio (dissolva 2 colheres cheias em 5 cm de água). O azul desaparecerá, e o conteúdo do tubo de ensaio ficará amarelado. Se olhar com atenção, verá um precipitado castanho no seio da solução. Ao acrescentar um ácido, como por exemplo 1 ou 2 colheres pequenas de ácido tartárico ou solução de hidrogenossulfato de sódio, a solução amarelada recuperará a sua cor azul, geralmente após passar por uma fase intermédia esverdeada. [Despejo: A1](#)

Pergunta 35

Como explica a formação da espuma na solução, em conjunto com a última mudança de cor na Experiência 211?

O Professor Sabichão explica

Já realizou anteriormente esta reacção que acabou de observar, em papel – quando fez a tinta invisível visível e depois tornou a fazê-la desaparecer nas Experiências 13 e 14. Nessa altura eu disse-lhe que o azul da Prússia é instável na presença de bases. Isso foi ainda mais visível na experiência com o tubo de ensaio. Será que pode usar o azul da Prússia como indicador de ácidos e bases? Em teoria sim, mas na prática o sulfato de ferro (III) e amónio e o hexacianoferrato (II) de potássio podem reagir com os componentes da substância sob investigação, podendo causar alguma confusão. É por este motivo que o tornesol é mais fiável como indicador. E agora para terminar o capítulo, mais um truque mágico.

Fazer azul a partir de amarelo

Experiência 212

Dissolva 1 pitada de sulfato de ferro (III) e amónio num tubo de ensaio com 5 cm de água e adicione uma colher pequena de ácido tartárico. Irá obter um composto amarelo de ferro e ácido tartárico. Coloque alguns (poucos!) cristais de hexacianoferrato (II) de potássio num tubo de ensaio seco. Não deverá conseguir ver estes cristais tendo o fundo do tubo de ensaio ao nível dos olhos. Verta a solução amarela para o tubo “vazio” e um piscar de olhos esta irá ficar azul escura.

Indicador	Ácido	Base
Tomesol	Vermelho	Azul
Fenolftaleína (outro indicador muito utilizado)	Incolor	Vermelho
Azul da prússia	Azul	Incolor

23. Uma breve passagem pela química dos alimentos

Há pessoas que pensam que a comida e a química não se misturam ou, pelo menos, que não se deviam misturar. Se tivessem razão, poderíamos passar facilmente sem químicos alimentares. Não há engano maior! A comida contém nutrientes específicos e outras substâncias essenciais à vida: os hidratos de carbono, as gorduras, as proteínas, vestígios de elementos, as vitaminas. Só quando se sabe qual a composição dessa comida, é que se pode avaliar o seu valor nutritivo.

Os químicos alimentares também protegem o consumidor de adquirir comida adulterada, por exemplo manteiga que foi produzida com margarina ou outras gorduras. Antes de mais nada, a comida nunca deve conter nenhum aditivo, proibido e perigoso, do tipo dos que se podem misturar com a comida dos animais para aumentar os rendimentos.

Ainda para mais, os químicos alimentares controlam a frescura dos alimentos, protegendo contra qualquer produto estragado que se encontre à venda. Finalmente, têm de lidar com materiais perigosos que poderiam entrar acidentalmente na cadeia alimentar, tal como o chumbo na alface, o mercúrio no peixe, ou o estrume no leite. O químico alimentar também tem de estar atento aos agentes patogénicos que causam doenças, como o que origina a encefalopatia espongiforme bovina (BSE), ou "doença das vacas loucas". Portanto, está a ver, nunca poderemos passar sem químicos alimentares!

O açúcar e o sal

O açúcar e o sal são muito parecidos e fáceis de confundir, apesar de serem substâncias realmente muito diferentes. O sabor de cada um confirma este facto.

Receitas

Experiência 213

Aqueça, numa colher velha mas limpa, um pouco de açúcar humedecido com algumas gotas de água. O açúcar vai-se fundir, produzindo uma massa amarela "espumante". Mexa a massa com uma segunda colher e vaze-a em pequenas porções para uma chapa húmida. Retire os pequenos discos da chapa (se necessário, use uma faca), e prove. Acaba de preparar rebuçado. Coma-o apenas se tiver a certeza que os utensílios que usou estavam escrupulosamente limpos.

Experiência 214

Pode tornar o rebuçado mais saboroso se acrescentar um pouco de leite condensado ao açúcar derretido. Então, obterá o caramelo cujo sabor é mais cremoso. Será melhor se usar uma pequena panela para aquecer o açúcar.

Experiência 215

Vaze, novamente, um pouco de açúcar para a colher mas, desta vez, aqueça-o durante mais tempo. A cor amarela ficará, no início castanha, e ir-se-á tornando cada vez mais escura. Finalmente, começará a arder mesmo depois de retirar a colher da chama. Espere até que se apague. O que fica na colher é um resíduo preto, poroso – carvão (carbono).

O professor Sabichão explica

Neste momento, o facto que o carbono preto se encontra no açúcar branco já não é considerado magia ou milagre. A parafina branca ou incolor de uma vela também contém carbono. Como a última experiência mostrou, o açúcar pode-se aquecer, ao contrário do sal de mesa e de muitos outros sais. O aquecimento do sal de cozinha pode ir até 1000°C, sem se alterar quimicamente. Outros sais, como o sulfato de cobre e o gesso, só perdem a sua água de cristalização quando submetidos a aquecimento. O açúcar, por outro lado, decompõe-se a temperaturas acima de 200°C com a produção de gases inflamáveis e carbono. Os químicos podem demonstrar que o açúcar é constituído por carbono, hidrogénio e oxigénio. Os nutrientes contidos noutros alimentos, tal como os lípidos e o amido, também se decompõem com o calor e todos eles contêm carbono.



Os químicos alimentares testam a qualidade e a frescura dos alimentos.

O professor Sabichão avisa

Qualquer alimento que sobre das suas experiências, deve ser deitado fora, nunca colocado nos recipientes onde os foi buscar.



Glucose (ou glicose)

Já deve ter ouvido falar na energia rápida armazenada neste açúcar existente na fruta e no mel. Também se utiliza muitas vezes a glicose nos rebuçados. Pode-se encontrar em barras e pastilhas que se vendem nas farmácias e parafarmácias, e são usadas por alguns diabéticos para contrariar os efeitos do nível baixo de açúcar no sangue. Para as experiências seguintes, precisará de algumas dessas pastilhas.

Experiência 216

Pulverize meia pastilha de glicose. Coloque o pó de glicose num copo de vidro limpo. Introduza noutro copo de vidro uma quantidade igual de açúcar normal de cozinha. Adicione a ambos os tubos água até meio. Agite energicamente, até que todo o açúcar se tenha dissolvido, e prove as soluções. A solução feita com o açúcar vulgar fica mais doce. Guarde essas soluções para as experiências seguintes.

Não precisa de usar a sua língua para distinguir o açúcar de casa e a glicose. Os químicos conhecem métodos que são mais exactos e refinados.

Experiência 217

Dissolva uma colher de sulfato de cobre e a mesma quantidade de ácido tartárico num pouco de água e agite bem até que tudo esteja dissolvido. Num segundo tubo de ensaio, prepare uma solução de carbonato de sódio bastante concentrada. Vaze lentamente a solução de carbonato de sódio na mistura ácida de sulfato de cobre. Deite uma boa porção de carbonato de sódio, mas também não vaze tudo ao mesmo tempo.

Pergunta 36

Porque é que não deve despejar de uma só vez o ácido acético para dentro do tubo de ensaio

O conteúdo do tubo de ensaio ficará cada vez mais escuro. Quando a espuma parar de se formar, a solução ficou azul escura. O seu indicador para a glicose está pronto.

O professor Sabichão avisa

Nas experiências seguintes com o indicador de glicose, terá de prestar muita atenção quando usar a vareta de aquecimento, e assegurar-se que não salpica nada para as suas mãos e cara ou para as de alguém. Deve utilizar protecção para os olhos.

Experiência 218

Coloque 1 ou 2 cm de solução azul escura num tubo de ensaio e acrescente a solução de glicose. Insira a vareta de aquecimento e aqueça. O conteúdo do tubo de ensaio ficará, primeiro, verde, depois amarelo e, finalmente, virará para vermelho até castanho-avermelhado. **Despejo: A6**

Experiência 219

Repita a experiência, mas desta vez com a solução de açúcar de casa, em vez da glicose. Não aparece nenhuma cor vermelha. **Despejo: A5**

A glicose e o açúcar de casa são, ao que parece, dois materiais diferentes. O avermelhamento da mistura do sulfato de cobre alcalino/ácido tartárico pode servir como teste da glicose.

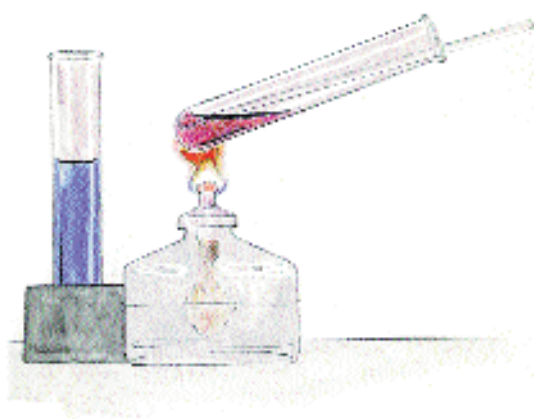
A propósito, o efeito energético imediato da glicose, deriva do facto que não tem de ser digerida, é assimilada imediatamente pelo sangue.

O açúcar nas maçãs verdes (não maduras)

Já sabe do Capítulo 14 que as maçãs maduras contêm ácido. Então, por que é que uma maçã verde não poderá conter açúcar? Vamos fazer um teste.



O **sulfato de cobre** é prejudicial para a saúde e meio ambiente.
O **ácido acético** e o **carbonato de sódio** irritam a pele e os olhos.
Ver informação nas págs.6 &7!



Experiência 220

Esprema algumas fatias de uma maçã verde e coloque um pouco "do suco de maçã" em 2 cm do seu indicador de glicose. Acrescente um pouco de solução de carbonato de sódio e aqueça. A cor vermelha indicará a presença de glicose. **Despejo:** A6

O professor Sabichão explica

Pode-se encontrar glicose em muitas plantas. Numa maçã verde, o conteúdo de glicose é relativamente baixo, e o seu sabor doce é mascarado por quantidades abundantes de ácido. Não podemos confiar na nossa língua para descobri-lo, mas o nosso indicador químico, que até pode revelar quantidades pequenas de glicose, é mais fiável. Pode usar o mesmo método para investigar várias espécies de fruta e verduras. Encontrará a glicose em todos eles.

