



Prof. Ricardo Honda

<http://www.professorhonda.com.br>

Resumão do Hondinha

Reações químicas

“Em uma reação química ocorre a transformação de substâncias com determinadas propriedades iniciais (reagentes) em outras com propriedades diferentes (produtos). As principais reações envolvendo as funções inorgânicas são classificadas em reações de adição (síntese), de decomposição (análise), de deslocamento (simples troca) e de dupla troca”.

Reações químicas

Todos os dias ocorrem reações químicas, não só ao nosso redor, mas também no nosso organismo, de tal maneira que se pode dizer que a manutenção da vida depende de uma série de reações.

Essas reações podem ser representadas por equações químicas, as quais envolvem reagentes e produtos, que, por sua vez, são representados por fórmulas.

Reagentes → Produtos

As equações químicas podem nos fornecer outras informações, tais como:

- gás (g), vapor (v), líquido (l), sólido (s), cristal (c);
- presença de moléculas ou íons em solução aquosa (aq);
- desprendimento de gás (↑)
- formação de precipitado (↓)
- necessidade de aquecimento (Δ)
- presença de luz (λ)
- ocorrência de reações reversíveis (⇌)

É importante destacar que tais equações precisam estar devidamente balanceadas, ou seja, o número total de átomos dos reagentes deve ser igual ao número total de átomos dos produtos.

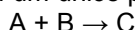
Há várias maneiras de classificar as reações. Uma delas relaciona o número de substâncias que reagem e o número de substâncias produzidas. De acordo com esse critério, podemos ter os seguintes tipos de reação:

- Reações de adição (ou síntese);
- Reações de decomposição (ou análise);
- Reações de deslocamento (ou simples troca);
- Reações de dupla troca.

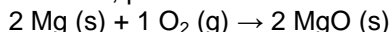
Os dois primeiros tipos de reação serão estudados nesta aula. As reações de deslocamento serão estudadas na Aula 12 e as reações de dupla troca serão estudadas na Aula 13.

Reações de adição (ou síntese)

Quando duas ou mais substâncias originam um único produto.



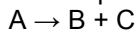
Exemplo: O magnésio reage com o oxigênio do ar, produzindo óxido de magnésio:



Essa reação é utilizada em *flashes* fotográficos descartáveis e foguetes sinalizadores.

Reações de decomposição (ou análise)

Quando uma única substância origina dois ou mais produtos.

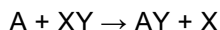


Exemplo: Um composto de sódio, NaN_3 (s), é utilizado nos *air-bags* – dispositivos de segurança presentes em muitos automóveis. Quando esses dispositivos são acionados, a rápida decomposição do NaN_3 (s) origina N_2 (g), e esse gás infla os *air-bags*.

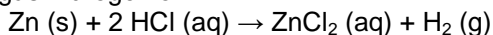


Reações de deslocamento (simples troca)

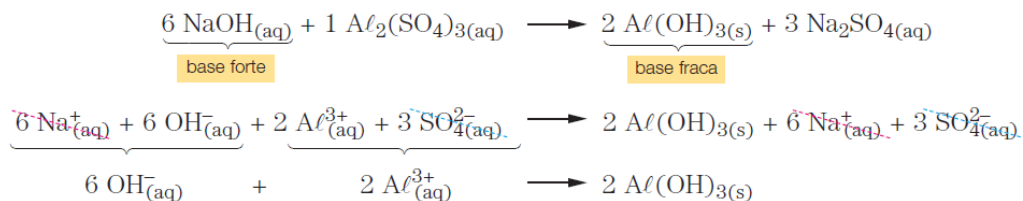
Quando uma substância simples reage com uma composta, originando uma nova substância simples e outra composta.



Exemplo: Quando introduzimos uma lâmina de zinco numa solução aquosa de ácido clorídrico, ocorre a formação de cloreto de zinco e a liberação do gás hidrogênio:



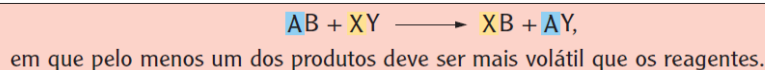
Dizemos, então, que o zinco deslocou o hidrogênio.



