

Conteúdo

Páginas

Processos físicos de separação	1
Número de oxidação	2
Processo de Ostwald	4
Processo de Haber-Bosch	6
Acontecimentos disjuntos	8
Deslocamento	9
Comburente	10

Referências

Fontes e Editores da Página	12
Fontes, Licenças e Editores da Imagem	13

Licenças das páginas

Licença	14
---------	----

Processos físicos de separação

Referência : Ribeiro, D. (2012), WikiCiências, 3(04):0560

Autor: Daniel Ribeiro

Editor: Jorge Gonçalves ^[1]

Os **processos físicos de separação** são um conjunto de procedimentos que permitem separar misturas (homogêneas ou heterogêneas) em outras misturas menos complexas ou em substâncias (*puras*) – ver figura 1.^[1] Estes processos de separação são fundamentais no estudo e desenvolvimento da Química.

Salvo raras exceções, quase todas as substâncias encontram-se no estado impuro ou misturadas com outras substâncias. Decorre deste facto a necessidade de separar as misturas nos seus componentes individuais. Além

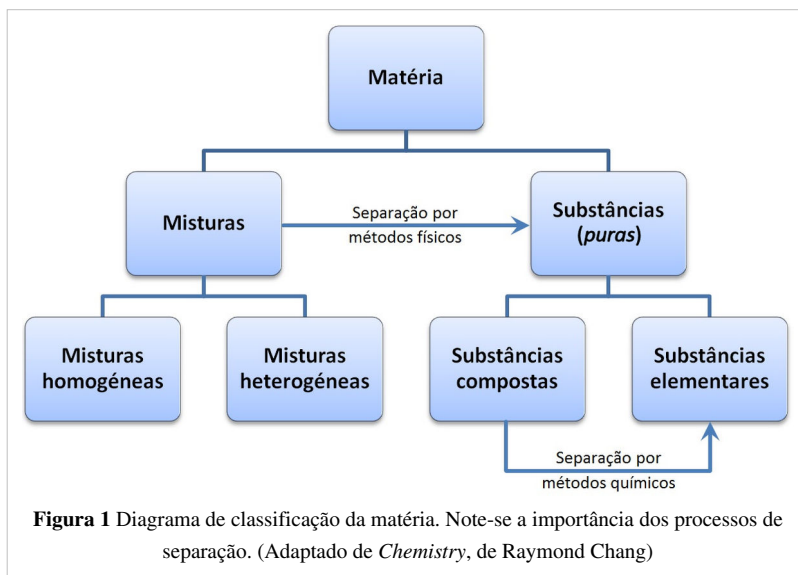
disto, dependendo do grau de miscibilidade de uma mistura, pode haver a necessidade de utilizar dois ou mais processos físicos de separação para que as substâncias que formam essa mistura possam ser devidamente separadas.

Os processos de separação são normalmente processos físicos e os nossos antepassados tiveram já que utilizar alguns destes processos de separação para que pudessem subsistir. Por exemplo, a água era filtrada, ou até mesmo fervida, antes de ser consumida.

Quando as misturas são separadas por processos físicos de separação, cada componente conserva as suas propriedades. Por exemplo, uma mistura de sal e água pode ser separada por evaporação da água e deixando o sal no estado sólido como resíduo. Para separar uma mistura de areia e sal, podemos tratá-la com água para dissolver o sal, recolher a areia por filtração, e depois evaporar a água para recuperar o sal no estado sólido. Para ilustrar o processo de separação magnética é usual misturar limalha de ferro com enxofre em pó para originar o que parece ser, a olho nu, uma mistura homogênea^[2] e remover depois o ferro utilizando um íman. Alternativamente o enxofre pode ser separado por extração sendo dissolvido em dissulfureto de carbono, dado que o ferro não é solúvel.

De entre todos os processos físicos de separação, podem destacar-se os seguintes^[3]:

- decantação;
- filtração;
- peneiração;
- centrifugação;
- sublimação;
- separação magnética;
- extração (com solvente específico);
- destilação;
- cristalização;
- cromatografia(s);
- evaporação (de solvente).



As aplicações dos processos físicos de separação na área de engenharia química são muito importantes. Um bom exemplo é a refinação do petróleo. O petróleo bruto é uma mistura de vários hidrocarbonetos e é valioso na sua forma natural. No entanto, existe maior procura económica para os produtos petrolíferos purificados, como o gás natural, a gasolina, o gasóleo, o querosene, os óleos lubrificantes, o asfalto, entre outros.