Mel artificial e mel de abelha

Experiência 221

Dissolva um pouco de açúcar de casa, vulgar, em água e acrescente alguns cristais de ácido tartárico. Aqueça durante aproximadamente 3 ou 4 minutos com a vareta de aquecimento. Teste algumas gotas da solução com o indicador de glicose. Prepare-se para um choque! Desta vez, o conteúdo do tubo de ensaio ficará vermelho. **Despejo:** A6

O professor Sabichão explica

O açúcar de casa vulgar é obtido da cana de açúcar ou de beterrabas, daqui os termos "açúcar de cana" e "açúcar de beterraba". Quimicamente, eles são constituídos pela mesma substância. Se o açúcar de casa for aquecido com ácidos, ele transforma-se numa mistura de glicose e frutose. Deste modo, o açúcar de casa é decomposto para formar o açúcar invertido. O açúcar invertido pode-se transformar num xarope, que pode ser usado como um substituto do mel. Na experiência seguinte, fará a transformação do açúcar em mel artificial. A propósito, a frutose é um importante adoçante para diabéticos.

Receita

Experiência 222

Num pequeno pote, aqueça uma mistura de 1 colher de sopa cheia de açúcar com meia xícara de água. Quando o açúcar estiver dissolvido, acrescente um pouco de ácido cítrico, que deverá ser comprado numa loja da especialidade. Aqueça a mistura, mexendo sempre até que um terço do líquido original se tenha evaporado. A massa obtida no pote é o mel artificial. O mel artificial compõe-se de três quartos de glicose e frutose, e o resto é água.

Experiência 223

Acrescente água a algumas gotas de mel num tubo de ensaio e agite até que o mel esteja dissolvido. Teste esta solução de mel com o seu indicador de glicose. **Despejo:** A6

O mel também se compõe de glicose e frutose. Tem, aproximadamente, a mesma composição que o açúcar invertido e por isso o mesmo valor nutritivo. Portanto, qualquer outro valor nutritivo do mel deve derivar de outros ingredientes activos.

Não há vida sem proteínas!

Toda a gente sabe que a carne, os ovos e o leite são boas fontes de proteínas. Muitas verduras também contêm proteínas. Ao contrário do açúcar, a proteína não é tanto uma fonte de energia, mas uma ajuda para construir substâncias dos corpos de animais e seres humanos. A proteína é o principal constituinte da carne magra, desde que se lhe retire a água.

Muitas hormonas são constituídas por proteínas. As hormonas são compostos altamente complexos e necessárias ao nosso metabolismo. Por isso se pode dizer que não há vida sem proteínas! Como os humanos e outros mamíferos não conseguem produzir muitos desses blocos de proteínas, eles vêm-se obrigados a obtê-los a partir da alimentação. Caso contrário, o resultado será bastante pernicioso.

Assim, vou-lhes mostrar como se pode testar as proteínas.



Alimentos que contêm glicose.



Alimentos que contêm proteínas.

Experiência 224

Para estas experiências, vamos precisar de albúmen, mais conhecida como clara do ovo. Introduza 1 cm de albúmen num tubo de ensaio, e coloque-o num recipiente com água aquecida. O albúmen vai solidificar, tornando-se rígido e opaco.

Pergunta 37

Que procedimento vulgar numa cozinha é semelhante a este mesmo processo?

Experiência 225

Adicione a um pouco de albúmen, o triplo da quantidade de água; agite e divida o conteúdo por dois tubos de ensaio. Junte algumas gotas de solução de sulfato de cobre a um desses tubos. O albúmen solidificará num espesso precipitado azulado.

Experiência 226

Adicione 1 (e apenas uma) gota de sulfato de cobre ao tubo de ensaio que contém a outra metade do albúmen diluído. Observar-se-á uma turvação. A seguir adicione, lentamente, solução de carbonato de sódio (dissolva 1 colher cheia em 3 cm de água). A turvação desaparecerá, e o conteúdo do tubo de ensaio ficará violeta. Esta cor violeta servirá como indicador para as proteínas. Este processo de identificação de proteínas é conhecido como “teste do biureto”.

Experiência 227

Pique um pouco de carne crua e introduza-a num tubo de ensaio; adicione-lhe água até metade. Separe a carne picada do “caldo” sobrenadante, por filtração. Aqueça metade desse líquido à chama da lamparina de álcool. Observará um espessamento esbranquiçado.

Experiência 228

Com a metade restante do “caldo”, realize o teste do biureto: o líquido tornar-se-á, progressivamente, violeta. **Despejos para as experiências 225, 226, 228: restos da solução de sulfato de cobre: A4; produtos da reacção: A1/A3**

O professor Sabichão explica

Sem dúvida nenhuma! Nem só os ovos contêm proteínas; também existem na carne, como se viu pelo precipitado e pelo teste do biureto. A propósito, este teste denomina-se assim, por causa do “biureto”, uma substância que provoca a mesma coloração que o sulfato de cobre com as proteínas. A experiência 225 mostra que o sulfato de cobre faz coagular a proteína. Outros sais de metais pesados como por exemplo do chumbo, do cádmio e do mercúrio, têm o mesmo efeito. O envenenamento que estes compostos podem provocar, baseia-se no facto de que as proteínas, essenciais à vida humana, não funcionam num estado coagulado.

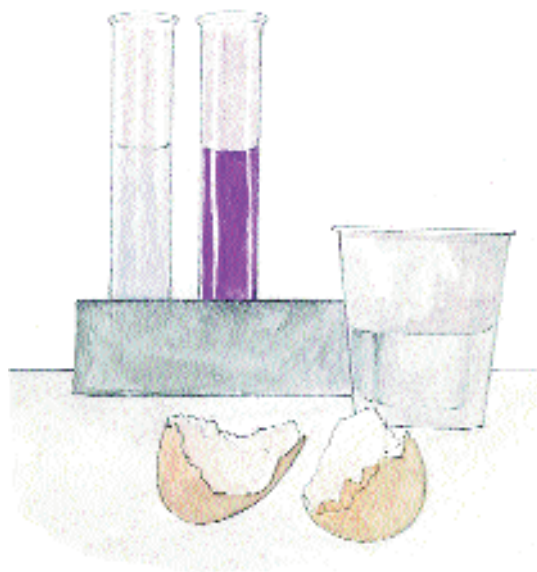
O leite - Um alimento universal

Se tiver leite fresco, que não tenha sido tratado, alguns dias no frigorífico, aparecerá uma substância à superfície: a nata. A nata é constituída por cerca de um quarto de gordura, normalmente distribuída no seio do leite, na forma de bolhinhas minúsculas de gordura. Quando o leite está muito tempo em repouso, as bolhinhas sobem para a superfície, e as natas separam-se do leite. A nata é usada para fazer manteiga, que é praticamente constituída apenas por gordura. Contudo, o leite que se compra nos supermercados é quase todo homogeneizado, o que quer dizer que a gordura está tão distribuída no seio do leite que as natas não se conseguem separar. Para a experiência seguinte, é melhor trabalharmos com leite e magro (1% de gordura).



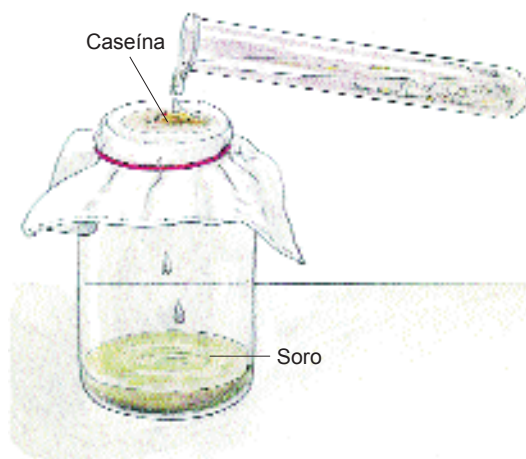
O **sulfato de cobre** é prejudicial à saúde e ao meio ambiente

O **carbonato de sódio** irrita os olhos
Ver informação nas págs. 6 e 7!



Experiência 229

Coloque num tubo de ensaio, leite magro até metade e aqueça-o na lamparina de álcool. Não deixe o leite ferver. A seguir, adicione um pouco de vinagre. Verificar-se-á que aparecem uns pequenos coágulos. É o mesmo processo que se verifica quando o leite azeda. Como já sabe, isso acontece por causa do ácido láctico que, por sua vez, é gerado pelas bactérias do ácido láctico (*Lactobacillus*), presentes no leite. A última experiência, demonstra que o ácido acético também provoca a coagulação do leite.



Experiência 230

Agora, vamos separar por filtração, os flocos do precipitado, do líquido contendo o ácido. Mas, em vez de o fazermos com papel de filtro, utilizaremos um pano limpo, por exemplo, um lenço já usado. Coloque o pano a tapar a boca de um frasco, e amarre-o com um elástico. Depois, vaze lentamente o conteúdo do tubo de ensaio, gota a gota, sobre o pano. Quando acabar, guarde o frasco com o filtrado para a experiência seguinte. Esprema o pano para dentro do frasco, e deixe-o secar.

O professor Sabichão explica

O resíduo amarelado que ficou no pano é, essencialmente, uma proteína do leite chamada "caseína", que quer dizer, em latim, "material do queijo". A caseína é, de facto, o principal constituinte do queijo a par da água e da gordura. O processo para produzir queijo é muito semelhante ao que se utilizou para a última experiência. A principal diferença é que, em vez de se usar vinagre utiliza-se, como agente coagulante, a renina (ou quimosina), uma enzima que se encontra no estômago dos vitelos. A cremosidade do queijo resultante, depende do grau de gordura que existe no leite.

Experiência 231

O produtor já retirou na origem cerca de metade da gordura do leite que utilizou. Na Experiência 230 separou a caseína, não sendo por isso surpreendente que o líquido restante, tecnicamente chamado de soro, pareça um pouco deslavado. No entanto, ainda existe algo importante escondido no soro. Coloque 2 ou 3 cm de soro num tubo de ensaio e adicione um pouco de solução de carbonato de sódio para neutralizar o vinagre que usou na experiência 229. A seguir, tal como na Experiência 217, prepare um pouco da solução azul escura que utilizou como indicador para a glicose. Aqueça 2 ou 3 cm desse indicador azul com a mesma quantidade de soro neutralizado, juntando a vareta de aquecimento. Observará o vermelho habitual. **Despejo: A6**

O professor Sabichão explica

A cor vermelha deve-se à lactose, o açúcar do leite, contido no soro. A reacção da lactose com o sulfato de cobre azul/ solução de ácido tartárico, é semelhante à da glicose e da frutose. As experiências que efectuou, demonstram que o leite contém gordura, proteína e açúcar, todos eles nutrientes importantes. Para além destes, contém ainda vários sais e vitaminas essenciais à vida! Agora já sabe por que é que os bebés, tanto humanos como animais, subsistem apenas com o leite das mães.