Essa reação é facilmente perceptível a olho nu, pois ocorre a formação de hidróxido de alumínio, uma base insolúvel e, portanto, fraca, que se apresenta na solução na forma de flocos, sendo este fenômeno denominado floculação.

Formação de um produto mais volátil

Nesse caso devemos ter:



Uma das reações mais comuns que satisfaz essa condição ocorre quando se adiciona um ácido a um sal do tipo carbonato (CO_3^{2-}) ou bicarbonato (HCO_3^-).

Um dos produtos formados é o ácido carbônico (H_2CO_3), muito instável e fraco, que se decompõe liberando gás carbônico (CO_2).

Essas reações podem ser genericamente representadas por:

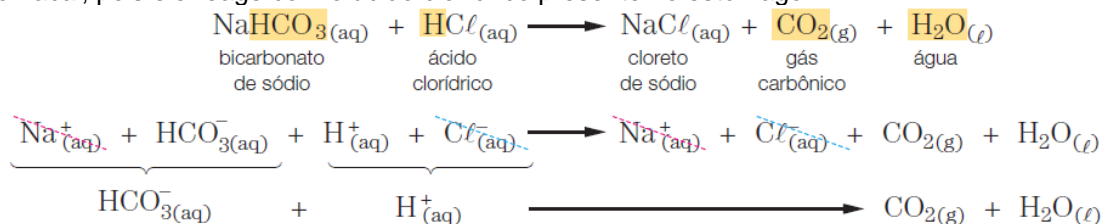
• ácido + carbonato



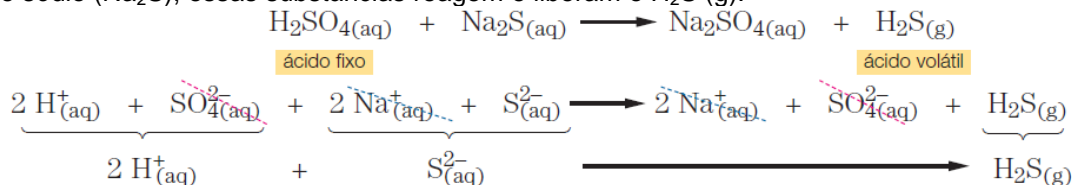
• ácido + bicarbonato



Esse tipo de reação ocorre, por exemplo, quando se usa o bicarbonato de sódio (NaHCO_3) para diminuir a acidez estomacal, pois ele reage com o ácido clorídrico presente no estômago:



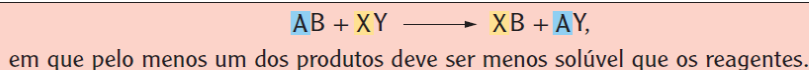
Quando gotejamos, por exemplo, uma solução aquosa de ácido sulfúrico (H_2SO_4) a outra solução aquosa de sulfeto de sódio (Na_2S), essas substâncias reagem e liberam o H_2S (g):



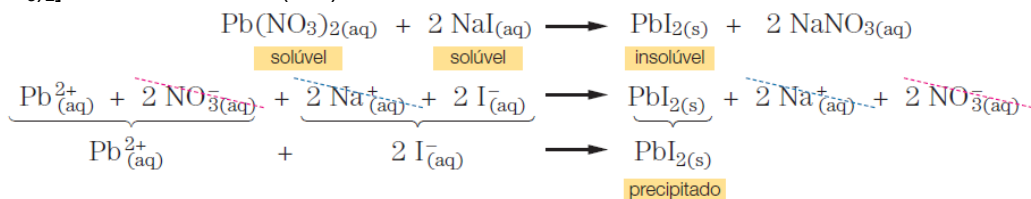
A ocorrência dessa reação nem sempre é perceptível a olho nu, mas pode ser percebida pelo odor característico do H_2S (g): ovos podres.