Referências

1. R. Chang, *Chemistry*, 10th edition, Boston: McGraw-Hill, 2010, **ISBN: 978-0-07-351109-2**.
2. K. Whitten, *General Chemistry*, 7th edition, Belmont, CA: Thomson Brooks/Cole, 2007, **ISBN: 978-0-53-440860-2**.
3. C. Corrêa, F. P. Basto, N. Almeida, *Química*, 1^a edição – Caderno Auxiliar, Porto: Porto Editora, 2008, **ISBN: 978-972-0-42248-4**.

Criada em 10 de Fevereiro de 2012

Revista em 02 de Abril de 2012

Aceite pelo editor em 04 de Abril de 2012

Referências

[1] http://www.fc.up.pt/fcup/contactos/ficha_pessoal.php?login=jgoncalv

Número de oxidação

Referência : Ribeiro, D. (2012), WikiCiências, 3(04):0561

Autor: Daniel Ribeiro

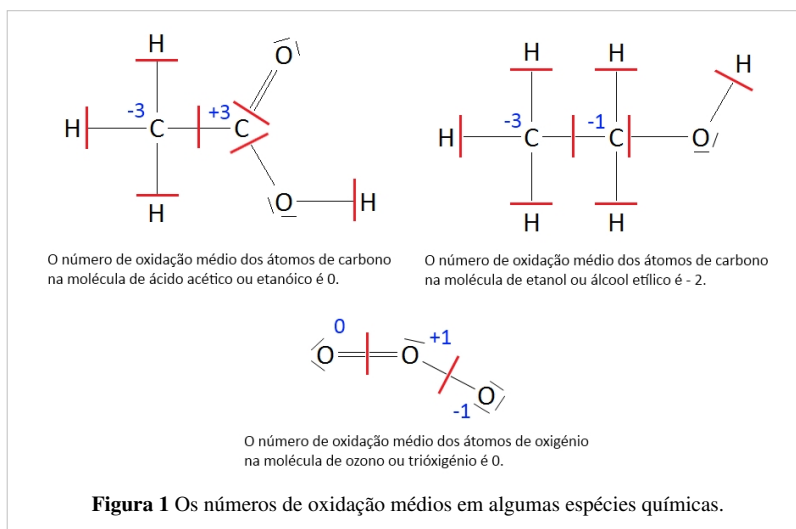
Editor: Jorge Gonçalves ^[1]

O **número de oxidação** é um conceito convencional usado em química em variadas situações, inclusive na nomenclatura. O número de oxidação de um elemento em qualquer espécie química é a carga que ficaria no átomo desse elemento se os eletrões em cada ligação formada por esse átomo fossem atribuídos ao átomo mais eletronegativo.^[1]

Quando um elemento pode apresentar vários números de oxidação (dependendo da espécie química a que ele pertence) diz-se que se pode

encontrar em diferentes estados de oxidação. Em algumas espécies químicas poliatómicas, um elemento pode apresentar átomos com diferentes números de oxidação devido a distribuições assimétricas dos eletrões – ver figura 1 – nesses casos, é usual considerar-se o “número de oxidação médio”.

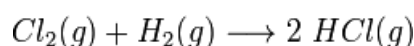
O estudo mais metódico das reações de oxidação-redução remonta aos tempos da teoria do flogisto, proposta no século XVIII pelo químico alemão Georg Stahl (1659-1734)^[2], mas foi Antoine-Laurent Lavoisier (1743-1794)



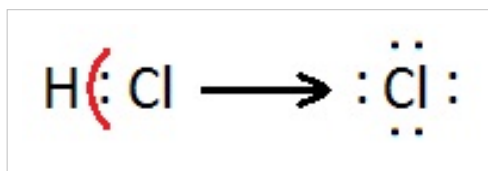
quem deu a primeira definição de oxidação em 1772. Em 1907, os químicos Henry Talbot e Arthur Blanchard propuseram um sistema de numeração que definia os diferentes estados de oxidação de um elemento^[3]. O conceito de número de oxidação foi introduzido pelo químico Wendell Latimer, em 1938, com o propósito de identificar as reações de oxidação-redução^[4]. Assim, no caso de reações em que haja variação do número de oxidação, diz-se que se trata de uma reação química de oxidação-redução.

No caso de espécies monoatômicas, o número de oxidação é igual à carga real que o átomo adquiriu quando passou do estado elementar ao estado de oxidação considerado. Assim, o número de oxidação do catião sódio, Na^+ , é +1, do ião cálcio, Ca^{2+} é +2, do anião cloreto, Cl^- , é -1, do ião sulfureto, S^{2-} , é -2, etc.