24. A água, o óleo e o sabão



A maior parte das pequenas tarefas de casa, que têm de ser feitas no dia-a-dia, implicam a limpeza. Lavar as mãos, lavar a roupa, usar produtos de limpeza especiais para tarefas especiais como lavar janelas ou limpar a pia – tudo o que tem de fazer é dar uma olhadela na cozinha, na casa de banho, ou na garagem para pensar em mais exemplos.

O produto de limpeza mais antigo é o sabão. Ele ainda faz parte da higiene pessoal de toda a gente. No terceiro milénio AC os sumérios, no Médio Oriente, fabricavam sabão a partir da potassa alcalina (carbonato de potássio) e óleos vegetais. Para explicar como o sabão “funciona”, primeiro vamos apresentá-lo a dois inimigos mortais: o óleo e a água.

Os dois arqui-inimigos - a água e o óleo

Por que é que as gotinhas de azeite ou óleo flutuam na superfície da sopa? Em primeiro lugar, porque o óleo é mais leve do que a água. Em segundo, o óleo e a água não se misturam: são imiscíveis. A água e o óleo não se suportam um ao outro!

Experiência 232

Coloque água até metade de um tubo de ensaio, e acrescente um pouco de óleo da cozinha. O óleo, que é mais leve, ficará à superfície da água. Rolhe o tubo de ensaio e agite energicamente. O óleo dispersa-se na água, mas não por muito tempo - logo ele aparece novamente, em pequenas gotinhas, à superfície da água. O óleo e a água repelem-se um ao outro.

Experiência 233

Cubra a superfície de um pouco de água com óleo, como na experiência anterior. Acrescente uma pequena quantidade de pó, ou pó de carbono, ao tubo de ensaio. Para obter o pó de carbono, raspe um pouco da vareta de carbono do kit. Coloque a rolha e agite energicamente! As gotinhas de óleo, ou a camada de óleo, ficarão cinzentas ou pretas, enquanto a água permanece clara. Guarde a mistura para a experiência seguinte. Ao que parece, o óleo tem uma atracção especial pela sujidade. Agora imagine que o óleo sujo está numa peça da sua roupa e quer lavá-la. Enxaguá-la com água não serviria de nada. Ora, aqui é que entra o sabão.

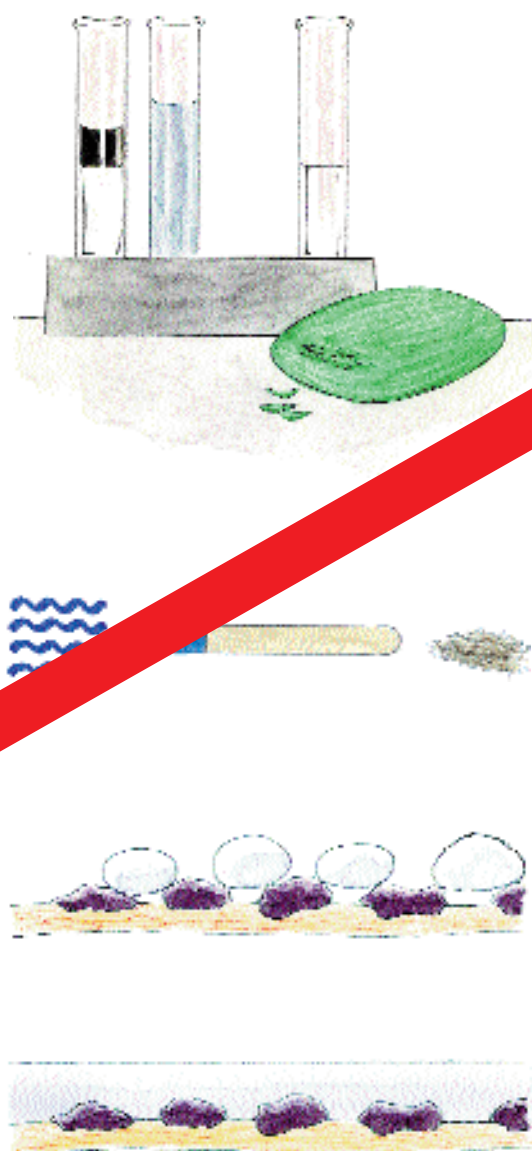
Experiência 234

Dissolva alguns flocos finos de sabão num tubo de ensaio com água até meio. Adicione metade da solução de sabão na mistura de óleo sujo da experiência anterior. Agite energicamente. Desta vez, o óleo e a água não se separarão tão rapidamente. Todo o conteúdo do tubo de ensaio parece sujo de cinza. O óleo, juntamente com a sujidade, são espalhados pela água. **Despejo: A1**

O professor Sabichão explica

O poder de limpeza do sabão vem do facto que ele mantém boas relações tanto com o óleo como com a água. Imagine as partículas do sabão como varas muito pequenas, cada uma com uma extremidade que se vira para a água, e a outra extremidade que se vira para o óleo. A “amiga” do óleo (em termos técnicos, hidrofóbica, ou “temor da água”) tem a extremidade virada em direcção às partículas da sujidade, enquanto que a “amiga” da água (hidrofílica, “carinho da água”), a extremidade está virada em direcção à água com sabão. Elas rodeiam as partículas de sujidade com um revestimento “amigo” de água, por meio do qual superam a repulsão entre a água e as partículas de sujidade oleosas. O sabão assegura que a sujidade é espalhada pela água, e que é retirada pela água de lavagem.

No processo de lavagem, outra característica do sabão que já conhece, entra em cena: o sabão quebra a tensão superficial da água. Lembre-se do montículo de água no frasco cheio (experiências 45 e 46)? E a queda da agulha de coser (experiências 47 e 48)? A tensão superficial da água tem o efeito de fazer pequenas quantidades de água em gotinhas. Como as figuras da esquerda mostram, as gotinhas de água não podem humedecer o objecto a limpar – um pano, por exemplo. O sabão e outros detergentes reduzem a tensão superficial da água, como as experiências com o montículo e a agulha de coser mostraram. “A pele” da água é destruída e as gotinhas dissolvem-se. Então, a água com



sabão pode infiltrar-se por todo o pano. Portanto o sabão tem uma acção dual: quebra a tensão superficial da água e distribui a sujidade pela água.

A água dura e os resíduos de sabão

Infelizmente, há algo que dificulta a acção do sabão: a água "dura". Para estudar o efeito da água dura no sabão, primeiro precisa de um pouco de água "mole". Uma das espécies de água "mole" é a destilada, que está à venda em drogas e supermercados. De facto, "desmineralizada" seria um termo mais correcto do que destilada, porque os minerais não são retirados pela destilação, como fez na experiência 92, mas sim canalizando a água por entre resinas sintéticas. As resinas fixam os materiais responsáveis pela dureza da água. Este método de retirar os minerais à água necessita de muito menos energia do que a destilação. Até já está disponível para uso doméstico.

Experiência 235

Dissolva algumas ripas de sabão muito finas em água destilada ou desmineralizada. Adicione um pouco desta solução de sabão a outro tubo de ensaio com água destilada ou desmineralizada até metade e agite energicamente. Vai obter muita espuma de sabão - uma indicação do seu poder de limpeza.

Experiência 236

Repita a experiência, mas desta vez, acrescente a mesma quantidade da solução de sabão a outro tubo de ensaio com água da torneira até metade. Agite energicamente, e preste atenção à quantidade de espuma que se forma.

Experiência 237

Adicione, lentamente, um pouco de água gaseificada acabada de abrir, a um tubo de ensaio com água de cal, até metade. No início, observará a turvação habitual que viu nos seus testes do dióxido de carbono (que está, naturalmente, dissolvido na água gaseificada). Quando acrescenta a água gaseificada, o precipitado vai-se dissolver novamente (como aconteceu na experiência 115). Acrescente um pouco da sua solução de sabão a esta outra solução clara e agite. Agora, em vez da água com sabão, tudo o que verá é um precipitado. **Despejo: A1**

O professor Sabichão explica

Na última experiência, ao acrescentar água gaseificada, transformou o precipitado de carbonato de cálcio em hidrogenocarbonato de cálcio solúvel. A combinação deste sal de cálcio solúvel com o sabão forma um precipitado insolúvel sem capacidade de limpeza, como indicado pela falta de espuma de sabão. Aquele precipitado, é o que se deposita, como um filme ou espuma, em banheiras e pias em zonas com a água dura.

A água da torneira contém uma certa quantidade de hidrogenocarbonato de cálcio, juntamente com outros sais. Por isso, a formação de espuma é normalmente menor do que quando se utiliza água desmineralizada. Como já sabe do Capítulo 15, chama-se à água com muito hidrogenocarbonato de cálcio, ou minerais semelhantes dissolvidos, água dura.

"Amolecendo" a água

A lavagem com a água dura, põe alguns problemas sérios. Há vários métodos, alguns velhos, outros mais recentes, para "amolecer" a água dura.

Experiência 238

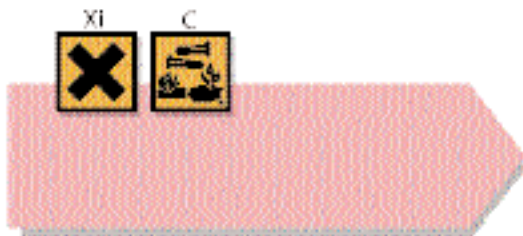
Prepare uma solução de hidrogenocarbonato de sódio como fez na experiência 237. Aqueça a solução: daí a uns instantes, observará alguma turvação. Acrescente um pouco de solução de sabão ao tubo de ensaio e agite. Vai obter espuma.

Quando se aquece a solução de hidrogenocarbonato de cálcio, torna-se a formar o carbonato de cálcio insolúvel, e não o precipitado insolúvel que torna o sabão inútil para a limpeza. A água da torneira e a água de nascente contêm, não só, o hidrogenocarbonato de cálcio, mas também outros sais que podem provocar a formação do precipitado insolúvel. O sulfato de cálcio, habitualmente designado por gesso, é um exemplo.



Água desmineralizada





Experiência 239

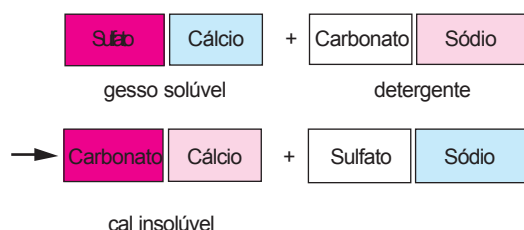
Num tubo de ensaio com água até meio, introduza 1 colher de gesso em pó e agite. Espere que o gesso não dissolvido se deposite no fundo do tubo e, logo que isso aconteça, transfira o líquido claro sobrenadante para um outro tubo de ensaio. Esta "água de gesso" contém sulfato de cálcio dissolvido. Se agora lhe acrescentar um pouco da solução de sabão e agitar, em vez de água com sabão irá obter a espuma de sabão, como na Experiência 237.