Formação de um produto menos solúvel ou insolúvel

Nesse caso devemos ter:



Um exemplo dessa reação pode ser observado quando misturamos duas soluções aquosas de nitrato de chumbo [$\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$] e iodeto de sódio (NaI):



A ocorrência dessa reação é perceptível a olho nu, pois forma-se um precipitado.

Neutralização total

Quando a quantidade de íons H^+ é igual à quantidade de íons OH^- , ocorre a neutralização total do ácido e da base, o que pode ser representado por:



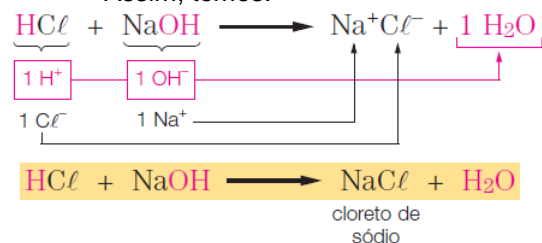
Veja, a seguir, alguns exemplos de neutralização total, com a formação dos respectivos sais.

Ácido nítrico + hidróxido de sódio

$HCl \rightarrow H^+ + Cl^-$ (cada molécula de HCl produz 1 H^+).

$NaOH \rightarrow Na^+ + OH^-$ (cada fórmula OH^- produz 1 OH^-).

Assim, temos:

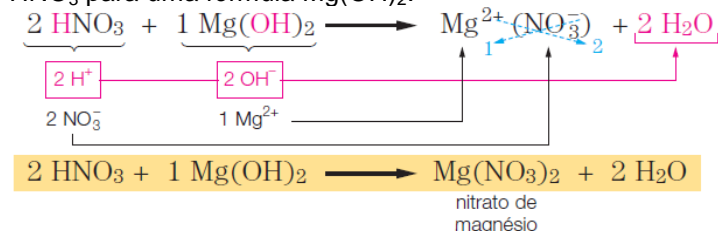


Ácido nítrico + hidróxido de magnésio

$HNO_3 \rightarrow H^+ + NO_3^-$ (cada molécula de HNO_3 produz 1 H^+).

$Mg(OH)_2 \rightarrow Mg^{2+} + 2 OH^-$ (cada fórmula $Mg(OH)_2$ produz 2 OH^-).

Para neutralizar 2 OH^- , necessitamos de 2 H^+ , ou seja, a reação ocorre na proporção de duas moléculas HNO_3 para uma fórmula $Mg(OH)_2$.



Assim, em toda reação de neutralização total ocorre a formação de um sal normal ou neutro.

pH e Indicadores ácido-base

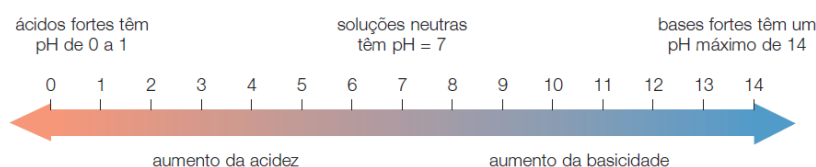
Indicadores são substâncias que mudam de cor em função do meio ser ácido ou básico.

A maioria dos indicadores usados em laboratório são artificiais; porém, alguns são encontrados na natureza, como o tornassol, que é extraído de certos líquens. No nosso dia-a-dia, encontramos esses indicadores presentes em várias espécies: no repolho roxo, na beterraba, nas pétalas de rosas vermelhas, no chá-mate, nas amoras etc., sendo sua extração bastante fácil.

A tabela a seguir mostra os indicadores mais usados em laboratórios e as cores que adquirem, se em presença de um ácido ou de uma base.

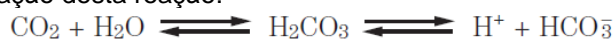
	Tornassol	Fenolftaleína	Alaranjado de metila	Azul de bromotimol
Ácido	rosa	incolor	vermelho	amarelo
Base	azul	vermelho	amarelo	azul

Uma escala numérica, conhecida por escala de pH, indica se o meio é ácido ou básico, bem como a intensidade da força do ácido e da base.