No caso de espécies poliatômicas, o número de oxidação de um átomo é a carga formal, isto é, a carga formalmente atribuída a esse átomo se os eletrões, em cada ligação que esse átomo efectua, fossem atribuídos aos átomos mais eletronegativos^[5]. No entanto, no caso de compostos covalentes os átomos não perdem nem adquirem eletrões, apenas os compartilham. Nesses casos, dever-se-á atribuir números de oxidação determinando a carga elétrica que o átomo iria adquirir se os eletrões das ligações covalentes pertencessem exclusivamente aos átomos mais eletronegativos. Considere-se o caso da reação de formação do cloreto de hidrogénio:



Como o cloro é mais eletronegativo que o hidrogénio e apenas um par de eletrões está envolvido na ligação, diz-se que, na molécula de cloreto de hidrogénio, o hidrogénio possui número de oxidação +1 e o cloro -1, pois atribuindo o par de eletrões ao Cl o átomo ficará rodeado por 8 eletrões, mais um do que no estado elementar.



É útil considerar algumas regras para a atribuição de números de oxidação[†] de qualquer átomo numa espécie química^[5].

1. O número de oxidação de um elemento no estado livre ou numa substância elementar (H_2 , Li, Cl_2 , S_8 , Al, por exemplo) é sempre zero.
2. O número de oxidação de iões monoatômicos corresponde à carga do respetivo ião.
3. O soma algébrica de todos os números de oxidação de todos os átomos numa molécula neutra é igual a zero; no caso de iões, essa soma é igual à carga do ião.
4. Em compostos, o número de oxidação dos metais alcalinos é igual a +1, o dos metais alcalino-terrosos é +2, o do alumínio é +3 e o do flúor é -1. Note-se que o flúor é o elemento com a maior eletronegatividade.
5. Em compostos, o número de oxidação do hidrogénio é +1 (exceto nos hidretos, que é -1, como resulta da aplicação das duas regras precedentes).
6. Em compostos, o número de oxidação do oxigénio é -2 (exceto nos peróxidos, que é -1, nos superóxidos, que é -1/2, e no fluoreto de oxigénio, OF_2 , que é +2, como resulta da aplicação das regras precedentes).

As regras 4, 5 e 6 devem aplicar-se em conjunto com a regra 3 e por essa ordem. Assim, tomando como exemplo a molécula de ácido pirofosfórico, H_3PO_4 , pode, pela aplicação sucessiva das regras anteriores, determinar-se os números de oxidação dos respetivos átomos:

- Pela aplicação da regra 5, o número de oxidação do hidrogénio é +1.
- Revendo a regra 6, o número de oxidação do oxigénio é -2.
- Aplicando a regra 3, o número de oxidação do fósforo é +5 (porque $3 \times (+1) + x + 4 \times (-2) = 0 \Leftrightarrow x = +5$).

‡ Ou "número de oxidação médio" para um elemento que apresente átomos com diferentes números de oxidação nessa espécie química.

Referências

1. F. P. Basto, A. Machado, *Nomenclatura de Química Inorgânica – Parte I*, 2ª edição, Porto: CIQ(UP)/DQFCUP, 1984, Publicação nº 72.RT8.
2. F. J. Moore, *A History of Chemistry*, 1st edition, New York: McGraw-Hill Book Company, Inc., 1918.
3. H. P. Talbot, A. A. Blanchard, *The Electrolytic Dissociation Theory with Some of Its Applications* ^[1], New York: Macmillan, 1907, consultado em 28/11/2011.
4. W. B. Jensen, *J. Chem. Educ.* 84(9) (2007), 1418-1419 ^[2], consultado em 28/11/2011.
5. C. Corrêa, F. P. Basto, N. Almeida, *Química no Mundo Real*, 1ª edição, Porto: Porto Editora, 2008, **ISBN: 978-972-0-42249-1**.

Criada em 10 de Fevereiro de 2012

Revista em 02 de Abril de 2012

Aceite pelo editor em 04 de Abril de 2012

Referências

- [1] <http://ia700400.us.archive.org/27/items/electrolyticdiss00talb/electrolyticdiss00talb.pdf>
[2] <http://www.che.uc.edu/jensen/W.%20B.%20Jensen/Reprints/139.%20Oxidation%20States.pdf>

Processo de Ostwald

Referência : Ribeiro, D. (2012), WikiCiências, 3(04):0562

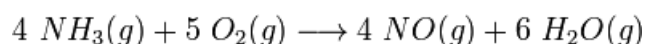
Autor: Daniel Ribeiro

Editor: Jorge Gonçalves ^[1]

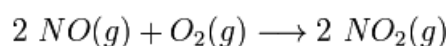
O processo de Ostwald é o principal processo industrial de obtenção de ácido nítrico e consiste na oxidação do amoníaco com dióxigênio molecular e subsequente hidratação dos óxidos de azoto formados. A importância deste processo resulta das variadas aplicações do ácido nítrico.