Despejo: A1

Não pode "amolecer" a água com sulfato de cálcio simplesmente por aquecimento, mas pode fazê-lo acrescentando carbonato de sódio.

Experiência 240

Adicione uma solução concentrada de carbonato de sódio a 3 cm de água de gesso e aqueça. Observará a formação de um precipitado de carbonato de cálcio. O carbonato de sódio converteu o sulfato de cálcio dissolvido, em carbonato de cálcio insolúvel. Se, agora, acrescentar um pouco de solução de sabão e agitar, vai obter espuma.



O professor Sabichão explica

É comum as donas-de-casa usarem um "anti-calcário" (carbonato de sódio) antes de colocarem o detergente, quer na máquina de lavar a loiça quer na da roupa. Também se pode utilizar um detergente para lavar que sirva de "acelerador" constituído por carbonato de sódio e outros aditivos. Contudo, uma das desvantagens desta espécie emoliente, é que deixa depósitos de carbonato de cálcio na roupa. Com detergentes de lavagem mais modernos, como veremos na secção seguinte, o processo de tornar a água mais "mole" não deixa nenhum resíduo insolúvel.

É também habitual, adicionar amaciadores (às vezes chamados "agentes quelantes") para reduzir a quantidade de sabão que tem de se usar para obter uma boa espuma. Observe bem o rótulo da embalagem para ver se detecta EDTA (ácido etilendiaminatetracético) ou gluconato de sódio na lista de ingredientes. Com esses sabões, não é tão perceptível a baixa produção de espuma com a água da torneira (Experiência 236). Contudo, nesses sabões, se a água for muito dura (como na Experiência 237), os amaciadores terão pouco efeito nas quantidades existentes.

Ácidos em velas e sabões

Experiência 241

Se tiver uma vela branca de estearina em casa, pode usá-la para executar uma experiência muito simples, mas interessante. Acenda a vela e deixe cair uma gota de cera numa tira de papel azul de tornesol. Deixe arrefecer, e raspe a cera com uma faca mantendo o papel de tornesol bem iluminado. A zona onde a gota de cera caiu está visivelmente vermelha.

O professor Sabichão explica

Embora possa parecer estranho, a vela de estearina é constituída por dois ácidos, o ácido esteárico e o palmítico. Também podem ser encontrados em gorduras comestíveis, como a manteiga. Pertencem ao grupo dos ácidos gordos. Por outras palavras, há ácidos que até nem sabem mal. Logo, está a ver que nem sempre podemos confiar na nossa percepção sensorial. Se a experiência não deu este resultado, é porque a vela não era de estearina pura. As velas normais são feitas de parafina, que não é um ácido gordo, e por isso, não apresenta nenhuma reacção ácida. Isto significa que pode usar a última experiência para detectar se a vela é de estearina ou de parafina (mais barata). Com uma vela de parafina, a zona onde caiu a cera ficará azul.

Experiência 241

Prepare outra solução de sabão com sabão e água desmineralizada. Acrescente um pouco de ácido, por exemplo, vinagre. Observará uma turvação espessa. Depois de agitada, a solução desprenderá flocos que subirão até à superfície. Se calhar pensou que era o mesmo tipo de precipitado de sabão que se formou quando acrescentou a solução de sabão à água dura, na experiência 237. **Despejo:** A1



Gorduras e ácidos gordos.

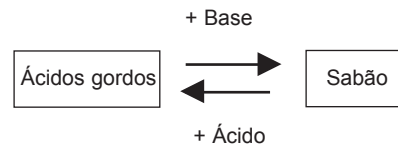
Pergunta 38

Por que é que não pode ser o mesmo precipitado de sabão da Experiência 237?

O Professor Sabichão explica

Na última experiência, os flocos são constituídos por ácidos gordos. O sabão também contém ácidos gordos. Se aquecer gordura com o hidróxido de sódio, fortemente alcalino, os ácidos gordos combinam-se com o sódio, do hidróxido de sódio, para formar o sabão. Como vimos anteriormente, a gordura (ou óleo) e o sabão estão relacionados: são ambos constituídos por ácidos gordos.

Se acrescentarmos ácido à solução, o sabão é decomposto em flocos de ácidos gordos. Contudo, em contraste com as partículas de sabão, as extremidades das partículas ácidas gordas não são atraídas pela água. Tal como a espuma de sabão na água dura, estes são inúteis para as lavagens. De facto, é precisamente o contrário- ainda ajudam a engordurar mais o objecto que se quer limpar! Assim, quando está a lavar com sabão, a água não deve ter uma reacção ácida. A propósito, os detergentes actuais são menos sensíveis do que deveriam.



Detergentes modernos - adeus sabão

Experiência 243

Coloque água num tubo de ensaio até três quartos e adicione 1 ou 2 colheres de detergente para a roupa. Agite energicamente até todo o detergente estar dissolvido (de outra maneira, terá de filtrar a mistura). Obterá imensa espuma. Agora, para outro tubo de ensaio que contenha solução de hidrogenocarbonato de cálcio até metade, (preparada como na experiência 237), vaze um pouco da sua solução de detergente e agite. Mais uma vez, observará muita espuma, mas nada de precipitado. Se, noutra experiência, usar água de gesso, obterá os mesmos resultados.

Experiência 244

Adicione um pouco de vinagre, ou solução de sulfato de sódio, ao resto da solução de detergente. Ao contrário do que aconteceu na experiência 242, não se observará nenhum floco de ácido gordo.

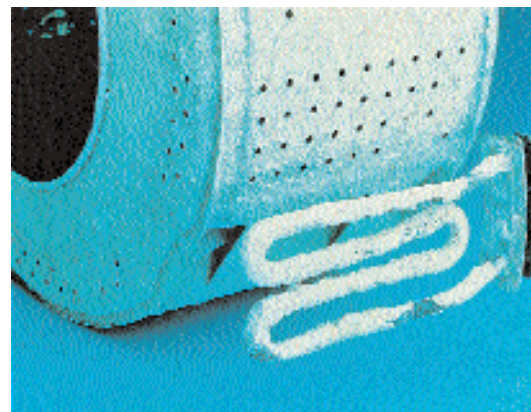
O professor Sabichão explica

A maior parte dos detergentes actuais não contém sabão. Em vez disso, têm surfactantes sintéticos (agentes superficiais e activos) com partículas cujas extremidades são hidrofílicas e hidrofóbicas, tal e qual como o sabão. Mas, ao contrário das suas partículas, a eficácia destes surfactantes não é bloqueada nem pelas águas duras nem pelos ácidos, portanto eles limpam melhor do que o sabão.

Contudo, a eficácia desses surfactantes modernos não inutiliza os amaciadores de água. Com a água dura, as máquinas de lavar podem acumular depósitos minerais que aumentam o consumo de electricidade, além de danificarem o seu termostato. Os modernos detergentes para a roupa contêm amaciadores especiais que não só capturam e retiram minerais, como também eliminam calcário e metais pesados, ajudando assim os surfactantes a fazer o seu trabalho.

Alguns detergentes ainda contêm fosfatos para este fim, embora os fosfatos também tenham efeitos indesejáveis. Juntamente com os fertilizantes à base de fosfatos usados na agricultura, levam a uma sobre-fertilização dos rios. As plantas aquáticas multiplicam-se tão rápido que não se conseguem controlar pelos métodos habituais, e "abafam" a água dos rios bloqueando o fluxo de água e gastando o oxigénio. Os químicos desenvolveram novos amaciadores que não apresentam este impacto ambiental, embora não sejam tão eficazes como os fosfatos. São os que existem nos detergentes de roupa com a etiqueta "livre de fosfatos".

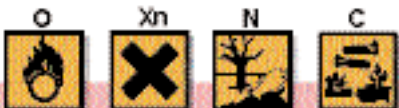
Os detergentes para lavar roupa também contêm vários aditivos, inclusive branqueadores ou agentes de descoramento, destinados a retirar nódoas de vinho e de fruta.



Depósitos de calcário num termostato de máquina de lavar roupa.



Crescimento de algas devido à sobre-fertilização com fosfatos.



O **permanganato de potássio** provoca queimaduras e é prejudicial à saúde e ao meio ambiente.

O **sulfato de sódio** é corrosivo.
Ver informação na pág.7!

Experiência 245

Adicione um pouco de solução de permanganato de potássio e uma pitada de sulfato de sódio a um tubo de ensaio cheio de água. Deite a solução para três tubos de ensaio. Ao primeiro tubo, acrescente um pouco de solução de peróxido de hidrogénio. A cor violeta desaparecerá. Esta perda de cor pode testar o peróxido de hidrogénio. **Despejo: A8**

Experiência 246

Ao segundo tubo de ensaio, acrescente 2 colheres pequenas de detergente para roupa, coloque a rolha e agite. A espuma que se desenvolve quando agita a solução apresenta uma cor branca imaculada. O detergente da roupa também branqueou o permanganato de potássio. **Despejo: A8**

Experiência 247

Repita a última experiência com o terço final da solução de permanganato de potássio, mas desta vez use um detergente de roupa destinado a lavar tecidos delicados. A cor violeta do permanganato de potássio permanece.

O professor Sabichão explica

Os detergentes para roupa resistente contêm ingredientes que libertam o peróxido de hidrogénio durante o processo de lavagem. O peróxido de hidrogénio decompõe-se e liberta oxigénio, e o oxigénio é um branqueador. Para tecidos coloridos delicados contudo, este tipo de acção seria indesejável. O detergente destinado a tecidos delicados não contém nenhum peróxido de hidrogénio.

25. No trilho dos pirilampos

Alguma vez, numa tarde quente de Verão, reparou numas luzinhas verdes e brilhantes? Essas luzes misteriosas vêm de pirilampos, de besouros ou das suas larvas, muitas vezes conhecidas como vaga-lumes. Normalmente, a criação da luz associa-se ao calor: uma chama, uma lâmpada eléctrica, ou o sol. Os pirilampos e os vaga-lumes, por outro lado, produzem luz mas sem gerar calor. Por isso, este fenómeno é às vezes chamado de "luz fria". O termo técnico é "quimiluminescência". Como se pode prever do nome, a quimiluminescência deriva de uma reacção química.

No seu kit, encontrará luminol, que é uma substância capaz de emanar luz fria. Como é muito caro e só precisa de quantidades mínimas para as suas experiências, o luminol do seu kit foi misturado com um produto químico que não interfere com a sua luminescência: o sulfato de sódio.