O caráter ácido do CO_2

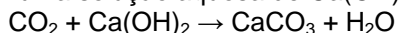
A água mineral e os refrigerantes gaseificados contêm gás carbônico, que reage com a água, produzindo um meio ácido. Observe a equação desta reação:



O CO_2 é mais solúvel em água quando submetido a altas pressões. Por esse motivo, se deixarmos uma garrafa de refrigerante aberta, parte do CO_2 escapa, tornando o refrigerante "choco", ou seja, menos ácido.

O CO₂ sólido é conhecido como gelo-seco e apresenta a propriedade da sublimação, sendo usado como recurso cênico em filmes de terror e *shows* de *rock*.

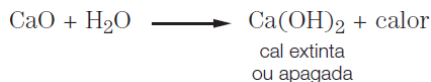
Como o CO₂ é um óxido ácido e reage com bases, produzindo sal e água, podemos identificar sua presença no ar expirado, borbulhando-o numa solução aquosa de Ca(OH)₂ (água de cal):



A solução torna-se turva pela presença do sal insolúvel, o CaCO₃.

O caráter básico do CaO

Na preparação da argamassa, a cal viva ou virgem (CaO) é misturada à água, ocorrendo uma reação que libera grande quantidade de calor:



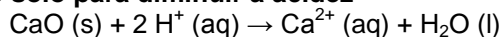
A cal virgem é obtida pelo aquecimento do CaCO₃, que é encontrado na natureza como constituinte do mármore, do calcário e da calcita:



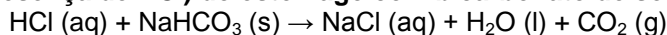
Em regiões agrícolas de solo ácido, a cal viva pode ser usada para diminuir sua acidez.

Reações importantes

Adição de cal (óxido de cálcio) no solo para diminuir a acidez

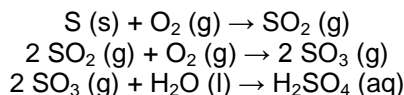


Neutralização da acidez (presença de HCl) do estômago com bicarbonato de sódio

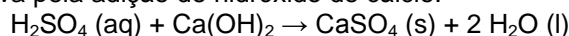


Redução dos efeitos da chuva ácida em centro urbano

- Formação da chuva ácida:



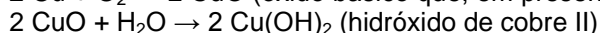
- Neutralização da acidez da chuva pela adição de hidróxido de cálcio:



Reações com oxigênio

O oxigênio é um não metal bastante reativo que reage com quase todos os elementos químicos. Essas reações produzem vários tipos de óxidos.

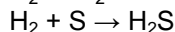
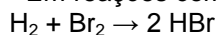
Exemplos:



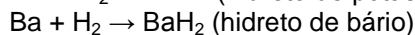
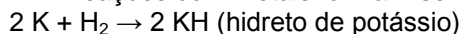
Reações com hidrogênio

- O hidrogênio reage com metais e não metais formando os hidretos.

- Em reações com não metais formam-se hidretos gasosos, que são moleculares e de caráter ácido.

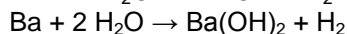
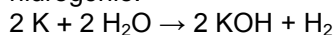


- Em reações com metais formam-se hidretos sólidos, iônicos e de caráter básico.



Reações com a água

Metais alcalinos e alcalino-terrosos reagem com água formando os respectivos hidróxidos e liberando gás hidrogênio.



Formação da ferrugem

Na formação da ferrugem, ocorre a oxidação do ferro e redução do oxigênio. A soma das duas equações leva à equação geral da formação da ferrugem: $2 \text{Fe} + \text{O}_2 + 2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{Fe(OH)}_2$.

Geralmente o Fe(OH)₂ (hidróxido de ferro II) é oxidado a Fe(OH)₃ (hidróxido de ferro III), que é muitas vezes representado por Fe₂O₃ · 3 H₂O. A presença de ions em contato com o ferro facilita sua oxidação, por isso em regiões litorâneas (possuem maior concentração de sais) a ferrugem aparece com maior frequência.