Este processo foi patenteado em 1902 pelo químico alemão Wilhelm Ostwald (1853 – 1932) que mais tarde, em 1909, recebeu o Prémio Nobel da Química pelo seu trabalho sobre a catálise nas reações químicas.^[1] Ostwald desde estudante revelou-se interessado em diversas temáticas e na autoaprendizagem^[2]; foi professor de Química no Instituto Politécnico de Riga e na Universidade de Leipzig, contando-se entre os seus alunos mais famosos Arrhenius (Prémio Nobel em 1903), Van't Hoff (Prémio Nobel em 1901) e Nernst (Prémio Nobel em 1920)^[3].

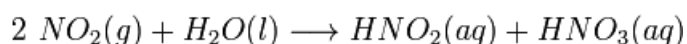
No processo de Ostwald,^[4] o amoníaco e o dióxigênio são inicialmente aquecidos a cerca de 800 °C para formar monóxido de azoto (reação catalisada por um catalisador de platina-ródio):



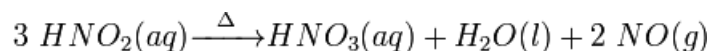
Seguidamente, o monóxido de azoto (antigamente designado “óxido nítrico”) é oxidado a dióxido de azoto, na ausência de qualquer catalisador:



Posteriormente, faz-se passar através da água o dióxido de azoto formado, resultando a formação de ácido nítrico e de ácido nitroso:



Por aumento de temperatura, o ácido nitroso, produzido anteriormente, também é convertido em ácido nítrico:



O monóxido de azoto, resultante deste passo final do processo de Ostwald, é reciclado, reintegrando-o no processo, especificamente no segundo passo da cadeia de reações.

O ácido nítrico é um dos ácidos inorgânicos mais importantes e é utilizado na produção de corantes, fertilizantes, explosivos, fármacos e outros. Por reação do ácido nítrico com amoníaco obtém-se nitrato de amónio que tem variadas aplicações como fertilizante, como herbicida, como explosivo, como propelente de foguetes, etc. O ácido nítrico é também bastante utilizado na nitração de compostos orgânicos, originando alguns dos mais conhecidos explosivos, como o trinitrotolueno (vulgarmente designado TNT) e a trinitroglicerina (vulgarmente conhecida por nitroglicerina)^[5].

Referências

1. A. Stwertka, *A guide to the elements*, 2nd edition, New York: Oxford University Press, 2002, **ISBN: 978-0-19-515026-1**.
2. F. J. Moore, *A History of Chemistry*, 1st edition, New York: McGraw-Hill Book Company, Inc., 1918.
3. Wilhelm Ostwald - Biography^[1], consultado em 29/03/2012.
4. R. Chang, *Chemistry*, 10th edition, Boston: McGraw-Hill, 2010, **ISBN: 978-0-07-351109-2**.
5. A. Jones, *Access to chemistry*, Cambridge, UK: Royal Society of Chemistry, 1999, **ISBN: 0-85404-564-3**.

Criada em 10 de Fevereiro de 2012

Revista em 29 de Março de 2012

Aceite pelo editor em 13 de Abril de 2012

Referências

- [1] http://www.nobelprize.org/nobel_prizes/chemistry/laureates/1909/ostwald-bio.html

Processo de Haber-Bosch

Referência : Ribeiro, D. (2012), WikiCiências, 3(04):0563

Autor: Daniel Ribeiro

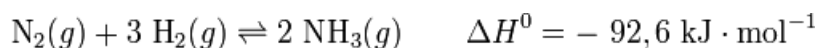
Editor: Jorge Gonçalves ^[1]

O **processo de Haber-Bosch** (por vezes designado simplesmente como processo de Haber) é um procedimento industrial de obtenção de amoníaco a partir de diazoto e di-hidrogénio no estado gasoso.^[1] Pelo desenvolvimento deste processo e pela sua industrialização, os químicos alemães Fritz Haber (1868 – 1934) e Carl Bosch (1874 – 1940) foram galardoados com o Prémio Nobel da Química, respetivamente, em 1918^[2] e 1931^[3].

Muito antes da Revolução Industrial, os agricultores já compreendiam as vantagens existentes em adubar os terrenos de cultivo. Na década de 1840 o químico alemão Justus von Liebig (1803 – 1873) apercebeu-se da importância do azoto na fertilização de terrenos agrícolas. Pelo facto de existirem poucos adubos naturais e ser necessário importar guano de ilhas do Oceano Pacífico, era necessário encontrar um processo que captasse o azoto atmosférico e o convertesse num composto que pudesse ser utilizado para a fertilização. Além disso, o amoníaco podia ser convertido em ácido nítrico, o precursor da pólvora e de outros explosivos, tais como o TNT e a nitroglicerina. No entanto, apesar de já se saber que o diazoto correspondia à maior parte do conteúdo da atmosfera terrestre, a química inorgânica ainda não tinha estabelecido um processo para o captar. Assim, quando em 1909 o químico alemão Fritz Haber conseguiu fixar o diazoto atmosférico em laboratório, a sua descoberta foi bastante interessante quer do ponto de vista económico, quer militar. Haber conseguiu produzir amoníaco utilizando ósmio como catalisador e um reator que aguentava uma pressão de 175 atm e uma temperatura de 550 °C.^[1]