Como vai conseguir incandescer o luminol? Tem de fazê-lo reagir com o peróxido de hidrogénio numa solução alcalina, na presença de um catalisador - um acelerador de reacção -, como por exemplo o hexacianoferrato de potássio (III). O cobre, tal como vários outros compostos, também pode ser usado como catalisador. A propósito, o catalisador, também integra o "conversor catalítico", que é um dispositivo que usa um catalisador para retirar poluentes dos gases de escape de um automóvel.

Oceano luzidio num frasco

Experiência 248

A luminescência do mar, à noite, também é causada por pequenos organismos. Nesta experiência, vai gerar uma incandescência oceânica num frasco, sem a ajuda de organismos vivos. Dissolva 1 colher de carbonato de sódio num tubo de ensaio com água até meio, rolhe o tubo, e agite até que todo o pó esteja dissolvido. A seguir, adicione uma pitada de luminol, agite novamente, e acabe de encher o tubo de ensaio com água.

Noutro tubo de ensaio, dissolva 1 colher de hexacianoferrato de potássio (III) num pouco de água, acrescente 1 ou 2 cm de solução de peróxido de hidrogénio, e encha o resto do tubo com água. Agora, numa sala completamente escurificada, vaze ambas as soluções no frasco de boca larga. A mistura emitirá uma incandescência amarelo-esverdeada. Infelizmente, essa incandescência tornar-se-á muito ténue. Se acrescentar mais hexacianoferrato de potássio (III), essa luz reanimar-se-á, embora por pouco tempo. **Despejo: A1**

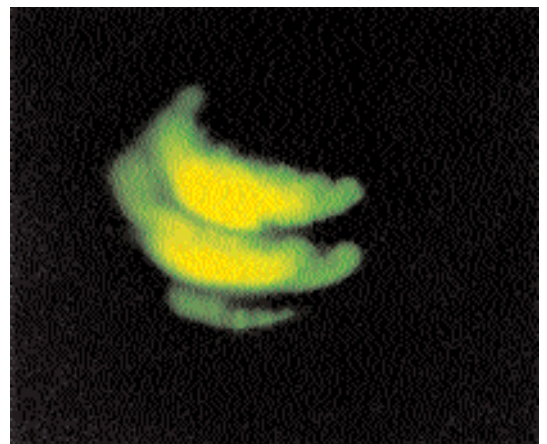
Experiência 249

Prepare uma solução de carbonato de sódio e luminol como na experiência anterior. Num segundo tubo com água até meio, dissolva 1 colher de sulfato de cobre, acrescente 1 ou 2 cm de solução de peróxido de hidrogénio, e encha o tubo de ensaio com água. Misture as duas soluções. De novo, esta solução incandesce com uma ténue luz azul-esverdeada na escuridão. Daqui a pouco, aparecerão na solução, uns flocos escuros. Se acender a luz, verá que se formou um precipitado castanho escuro. É o óxido de cobre (como no precipitado da experiência 203). Se agitar com a vareta de aquecimento e apagar a luz novamente, o líquido incandescerá mais uma vez, mesmo que fracamente. **Despejo: A6**

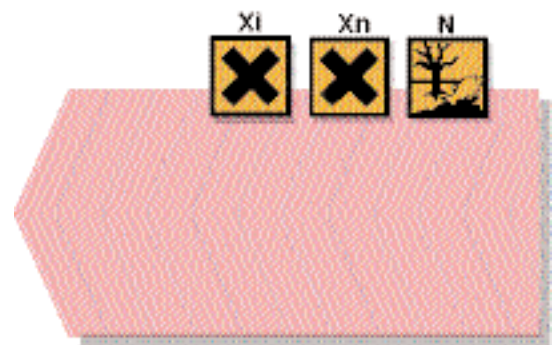
Bolhas incandescentes

Experiência 250

Dissolva 2 colheres de carbonato de sódio e 1 colher de cloreto de amónio num tubo de ensaio com água até metade, adicione algum luminol, e agite. Se acrescentar 1 cm de solução de peróxido de hidrogénio e escurecer a sala, observará uma luz muito fraquinha. Se introduzir no tubo um arame daí a alguns segundos, uma incandescência azul misteriosa aparecerá à volta dele bem como uma libertação de gás. A produção de gás começará, gradualmente, a tornar-se mais forte até que todo o líquido brilhará com uma belíssima luz azul. Esta incandescência será consideravelmente mais intensa do que nas



Nas costas da larva de pirilampo (figura superior) pode ver nitidamente os anéis que incandescem na escuridão (figura de baixo)



experiências anteriores. Daqui a pouco, o brilho cairá repentinamente. Se acrescentar um pouco mais de peróxido de hidrogénio, a produção de gás e a luz azulada, voltarão mas por pouco tempo.

Um laboratório cheio de estrelas



O carbonato de sódio irrita os olhos.
O sulfato de cobre é prejudicial para a saúde e para o meio ambiente.
Ver informação nas págs. 7 e 8!

Experiência 251

Num tubo de ensaio seco, coloque 1 colher de carbonato de sódio, uma pequena quantidade de luminol, 1 bocadinho de hexacianoferrato de potássio (III) e 2 ou 3 colheres de um detergente para roupa resistente. Rolhe o tubo de ensaio (assegure-se que a rolha está seca!) e agite. Vaze a mistura para uma folha de papel. Humedeça a bacia da pia com água, e escureça a sala. A seguir, bata no papel de modo a que o pó salpique a pia molhada. Observará uma verdadeira chuva de estrelas. Onde quer que o pó caia, há uma luz azul-esverdeada. Só que estas luzinhas também desaparecerão rapidamente. No fim da experiência, lave muito bem os resíduos.

O professor Sabichão explica

As reacções químicas que explicam esses fenómenos são muito complexas, e não nos vamos preocupar muito com elas. Apenas quero frisar que as luzes de emergência usadas, por exemplo, no mar ou em acidentes na auto-estrada têm a ver com quimiluminescência. As barras de incandescência que se usam nas festas de Halloween também usam este fenómeno. Essas luzes são constituídas por um tubo de plástico flexível, transparente que contém um frasco de vidro. O tubo contém a solução com a substância luminescente, e o frasco contém a substância que fornece o oxigénio. Quando o tubo é dobrado, o frasco parte-se e as duas soluções misturam-se. Essencialmente, é o mesmo como o que fez nas experiências 248 e 249, quando preparou duas soluções separadamente e depois as misturou.

Na experiência 250, formaram-se compostos de cobre, que podem actuar como catalisadores. Também decompõem o peróxido de hidrogénio - um processo que liberta oxigénio, como sabe do Capítulo 17. As brilhantes bolhas de gás azuis, são constituídas por oxigénio.

Na última experiência preparou uma mistura, a seco, de todos os ingredientes. Enquanto não houve água, nada aconteceu. Só quando o pó bateu na pia molhada é que apareceram as estrelas.

Pergunta 39

O que é que o detergente da roupa teve a ver com a formação de estrelinhas no laboratório?



Luz derivada da quimiluminescência- vulgarmente conhecida por barra brilhante ou "glow-stick"

Parabéns! Completou o Química

Chegamos ao fim da nossa “viagem” pelo mundo da química. Teve a possibilidade de realizar muitas experiências interessantes, e aprender alguns truques divertidos de “magia”. Espero que também tenha aprendido que a química é tudo menos uma arte secreta e misteriosa executada à porta fechada. Muito pelo contrário! A química explica muita coisa do quotidiano: quando as velas ardem, quando o ferro enferruja, quando lava, cozinha ou come. Agora, já pode aplicar o que aprendeu neste kit e explicar outros inúmeros fenómenos que encontra no dia-a-dia. Ainda por cima, agora tem bases para poder compreender melhor a química, e para que possa continuar a usá-la para resolver problemas e ajudar outras pessoas.

Expliquei-lhe algumas ligações simples e relações entre substâncias. Se quiser entrar na química mais a fundo, terá de aprender muito mais. Terá de estudar os princípios fundamentais da química, o comportamento de átomos e moléculas, fórmulas químicas e equações. Pode aprender tudo isso nos livros e na escola, mas também pode testar o seu conhecimento com experiências.

Contudo, vou-me despedir. Obrigado pelo seu interesse, e desejo-lhe muito mais divertimento nas suas novas aventuras no mundo da química. Foi um excelente cientista e estudante se o tiver feito até aqui, e estou seguro que irá muito mais longe na vida.

www.UWescolar.pt



26. Despejo de resíduos

Produtos químicos que entram para o solo e para as águas residuais, quer por acidente, quer por falta de cuidado, têm um pesado impacto no ambiente. Qual é a situação dos reagentes presentes neste Kit e dos produtos resultantes das experiências?

Como está a trabalhar maioritariamente com quantidades muito pequenas de substâncias que não são muito perigosas, o impacto ambiental causado por ti e pelos outros pequenos químicos é ligeiro, e em muitos casos os reagentes e produtos das reacções podem simplesmente ser deitados pelo cano abaixo. Mas tenha em atenção que deve sempre usar bastante água corrente, de forma a garantir que não ficam resíduos no lavatório.

No entanto, para alguns dos produtos químicos usados, é necessário seguir algumas medidas de eliminação específicas, que lhe vamos dar a conhecer e que deverá seguir. Estas são:

- Ácidos e bases. Soluções concentradas devem ser neutralizadas antes de serem despejadas pelo cano abaixo.
- Compostos de certos metais pesados (cobre, magnésio) devem ser separados como compostos insolúveis, que podem posteriormente ser eliminados juntamente com o lixo doméstico

Instruções de despejo A1 até A8

Ácidos e bases(álcalis)

Qualquer solução que contenha apenas um pouco de ácido ou de base pode ser vazada directamente no cano. O mesmo se aplica a todos os materiais que não colocam em perigo os cursos de água. Em todos estes casos, verá o código A1.

A1 – Instruções de despejo

Vazar pelo cano abaixo e lavar.

Ácidos e bases (álcalis)fortes

Soluções muito ácidas ou muito alcalinas devem primeiro ser neutralizadas, usando a solução de tornesol como indicador (ver Experiência 27). Ácidos podem ser neutralizados com adição de hidróxido de sódio ou carbonato de sódio em pequenas quantidades ou também se pode usar detergente, até a solução ficar azul. Para as bases, adiciona ácido clorídrico ou vinagre até ficar vermelha. A solução neutralizada pode agora ser deitada pelo cano abaixo.

A2 – Instruções de despejo

Neutralize a solução e vase-a pelo cano abaixo.

Materiais sólidos que não se dissolvem facilmente

O carvão vegetal, a limalha de ferro, o sulfato de cálcio, e os precipitados filtrados de compostos de manganês e cobre (p. ex. dióxido de manganês ou óxido de cobre), podem ser despejados no contentor do lixo (não no saco do lixo da cozinha) no fim da experiência.

A3 – Instruções de despejo

Despeje no contentor do lixo.

Soluções contendo cobre

Com compostos de cobre solúveis (p. ex. solução de sulfato de cobre), o cobre metálico pode ser precipitado fora da solução acrescentando ferro. Nesse caso, o cobre sólido já não causa danos se for acrescentado ao lixo de casa. Os compostos de ferro solúveis criados por aquele processo de conversão são menos perigosos em relação à água do que os compostos de cobre. Para precipitar o cobre, use a limalha de ferro ou palha de aço, se os tiver.

A4 – Instruções de despejo

Agite energicamente a solução (azul claro ou incolor) com um pouco de palha de aço ou 1 pequena porção de limalha de ferro num tubo de ensaio rolhado. Vaze o líquido pelo cano abaixo, e coloque as aparas no contentor do lixo.

Soluções alcalinas azuis escuras

As soluções alcalinas azuis escuras (solução de amónia /de cobre, indicador de glicose) devem ser primeiro acidificadas.

A5 – Instruções de despejo

Passa a solução azul escura para azul clara, pela adição de um pouco de ácido, então A4.

Compostos de cobre & manganês difíceis de dissolver

Em variadíssimas experiências, obtém precipitados de cobre e óxido de manganês que pode, simplesmente, despejar junto com o lixo de casa.

A6 – Instruções de despejo

Despeje os precipitados filtrados bem como os filtros no lixo de casa; vaze o filtrado pelo cano abaixo.

Compostos solúveis de manganês

Os permanganatos e manganatos (soluções violetas e verdes respectivamente), devem ser convertidos em compostos relativamente insolúveis, que pode filtrar e despejar no lixo.

A7 – Instruções de despejo

No frasco de boca larga, adicione à solução violeta ou verde 1 pequena colher de sulfato de sódio e algum peróxido de hidrogénio. Mexa a solução no frasco e acrescente o carbonato de sódio à solução branqueada. Filtre o precipitado castanho-escuro e despeje-o no lixo; dilua o filtrado e vaze-o pelo cano abaixo.

Compostos de manganês incolores

Nalgumas experiências, obterá o composto de manganês incolor que ocorre como uma etapa intermediária em A7.

A8 – Instruções de despejo

Adicione à solução carbonato de sódio. Filtre o precipitado castanho-escuro e despeje-o no lixo; dilua o filtrado e vaze-o pelo cano abaixo.

Algumas dicas de despejo

O papel de filtro que usou para retirar um composto não dissolvido de uma solução pode ser despejado no lixo.

O álcool etílico não diluído deve ser reintroduzido no recipiente. A mistura de água e álcool que usou na experiência 27, deve ser deitada no cano com muita água.

Se terminar o estudo com frascos que contenham pequenas quantidades de restos de produtos químicos, leve-os para um depósito de produtos químicos. Lá, eles serão classificados e despejados de uma maneira apropriada juntamente com outros resíduos de laboratório.

27. Principais elementos químicos

Aqui estão algumas breves descrições dos elementos mais importantes encontrados nas nossas experiências. Também se apresenta o símbolo químico de cada elemento, usado por estes quando querem escrever uma fórmula química. Vai aprender mais sobre isto, na escola.

Alumínio (Al)

Conhece este metal das folhas metálicas usadas nas embalagens de consumíveis, mas também como um material largamente usado para construir carros e aviões, por exemplo. A razão é que é muito leve: um centímetro cúbico pesa só 2.38 g (ao contrário de 7.87 g do ferro). Além do mais, o alumínio é altamente resistente aos efeitos do tempo. Quando ele entra em contacto com o ar, desenvolve uma camada fina protectora de óxido.

Cálcio (Ca)

O cálcio é ainda mais leve do que o alumínio. Um centímetro cúbico pesa, apenas, 1.55 g. O cálcio combina-se com o oxigénio do ar para formar gradualmente o óxido de cálcio. Na natureza, este metal leve é muitas vezes considerado na forma do carbonato de cálcio (p. ex. mármore) ou sulfato de cálcio (gesso).

Carbono (C)

O carbono é o componente principal do carvão. Também ocorre na forma de cristais duros, transparentes: os diamantes. A fuligem, nas chaminés e os bicos dos lápis, também são feitos de carbono. O elemento carbono é um componente de todos os organismos das plantas e dos animais, e por isso encontra-se em todos os alimentos e produtos orgânicos.


Cloro (Cl)

O cloro é um gás venenoso amarelo-esverdeado com um cheiro característico. Libertou uma pequena quantidade deste elemento quando executou a electrólise numa solução de sal. O cloro é duas vezes e meia mais pesado do que o ar; um litro de cloro pesa 3.12 g.

Cobre (Cu, do latim *cuprum*)

O arame de cobre incluído no kit mostra a cor castanho-avermelhada característica, mas os materiais que contêm cobre, são muitas vezes azuis. O cobre pertence ao grupo dos metais pesados. Um centímetro cúbico pesa 8.92 g. O cobre é bom condutor de calor e de electricidade, e por isso é usado em aquecimento e electrónica.

Hidrogénio (H)

O hidrogénio, como se disse anteriormente, é o mais leve de todos os gases. Também sabe que o hidrogénio é combustível e que se forma água quando se aquece o hidrogénio (daqui o nome latino *hydrogenium*, que significa "criador de água"). Como é o combustível mais limpo que conhecemos, o hidrogénio pode muito bem ser o combustível do futuro. O hidrogénio pode ser produzido em quantidades ilimitadas a partir da água com a ajuda da energia solar. Encontrará experiências interessantes com este tema no kit "Carro de Célula de Combustível- experiências" da  Escolar.

Ferro (Fe, do latim *ferrum*)

Pode-se encontrar o ferro a cada momento do dia-a-dia. Como ele enferruja facilmente - e por isso fica destruído - tem de ser coberto com pintura protectora ou por um revestimento de metal (p. ex. cromo). O ferro é um metal pesado. Um centímetro cúbico pesa 7.87 g. Uma característica física interessante do ferro: é atraído por ímans.

Magnésio (Mg)

O magnésio é outro metal leve. Um centímetro cúbico pesa 1.74 g. Quando exposto ao ar, rapidamente perde o seu brilho metálico de prata, porque se combina com o oxigénio para formar o óxido de magnésio. O magnésio é um componente de muitas ligas. A deficiência de magnésio interfere na produção de clorofila nas plantas.

Manganês (Mn)

O manganês é um metal pesado como o cobre e o ferro. Um centímetro cúbico pesa 7.2 g. Também é usado para fazer ligas. A razão por que se inclui o manganês nesta lista, é porque faz parte da constituição do permanganato de potássio que é rico em oxigénio.

Azoto (N)

O nome deste elemento deriva da palavra latina para o salitre, um termo antigo para certos sais que contêm nitrogénio (azoto) usados para preparar o ácido nítrico. Conheceu outro composto de azoto: a amónia. Também aprendeu que 80 % do ar é azoto gasoso.

Oxigénio (O)

O nome deste elemento deriva de um erro. Em latim, *oxygenium* significa "o criador ácido". Era normal acreditar que o oxigénio era o principal componente dos ácidos. Sabe que o oxigénio é um componente do ar que é indispensável para a vida da maior parte dos animais. As combustões processam-se mais rapidamente no seio do oxigénio puro do que no ar, que é uma mistura de oxigénio e azoto.

Potássio (K, do latim *kalium*)

Este metal é mais leve do que a água. Um centímetro cúbico pesa 0.82 g. Tem uma afinidade tão poderosa (atracção) pelo oxigénio que não só se oxida no ar, mas até tira átomos de oxigénio à água. O potássio, por isso, só existe em compostos, como o permanganato de potássio.

Sódio (Na, do latim *natrium*)

O sódio comporta-se como o potássio. É um pouco mais pesado do que o potássio, mas ainda é mais leve do que a água. Um centímetro cúbico pesa 0.97 g (peso da água 1 g). Como os sais de sódio são bastante solúveis em água, e os químicos trabalham com vários materiais solúveis em água, o sódio é um componente de muitos produtos químicos usados em laboratório. O composto de sódio mais importante é o cloreto de sódio, também conhecido como sal de mesa (ou de cozinha).

Enxofre (S)

O enxofre encontra-se nas lojas sob a forma de pedras amarelas ou pó. No kit Química, o enxofre só aparece no sulfato, p. ex. em sulfato de cobre, sulfato de cálcio ou sulfato de sódio.

28. Sabia que? - Respostas às questões de 1 a 40

1. É pouco provável que uma criança consiga abrir o frasco ao simultaneamente rodar e pressionar a tampa, ser lhe ser dada previamente essa informação.

2. O líquido incolor sobre o hidróxido de cálcio na Experiência 5 não é água pura, já que a água não torna azul a solução vermelha de tornesol. Faça um teste de controlo: teste o tornesol com água

3. Deve haver dióxido de carbono no ar expelido.

4. O recipiente pode pôr uma parte de papel mata borrão embebido em solução de hexacianoferrato (II) de potássio em cima da mensagem secreta.

5. O azul da Prússia não é estável numa solução alcalina. Quando é adicionado ácido, este composto degenera.

6. Adicione 1 gota de ácido (vinagre, p.e.) a uma das tiras. Se esta se tornar vermelha, está na presença de tornesol, enquanto que se esta se tornar azul pálido está na presença do composto de aobre e amónio. Se não houver alteração, está na presença de azul da Prússia. Poderá reforçar estes resultado deitanto ácido sobre uma segunda tira.

7. O papel torna-se mole quando mergulhado em água.

8. A água espalha-se em cima do papel mata borrão.

9. O hexacianoferrato (II) de potássio move-se com a ajuda da água que goteja no papel de filtro (ou mata borrão). Logo que atinja a zona com sulfato de cobre, obtém a cor castanho avermelhada do hexacianoferrato (II) de cobre.

10. A perda de cor ocorre quando o carbonato de sódio se move onde é gotejado, para a zona do papel fora do anel.

11. O ar contrai-se quando arrefece. Cria-se um vácuo no tubo de ensaio e a pressão atmosférica externa empurra o fluido para o tubo.

12. A chama propaga-se pelo gás que aumenta no pavio da vela.

13. Esses sais possuem um componente comum.

14. Um arco-íris.

15. Formou-se uma substância alcalina no pólo negativo.

16. O sal de mesa não é retido pelo filtro.

17. O ar no tubo de ensaio aquecido arrefece e contrai-se (experiências 43 e 44); quando isto acontece, a água destilada relativamente fria é sugada pelo tubo ainda quente o que implica, normalmente, a quebra deste.