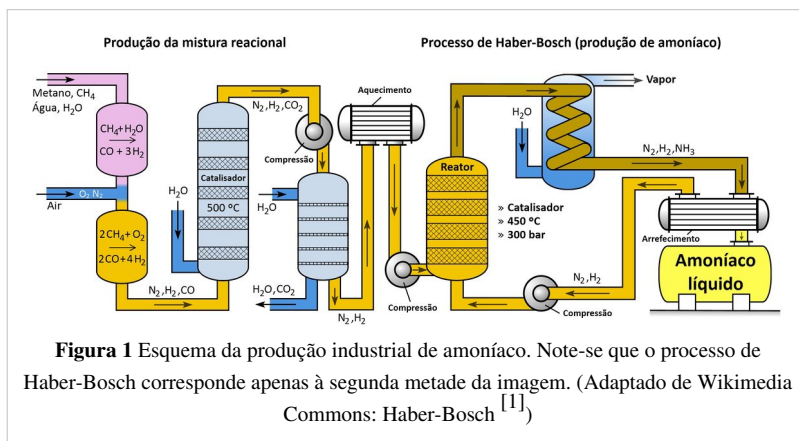
Esse trabalho fez com que o diretor da BASF enviasse dois dos seus melhores engenheiros para junto de Haber, o engenheiro metalúrgico Carl Bosch e o especialista em catálise Alwin Mittasch (1869 – 1953). Em 1910, Bosch recebeu instruções para industrializar o processo de obtenção de amoníaco e, em 1912, a primeira indústria piloto de obtenção de amoníaco pelo processo Haber-Bosch já produzia uma tonelada de amoníaco por dia.^[1] O processo de obtenção por este método permitiu sintetizar quase a totalidade de amoníaco necessário para a produção de fertilizantes. Além disso, o facto de o amoníaco poder ser convertido em compostos úteis na síntese de explosivos (TNT e nitroglicerina, por exemplo) fez com que a sua exploração tivesse ainda mais sucesso ao longo da Primeira Guerra Mundial.

A síntese do amoníaco pelo processo de Haber-Bosch pode ser resumida na seguinte equação química:



Analisando a equação acima, podem extrair-se duas grandes conclusões^[4]:

- Como 1 mole de N_2 reage com 3 moles de H_2 para originar 2 moles de NH_3 , é possível maximizar a produção de amoníaco se a reação ocorrer a pressões elevadas;
- Dada a natureza exotérmica da reação direta, quanto menor a temperatura do vaso reacional, maior será a produção de amoníaco.



Assim, das conclusões acima, compreende-se que o processo de Haber-Bosch deve ser realizado a pressões elevadas e à temperatura mais baixa possível. Neste sentido, o processo de Haber-Bosch original deve ser realizado a uma pressão de cerca de 200 bar e uma temperatura entre 500 °C e 600 °C.^[5,6] A catálise deste processo deve ser feita com ferro, óxido de alumínio ou óxido de potássio.^[7]

O processo de remoção do amoníaco resulta dos diferentes pontos de ebulição dos componentes no vaso reacional. Como o amoníaco possui um ponto de ebulição mais elevado que o do diazoto e o do di-hidrogénio, é possível condensar apenas o amoníaco, reciclando o diazoto e o di-hidrogénio gasosos que ainda não reagiram. Em Portugal, este processo de obtenção de amoníaco foi utilizado, até dezembro de 2008, na empresa industrial Amoníaco de Portugal, S.A.^[8].

Referências

1. F. Aftalion, *A history of the international chemical industry*, 2nd edition, Philadelphia, PA: Chemical Heritage Press, 2001, **ISBN: 978-0-94-190129-1**.
2. Nobel Lecture: The synthesis of ammonia from its elements ^[2], consultado em 03/04/2012.
3. Nobel Lecture: The development of the chemical high pressure method during the establishment of the new ammonia industry ^[3], consultado em 03/04/2012.
4. R. Chang, *Chemistry*, 10th edition, Boston: McGraw-Hill, 2010, **ISBN: 978-0-07-351109-2**.
5. L. Lloyd, *Handbook of industrial catalysts*, New York: Springer, 2011, **ISBN: 978-0-387-49962-8**.
6. A. Stwertka, *A guide to the elements*, 2nd edition, New York: Oxford University Press, 2002, **ISBN: 978-0-19-515026-1**.
7. A. Jones, *Access to chemistry*, Cambridge, UK: Royal Society of Chemistry, 1999, **ISBN: 0-85404-564-3**.
8. C. Corrêa, F. P. Basto, N. Almeida, *Química no Mundo Real*, 1^a edição, Porto: Porto Editora, 2008, **ISBN: 978-972-0-42249-1**.

Criada em 10 de Fevereiro de 2012

Revista em 04 de Abril de 2012

Aceite pelo editor em 13 de Abril de 2012

Referências

- [1] <http://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/2/24/Haber-Bosch.svg>
[2] http://www.nobelprize.org/nobel_prizes/chemistry/laureates/1918/haber-lecture.pdf
[3] http://www.nobelprize.org/nobel_prizes/chemistry/laureates/1931/bosch-lecture.pdf
-

Acontecimentos disjuntos

Referência : Graça Martins, E. (2012), WikiCiências, 3(09):0681

Autor: Maria Eugénia Graça Martins

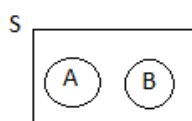
Editor: José Francisco Rodrigues

Dois acontecimentos dizem-se **acontecimentos disjuntos** quando não se podem verificar simultaneamente, em qualquer experiência aleatória.

Pode-se dizer que os acontecimentos A e B são **disjuntos**, quando a realização de um implica (ver operações com acontecimentos) a não realização do outro. O resultado da interseção de dois acontecimentos A e B disjuntos é o acontecimento impossível

$$\{\rm{A}} \cap \{\rm{B}} = \emptyset$$

Num diagramas de Venn, os acontecimentos A e B disjuntos podem apresentar-se da seguinte forma



Considere-se, por exemplo, a experiência aleatória que consiste em verificar o número de pintas da face que fica virada para cima quando se lança um dado. Os acontecimentos “Saída de um número menor que 3” e “Saída de um número maior que 3” são disjuntos.

Os acontecimentos **disjuntos** também se designam por **incompatíveis** ou **mutuamente exclusivos**.

Ver

- Operações com conjuntos
 - Operações com acontecimentos.
-

Criada em 02 de Abril de 2012

Revista em 10 de Maio de 2012

Aceite pelo editor em 24 de Setembro de 2012

Deslocamento

Referência : de Araújo, M. (2012), WikiCiências, 3(04):0565

Autor: Mariana de Araújo

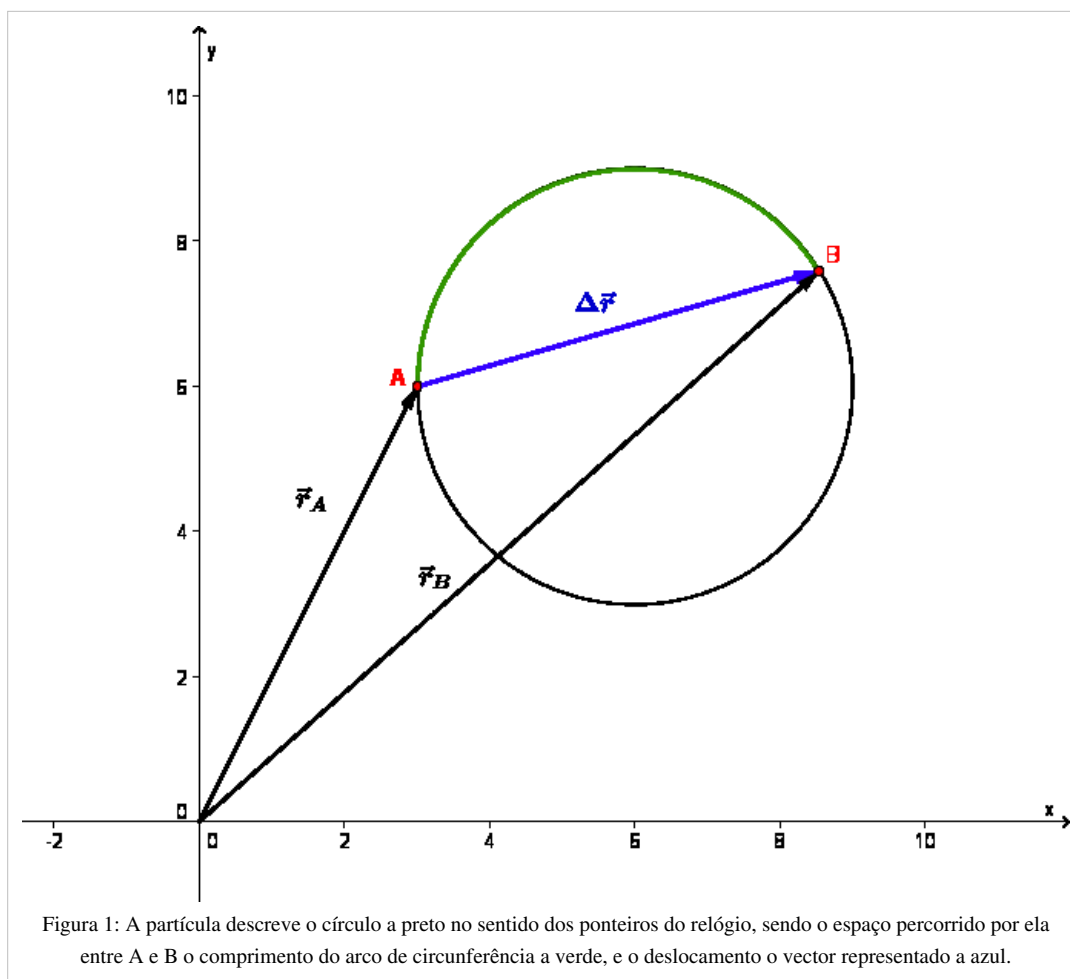
Editor: Joaquim Agostinho Moreira ^[1]