18. No início, há um excesso de ácido no local onde deixou cair o vinagre, originando a cor vermelha temporária. Mas, desde que na totalidade exista mais base do que ácido presente, a cor azul voltará assim que o vinagre se misture com a restante solução.

19. A mudança de cor é mais facilmente observável.

20. O dióxido de carbono transforma o precipitado de carbonato de cálcio numa substância solúvel.

21. Ácido carbónico.

22. Acrescente um pouco de ácido (p. ex. vinagre) a uma pequena amostra. Se não houver nenhuma produção de gás (como uma espuma), está em presença do sal de mesa. Se houver, trata-se do carbonato de sódio ou do hidrogenocarbonato de sódio. Faça a Experiência 130 com 2 a 3 colheres cheias desta substância. Se houver a libertação de dióxido de carbono, está na presença de hidrogenocarbonato de sódio.

23. Quando o frasco é introduzido na água (com a abertura para baixo), nenhuma água entra.

24. Quando a vela está a arder mal; quando isto acontece, vê-se fumo negro a subir.

25. Porque existe mais ar no frasco, e conseqüentemente mais oxigénio.

26. Os exemplos de elementos químicos são o ferro, o cobre ou o alumínio. Os exemplos de compostos químicos são a água, o açúcar, o sal de mesa, o cloreto de polivinilo (PVC) ou o álcool etílico.

27. Abaixo de 0 °C, a água adquire o estado sólido (gelo); entre 0 °C e 100°C, a água apresenta-se líquida; a temperaturas mais altas, a água está no estado gasoso (vapor de água).

28. Quando a amónia de pasteleiro é aquecida, não existe sublimação.

29. Quando se aquece o sulfato de sódio, formam-se algumas gotas de vapor de água, que se mistura com o cloreto de hidrogénio gasoso para formar o ácido clorídrico.

30. Água.

31. Não! O aparecimento do dióxido de carbono aponta para um carbonato que tanto pode ser carbonato de sódio ou bicarbonato de sódio (hidrogenocarbonato de sódio).

32. Isso significa que o sulfato de cálcio do kit também contém água de cristalização.

33. Quando usou o método de despejo A4 (separação do cobre de soluções de sal de cobre com limalha de ferro ou palha-de aço).

34. Pode-se concluir que existe ferro na pedra ou no tijolo na forma de um composto de ferro (III).

35. O ácido liberta o dióxido de carbono do carbonato de sódio na solução alcalina.

36. Porque o conteúdo libertaria espuma para fora do tubo de ensaio devido à libertação rápido do dióxido de carbono.

37. Cozer um ovo.

38. Porque não existe nenhum cálcio nas substâncias que entram na reacção.

39. O detergente para roupa resistente, como sabe da experiência 246, contém ingredientes que libertam e decompõem o peróxido de hidrogénio.



Bem-vindos à segunda parte da nossa viagem de descoberta pelo mundo da química! Na primeira parte, C1000, aprendeu muitos truques perfeitamente mágicos.

Mas, naturalmente que sabe, que não há realmente nenhuma magia na química - todos os fenômenos químicos têm explicações completamente lógicas. Para muita gente, não há grande diferença entre os truques de um mágico e as atividades dos químicos profissionais. Para eles a química é um mundo estranho e misterioso que não tem nada a ver com o seu cotidiano.

Nada mais falso! Na verdade, a química desempenha um papel em tudo o que fazemos. Não só por causa de produtos criados pela indústria química, como colas, tintas, plásticos, produtos farmacêuticos, e assim por diante. Isto é apenas a ponta do iceberg. Estamos rodeados de fenômenos químicos a toda a hora: quando o ferro enferruja, quando o vinho fermenta, quando se dá a combustão num motor de um carro, quando os nossos corpos se ocupam em processos metabólicos complexos. Todos estes processos podem ser explicados pela química.

Agora é com ácidos e bases! Se as proporções forem as correctas, eles neutralizar-se-ão um ao outro, completamente. Quando isto acontece, a solução não é nem ácida nem alcalina, mas neutra. Só que é muito difícil de conseguir detectar o ponto neutro exacto.

Pode-se, contudo, minimizar esse facto usando um indicador bastante sensível para detectar um pequeno excesso de um em relação ao outro. A nossa solução de fenolftaleína é a mais apropriada; torna-se vermelha apenas com uma gota de solução básica. E do mesmo modo, é só necessário um pequeno excesso de ácido para retirá-la.

Coloque num tubo de ensaio água de cal até metade, aproximadamente, e acrescente 2 gotas de solução de fenolftaleína. Junte vinagre, gota a gota, com a ajuda da pipeta conta-gotas. Depois de cada gota, agite o tubo de ensaio suavemente de um lado para o outro para ajudar a misturá-lo bem. No início, a coloração vermelha desaparece gradualmente, começando pelo local onde acrescentou o vinagre. Quando agita o tubo de ensaio, contudo, a água de cal reaparece, novamente, vermelha.

Pergunta 19 (Resposta, p. 95)

Como explica este fenómeno?

Continue acrescentando gotas de vinagre. Quando o vermelho se tornar rosado, está prestes a atingir o seu objectivo. Finalmente, apenas uma gota de vinagre bastará para remover toda a cor da solução. Isto significa que a água de cal foi completamente neutralizada pelo vinagre. [Despejo: AI, p. 92](#)

Agora vamos inverter as coisas: neutralizar um ácido com uma base! Para isto, deve preparar primeiro uma solução de hidróxido de sódio tal como o fez na experiência 106. De seguida, esprema metade de um limão e filtre o sumo. Coloque 1 cm do filtrado de sumo de limão no frasco, preencha até metade com água, e acrescente 2 gotas da solução de fenolftaleína. Agora, use a pipeta conta-gotas para adicionar o hidróxido de sódio, previamente preparado. Com cada gota do líquido alcalino adicionada, aparecerão manchas vermelhas que rapidamente desaparecem quando agita suavemente o frasco.

Pergunta 20 (Resposta, p. 95)

Consegue explicar este comportamento?

Mesmo antes de alcançar o seu objectivo, levará um pouco de tempo para a cor vermelha desaparecer. Agora tem de se ter cuidado. Finalmente, uma última gota de hidróxido de sódio produzirá uma cor vermelha, ou cor de rosa, que persistirá. [Despejo: AI, p. 92](#)

O Professor Sabichão explica

As experiências de neutralização que executou são mais do que bonitos jogos de cores! Se tiver uma base (ou ácido) com uma concentração conhecida, pode calcular o volume da base (ou ácido) existente numa solução, a partir da quantidade de ácido (ou base) que tem de utilizar para atingir o ponto de viragem. Este processo de determinação é executado em laboratórios de pesquisa e até na indústria. Chama-se-lhe titulação.

Mische 1 Spatel Calciumhydroxid mit 1 Spatel Ammoniumchlorid und füge 2 Tropfen Wasser hinzu. Der Brei riecht nach Ammoniak (Versuch 15). Tauche eine neue Büroklammer in den Brei und halte die Klammer in die Spiritusflamme. Die vorübergehende, ziegelrote Flammenfärbung zeigt **Calcium** an. **A2**

Löse je 1 Spatelspitze Kupfersulfat und Ammoniumchlorid in wenig Wasser und mache unter Verwendung einer neuen Büro-klammer die Flammenprobe. Die Grünfärbung signalisiert **Kupfer**. **A4**

Erhitze den Kupferdraht, der diesem Chemiekasten beigegeben ist, in der Spiritusflamme (Draht in einen Korken stecken, damit du dir nicht die Finger verbrennst). Drehe den heißen Draht in etwas Ammoniumchlorid und halte ihn anschließend wieder in die Spiritus-flamme. Die Grünfärbung zeigt Kupfer an.

Wiederhole den vorigen Versuch mit einem Gegenstand oder Gebrauchsartikel aus Messing, z. B. einer Schraube. Fass den zu prüfenden Gegenstand am besten mit einer Zange an. Die Grünfärbung zeigt Kupfer an.

Professor Probenius erläutert:

In den letzten drei Versuchen ist aus Kupfersulfat bzw. Kupfer und Ammoniumchlorid etwas Kupferchlorid entstanden, das leicht verdampft

(1) se o sulfato de amónio está compacto, retire-o do frasco, segue-o com papel absorvente e em seguida use um objecto pesado (ex: um martelo - mas pressione apenas sem bater!) para o partir entre duas folhas de papel. Volte a colocar o restante no recipiente.

Para esta experiência, precisará de uma caneta de aparo ou de um pincel muito fino. O sulfato de amónio e o ferro (III) será a tinta escolhida (preferencialmente num papel ligeiramente amarelo e colorido). Depois de secar, não se vê nada. A seguir tem de colocar uma folha de papel mata-borrão embebida em hexacianoferrato em cima da mensagem e a escrita vai aparecer numa cor linda de azul da prússia.

Pode fazer a mensagem secreta desaparecer novamente. Só tem que “pintar” as letras com uma cotonete embebida na solução de carbonato de sódio.

Despejo: soluções: A1; papel: A3, p. 92

O Professor Sabichão explica

O azul da prússia é instável em presença de substâncias alcalinas: decompõe-se e a cor azul desaparece!

Tinta vermelha invisível

Após as “bebidas” mágicas realizadas com a solução de fenolftaleína, não deve ser difícil criar uma tinta invisível vermelha. Basta escrever com esta solução em folhas brancas. Despejo: A1, A3, p. 92

Pergunta 5

(Resposta, p. 95)

Como é que o recipiente pode revelar a sua mensagem secreta?

Outra tinta invisível azul

Uma solução de sulfato de cobre também produz uma boa tinta invisível. Coloque 2 a 3 cm de água num tubo de ensaio e dissolva uns poucos cristais azuis. Feche o tubo e agite-o vigorosamente. Escreva com esta solução azul, preferencialmente em papel azul claro. Desta vez, para conseguir ver a mensagem, usar-se-á um gás, a amónia, que preparará juntando cloreto de amónio e hidróxido de cálcio.

O Professor Sabichão avisa

Execute esta experiência no quintal (fora de casa) ou perto de uma janela larga e aberta. A amónia irrita os olhos, órgãos respiratórios e pele. Se se começar a sentir doente, siga as primeiras instruções de ajuda e peça auxílio médico.