O deslocamento de uma partícula entre dois pontos A e B da sua trajetória, percorrida de A para B, é o vector com origem no ponto A e extremidade no ponto B:

$$\Delta\vec{r} = \vec{r}_B - \vec{r}_A$$

O módulo do vector deslocamento corresponde à distância entre os pontos A e B, e é, em geral, diferente do espaço percorrido pela partícula. Se, por exemplo, a partícula sair de um ponto A até um ponto B e voltar a A, o deslocamento total é nulo, apesar de o espaço percorrido não o ser.

Na fig. 1 está ilustrada a trajetória de uma partícula que descreve uma circunferência no plano xy, no sentido dos ponteiros do relógio. De A para B a partícula desloca-se pelo arco de circunferência a verde, sendo o espaço percorrido por esta o comprimento do arco, mas o módulo do vector deslocamento é o comprimento do vector $\Delta\vec{r}$ que une A e B, a azul.



Criada em 29 de Julho de 2011

Revista em 19 de Abril de 2012

Aceite pelo editor em 19 de Abril de 2012

Referências

[1] http://www.fc.up.pt/fcup/contactos/ficha_pessoal.php?login=jamoreir

Comburente

Referência : Ribeiro, D. (2012), WikiCiências, 3(04):0566

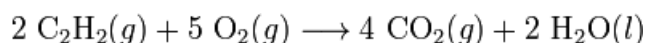
Autor: Daniel Ribeiro

Editor: Jorge Gonçalves ^[1]

Comburente é um elemento ou composto químico susceptível de provocar a oxidação ou combustão de outras substâncias,^[1] ou seja, é qualquer substância que permite que o combustível seja consumido na reação (alimenta uma combustão). Sem a existência de um comburente, um combustível nunca pode ser consumido numa reação química de combustão.

Desde 1 de dezembro de 2010, decretado pelo Regulamento Europeu 1272/2008^[2] relativo à classificação, rotulagem e embalagem de substâncias e misturas, que altera e revoga as Directivas 67/548/CEE e 1999/45/CE, e altera o Regulamento (CE) n.º 1907/2006, a indicação de que um produto é comburente faz-se com um novo pictograma simples, preciso e universal (ver figura 1). Este símbolo é usado para classificar os produtos que são capazes de causar ou alimentar um incêndio ou explosão quando entram em contato com substâncias inflamáveis.

As combustões são reações de oxidação-redução^[3] em que o comburente é a espécie química oxidante. Tome-se, como exemplo, a combustão do acetileno (ou etino) traduzida pela seguinte equação química



Neste exemplo, verifica-se que os átomos no dioxigénio possuem número de oxidação igual a 0 e que, nos produtos da reacção, os átomos de oxigénio passam a ter número de oxidação igual a -2 , ou seja, o comburente dioxigénio actuou como oxidante.

A percentagem mínima de dioxigénio para que se mantenha uma combustão depende do combustível em questão. Para além do dioxigénio, há outros gases que podem comportar-se como comburentes para determinados combustíveis. Alguns exemplos são^[1]:

- O hidrogénio (combustível) arde no seio do cloro (comburente).
- Os metais dos dois primeiros grupos da Tabela Periódica (lítio, sódio, potássio, magnésio, etc.) ardem no seio do vapor de água (comburente)
- O cobre arde no seio do vapor de enxofre (comburente).
- O magnésio ou o titânio, se finamente divididos, podem arder em atmosferas de gases pouco reativos, como o dióxido de carbono e o diazoto.