Num tubo de ensaio seco, misture duas colheres de cloreto de amónio e duas colheres de hidróxido de cálcio. Feche o tubo com uma rolha e agite até que as duas substâncias estejam bem misturadas. Depois, vaze a mistura numa tampa metálica limpa. Notar-se-á o cheiro inconfundível da amónia, que é semelhante ao do líquido de limpeza. A amónia líquida é uma solução de gás

O Professor Sabichão explica

Há muitas substâncias, inclusive o carbonato de sódio, que farão com que a fenolftaleína fique vermelha. O nome dessas substâncias é “bases”, e diz-se que elas têm uma reação alcalina. Também, muitas vezes, se lhes chama álcalis. Portanto pode-se usar a fenolftaleína para descobrir a presença de álcalis, ou de substâncias alcalinas. A estas substâncias chama-se-lhes “indicadores químicos”, em linguagem científica (do latim indicam = “mostrar”).

Há outros materiais que se comportam precisamente ao contrário dos álcalis, retirando a cor vermelha causada pelas bases. Esses materiais são chamados ácidos. A propósito, quando os químicos falam em materiais,

Vaze um pouco de vinagre branco noutra gobelé cheio de água .
Introduza o seu dedo "na água mágica que extingue o sangue." A cor vermelha desaparecerá instantaneamente. Depois de efectuada a experiência, lave bem as suas mãos. [Despejo: A1, p. 92](#)

Pergunta 6

(Resposta, p. 95)

Neste momento, a razão do seu dedo ficar vermelho não deve ser um mistério para si. O efeito do vinagre "que extingue o sangue" também deve ser perfeitamente compreensível. Que outros materiais da cozinha também teriam um efeito "que extingue o sangue"?

O fantasma vermelho

É claro que pode usar a tinta invisível não só para escrever mensagens secretas, mas também para desenhar quadros inteiros. A seguinte experiência cria um em particular.

Coloque um pouco de solução de fenolftaleína num tubo de ensaio e use-o para desenhar uma caraça numa folha de papel. Tal como procedeu com as mensagens secretas, faça o desenho com um aparo ou um pincel finos. Guarde a solução para a Experiência 22.

Para fazer aparecer a figura, misture hidróxido de cálcio e cloreto de amónio numa tampa metálica para fabricar a amónia, como fez na Experiência 15. Ponha o papel com o desenho por cima da tampa.

O Professor Sabichão avisa

Execute esta experiência perto de uma janela aberta. Veja os cuidados a ter na experiência 15.

O desenho aparecerá num vermelho vivo. Se levantar o papel no ar, o quadro ficará pálido e logo desaparecerá. [Despejo: mistura de pó: A2, p.92](#)

O Professor Sabichão explica:

Os vapores de amónia provocam uma junção que tem a solução de

liquefeita. Mas voltemos à nossa tinta que desaparece. Ponha a folha escrita com o sulfato de cobre invisível em cima da tampa metálica. De imediato surgirão as letras. O gás de amónia combina-se com o sulfato de cobre para formar uma substância azul escura. [Despejo: solução de sulfato de cobre: A4; mistura de pó: A2, p. 92](#)

Tinta invisível com base em materiais de cozinha

A propósito, não é necessário o uso destes produtos químicos para fabricar a tinta invisível. Pode-se fazê-lo com limões, cebolas ou mesmo vinagre.

Esprema meio limão e use o sumo como "tinta". Para esta experiência, a sua caneta ou pincel, não devem ser demasiado finas. Quando seca, esta tinta também se torna invisível. Para fazê-la aparecer, tem de se aquecer o papel, mas não tão intensamente que ele se queime. É melhor fazê-lo numa placa de aquecimento eléctrico ou no forno a gás. Não tente isto sem a presença e a permissão de um adulto. O que se vê?

Repita a experiência com vinagre.

É difícil obter o sumo de cebola sem derramar algumas lágrimas. O melhor é usar uma prensa para alho. Pronto; já obteve o sumo da cebola que vai funcionar como tinta.

O Professor Sabichão explica

O processo destas tintas ficarem visíveis reside no facto que a substância de que a tinta é feita carbonizará um bocado quando a aquece, o que a torna acastanhada. A carbonização é um processo químico no qual os materiais orgânicos se transformam em carbono, porque são aquecidos.

O dedo ensanguentado que não dói

O título desta experiência soa pior do que realmente é! Coloque uma colher de carbonato de sódio num gobelé, encha-o com água e agite-o com a colher. Pinte o seu dedo indicador com a solução de fenolftaleína, deixando o álcool evaporar. Mergulhe-o na solução de carbonato de sódio: a cor do seu dedo tornar-se-á vermelha sangrenta bem como o líquido no gobelé. [Despejo: A1, p. 92](#)

Vaze um pouco de vinagre branco noutra gobelé cheio de água. Introduza o seu dedo "na água mágica que extingue o sangue." A cor vermelha desaparecerá instantaneamente. Depois de efectuada a experiência, lave bem as suas mãos. [Despejo: A1, p. 92](#)

Pergunta 6

(Resposta, p. 95)

Neste momento, a razão do seu dedo ficar vermelho não deve ser um mistério para si. O efeito do vinagre "que extingue o sangue" também deve ser perfeitamente compreensível. Que outros materiais da cozinha também teriam um efeito "que extingue o sangue"?

fenolftaleína vermelha. Mas a amónia evopara-se. É por isso que a figura perde a cor logo que se afasta esta da solução com a amónia.

A bandeira americana

Desenhe um rectângulo que tenha aproximadamente 11 cm de largura por 7 cm de altura em papel branco.

Pinte 7 faixas alternadas no rectângulo com a solução de fenolftaleína, deixando um rectângulo em branco no canto superior esquerdo. Agora pinte esse rectângulo com a solução de sulfato de cobre, deixando algumas manchas não pintadas. (É demasiado difícil pintar cada um das cinquenta estrelas, portanto faremos apenas uma representação da bandeira americana.)

Embeba uma folha de papel mata-borrão em água e deixe-o em cima de uma tampa contendo uma mistura de hidróxido de cálcio e cloreto de amónio, tal como utilizou para as experiências anteriores.

O Professor Sabichão adverte

Execute esta experiência perto de uma janela aberta. Veja os cuidados a ter na experiência 15.

Depois de um ou dois minutos, segure no papel mata-borrão e aperte-o contra a folha em que “desenhou” a bandeira. O que se obtém? As cores vermelhas, brancas e azul - as estrelas e faixas da bandeira americana. **Despejo: solução de fenolftaleína: A1; solução de sulfato de cobre: A4; mistura de pó: A2, p. 92**

O Professor Sabichão explica

Com esta experiência, combinou duas outras mais adiantadas.

Pergunta 7 (Resposta, p. 95)

Quais as duas experiências que antecipou?

A amónia, na forma gasosa, ao combinar-se com a água no papel de filtro (ou mata-borrão), forma a solução de amónia, que causou o aparecimento das cores. Que produtos químicos reagiram entre si e que cores formaram? Vamos pensar noutras figuras que se podem efectuar com estas cores?

Imagens simétricas (como no espelho) a azul e vermelho

Nenhuma hipótese é inviável relativamente às pinturas mágicas, desde que deixemos a nossa imaginação fluir. Vamos tentar?

Dobre uma folha branca como mostra a figura, e pinte um dos lados com solução de carbonato de sódio. Do outro lado (isto é, do lado oposto da prega, não da folha), desenhe uma figura com a solução de fenolftaleína, por exemplo um perfil de uma pessoa ou de um animal. Depois, humedeça uma folha de papel mata-borrão com água e aperte-a contra o seu desenho. Retire o papel mata-borrão, dobre a folha em conjunto, e aperte os dois lados um contra o outro. Quando desdobra o papel novamente, o desenho e a sua imagem simétrica aparecerão a vermelho. **Despejo: soluções: A1, p. 92**

Repita a experiência. Pinte um lado com a solução de sulfato de amónio e ferro (III). Para o desenho, use uma solução de hexacianoferrato de potássio(II). Claro que pode enviar mensagens secretas por este processo também. O recipiente não necessita de qualquer produto químico para fazer aparecer

a imagem, só papel mata-borrão e água. A propósito, as mensagens secretas devem ter alguma escrita visível. De outra maneira, as folhas em branco podem despertar suspeitas, e toda a gente desconfiará que há mensagens secretas para serem reveladas. Despejo: soluções: A1, p. 92

Já deve ter notado que as cores possuem um papel muito importante em química. Não sómente nos truques mágicos de química, mas em laboratórios profissionais também. A coloração vermelha de fenolftaleína indica substâncias que têm reacções alcalinas e a coloração azul do hexacianoferrato de potássio (II) assinala a presença de ferro. Mas é o espectro inteiro de cores que vemos quotidianamente, da roupa à pintura do carro, que podemos agradecer à química e às reacções químicas. Nas experiências seguintes, vamos ver como as cores competem entre si: elas vão entrar numa “corrida” francamente competitiva. Como “pista” de corridas, usaremos o papel. Mas não será um papel qualquer: usaremos papel absorvente, como o papel de filtro incluído no kit. Despejo: desperdício de papel : A3, p. 92

Aos seus lugares; vamos começar!

Primeiro que tudo vai arranjar a rolha do recipiente, como mostra a figura. No lado inferior da tampa, depois de retirar o selo plástico, cola-se uma rolha de cortiça com um gancho na ponta (pode ser um clip com aquela forma). A seguir, corte tiras de papel de filtro, aproximadamente com um a dois cm de largura e com o comprimento aproximado mostrado na ilustração. Encha o frasco com água de maneira que a tira de papel fique uns milímetros imersa na água.

Pergunta 8

(Resposta, p. 95)

O que verifica?

Repita a experiência com outra tira de papel do mesmo tamanho.

Pergunta 9

(Resposta, p. 39)

O que vês tu?

O Professor Sabichão explica

O papel de filtro ou mata-borrão que usou, possui uma estrutura mais aberta do que a do papel vulgar utilizado para escrever. São constituídos por milhares de tubinhos, os tubos capilares. Os tubos capilares exercem um efeito de sucção no líquido. Aquele efeito é tão forte, que o líquido será absorvido numa faixa vertical do papel suspenso contra a força da gravidade.

Quer saber o que isto tem a ver com a competição que lhe prometemos entre as cores? Espere um pouco. A próxima experiência mostrar-lhe-á.

A tinta preta será mesmo toda preta?

Corte várias tiras de papel de filtro com o mesmo tamanho das experiências anteriores. Molhe a cabeça de um alfinete em tinta preta (deve ser mesmo preta), e pinte um pequeno sinal com essa tinta na tira de papel pendurada no gancho, a aproximadamente 1 cm do fundo. Suspenda a tira preparada no frasco com a água. Não deixe o borrão de tinta tocar na água.

Verifique como a água sobe na tira de papel de filtro: atinge a mancha de tinta, arrasta-a pelo papel acima ... Ei! O que está a acontecer?

A mancha de tinta é esticada e converte-se em muitas cores diferentes que se misturam umas com as outras. A experiência terá melhor efeito se se usar