Como não há combustão sem um comburente, uma das formas de eliminar um fogo é por abafamento, isto é, impedindo a interação entre o combustível e o comburente. Assim, em combustões de materiais inflamáveis que



queimam somente à superfície sem deixar resíduos, como os óleos, as tintas, os vernizes e os líquidos petrolíferos, usa-se o sistema de abafamento por extintor de espumas que podem ser de dois tipos: espuma mecânica e espuma química.^[1]

A palavra comburente deriva do latim (particípio passado do verbo *comburare*, queimar, destruir pelo fogo) e aplica-se somente às combustões. Em inglês utiliza-se a expressão *oxidizing agent* que tem um significado químico mais amplo e mais actual.

Referências

1. A. Guerra, J. Coelho e R. Leitão, *Fenomenologia da combustão e extintores*, Vol. VII, 2ª edição, Sintra: Escola Nacional de Bombeiros, 2006, **ISBN: 972-8792-23-9**.
2. Regulamento (CE) n.º 1272/2008 do Parlamento Europeu e do Conselho, de 16 de dezembro de 2008 ^[1], *Jornal Oficial da União Europeia*, consultado em 05/04/2012.
3. R. Chang, *Chemistry*, 10th edition, Boston: McGraw-Hill, 2010, **ISBN: 978-0-07-351109-2**.

Criada em 10 de Fevereiro de 2012

Revista em 16 de Abril de 2012

Aceite pelo editor em 24 de Abril de 2012

Referências

- [1] <http://eur-lex.europa.eu/LexUriServ/LexUriServ.do?uri=OJ:L:2008:353:0001:1355:pt:PDF>
-

Fontes e Editores da Página

Processos físicos de separação *Fonte:* <http://wikiciencias.casadasciencias.org/wiki/index.php?oldid=13376> *Contribuidores:* Jmgoncalves

Número de oxidação *Fonte:* <http://wikiciencias.casadasciencias.org/wiki/index.php?oldid=24369> *Contribuidores:* Admin

Processo de Ostwald *Fonte:* <http://wikiciencias.casadasciencias.org/wiki/index.php?oldid=13496> *Contribuidores:* Jmgoncalves

Processo de Haber-Bosch *Fonte:* <http://wikiciencias.casadasciencias.org/wiki/index.php?oldid=13497> *Contribuidores:* Jmgoncalves

Acontecimentos disjuntos *Fonte:* <http://wikiciencias.casadasciencias.org/wiki/index.php?oldid=17626> *Contribuidores:* Admin

Deslocamento *Fonte:* <http://wikiciencias.casadasciencias.org/wiki/index.php?oldid=13765> *Contribuidores:* Jamoreir

Comburente *Fonte:* <http://wikiciencias.casadasciencias.org/wiki/index.php?oldid=14036> *Contribuidores:* Jmgoncalves

Fontes, Licenças e Editores da Imagem

Image:Organização da Matéria.jpg Fonte: http://wikiciencias.casadasciencias.org/wiki/index.php?title=Ficheiro:Organização_da_Matéria.jpg Licença: desconhecido Contribuidores: Daniel.ribeiro

Image:Número de oxidação médio.jpg Fonte: http://wikiciencias.casadasciencias.org/wiki/index.php?title=Ficheiro:Número_de_oxidação_médio.jpg Licença: desconhecido Contribuidores: Daniel.ribeiro

Image:Cloro e números de oxidação.jpg Fonte: http://wikiciencias.casadasciencias.org/wiki/index.php?title=Ficheiro:Cloro_e_números_de_oxidação.jpg Licença: desconhecido Contribuidores: Daniel.ribeiro

Image:Esquema da produção industrial de amoníaco.jpg Fonte: http://wikiciencias.casadasciencias.org/wiki/index.php?title=Ficheiro:Esquema_da_produção_industrial_de_amoníaco.jpg Licença: desconhecido Contribuidores: Daniel.ribeiro

Ficheiro:Img_Acontecimento_disjuntos.png Fonte: http://wikiciencias.casadasciencias.org/wiki/index.php?title=Ficheiro:Img_Acontecimento_disjuntos.png Licença: desconhecido Contribuidores: Megm

Ficheiro:Deslocamento.png Fonte: <http://wikiciencias.casadasciencias.org/wiki/index.php?title=Ficheiro:Deslocamento.png> Licença: desconhecido Contribuidores: Marianaraujo

Image:Pictograma - Comburente.jpg Fonte: http://wikiciencias.casadasciencias.org/wiki/index.php?title=Ficheiro:Pictograma_-_Comburente.jpg Licença: desconhecido Contribuidores: Daniel.ribeiro

Licença

Creative Commons - Atribuição - Uso Não Comercial - Partilha nos Mesmos Termos
<http://creativecommons.org/licenses/by-nc-sa/3.0/>
