

AULA 1 – REAÇÃO DE SÍNTESES E DECOMPOSIÇÃO

Reação de Síntese

A reação de síntese ocorre quando dois ou mais reagentes, sob determinadas condições, geram um único produto ao final da reação.

Genericamente, temos: $A + B + \dots \rightarrow C$

Exemplos de reação de síntese:

- **Síntese da Água:** $H_2(g) + \frac{1}{2} O_2(g) \rightarrow H_2O(g)$
- **Síntese da Amônia:** $N_2(g) + 3 H_2(g) \rightarrow 2 NH_3(g)$

Reação de Decomposição

Na reação de decomposição (também chamada de análise), ao contrário da reação de síntese, temos um único reagente gerando dois ou mais produtos sob determinadas condições.

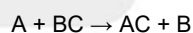
Genericamente, temos: $X \rightarrow Y + Z + \dots$

Exemplos de reação de decomposição/ análise:

- **Decomposição do Peróxido de Hidrogênio:** $H_2O_2(aq) \rightarrow H_2O(l) + \frac{1}{2} O_2(g)$
- **Decomposição Térmica do Carbonato de Cálcio:** $CaCO_3(s) \rightarrow CaO(s) + CO_2(g)$
-

AULA 2 – REAÇÃO DE SIMPLES TROCA (METAIS/H)

A reação de simples troca, também chamada de deslocamento, ocorre entre um átomo que se encontra “sozinho” com uma substância que se encontra ligada. Podemos representar a reação de simples troca da seguinte maneira:



Note pelo exemplo acima que a substância “A” descola o elemento “B” assumindo assim sua posição e formado um novo composto de fórmula “AC”. Para que isto ocorra, ou seja, para que a reação de simples troca ocorra, a substância que se encontra “sozinha” tem de ser mais reativa em relação ao elemento que ela quer descolar. Geralmente o deslocamento ocorre entre metal/ metal ou metal/ H e ametal/ ametal.

No estudo das reações de deslocamento, devemos ter em mente as filas de reatividades para saber se uma determinada reação poderá ou não ocorrer.

Fila de Reatividade Metal/H

Em ordem decrescente de reatividade, temos:

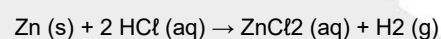
Metais Alcalinos > Metais Alcalinos Terrosos > Metais Comuns > H > Metais Nobres

Fila de Reatividade Ametal/ Ametal

$F > O > Cl > Br > I > S > C > P > H$

Exemplos de Reações de Deslocamento

Zinco metálico e Ácido Clorídrico



Esta reação ocorre devido a maior reatividade do zinco em comparação ao hidrogênio que está ligado ao cloro na molécula de ácido clorídrico

Ouro metálico e Ácido Clorídrico

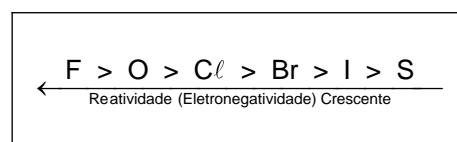


Esta reação não ocorre pois o ouro não é capaz de deslocar o hidrogênio do ácido clorídrico devido a sua menor reatividade

AULA 3 – REAÇÃO DE SIMPLES TROCA (AMETAIS)

A reação de simples troca ou deslocamento também pode ocorrer entre ametais. A ideia de como ocorre a reação é exatamente a mesma para o caso dos metais, ou seja, o elemento que forma a substância simples precisa ser **mais reativo** em relação ao elemento da substância composto que deseja-se deslocar.

Para os ametais temos a seguinte fila de reatividade:



Vale lembrar que os ametais (não-metais) tem tendência para recebimento de elétrons e assim podemos dizer que são reduzidos na reação, atuando como agentes oxidantes.

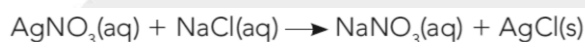
AULA 4 – REAÇÃO DE DUPLA TROCA

A reação de dupla troca ocorre entre duas substâncias compostas e para ocorrência devemos observar as seguintes situações em relação aos produtos:

Os produtos devem ser:

- *Mais fracos em relação aos reagentes* – quando tratamos de ácidos e bases, por exemplo
- *Mais voláteis em relação aos reagentes*
- *Menos solúveis em relação aos reagentes* – principalmente na formação de sais

Observe a reação abaixo:

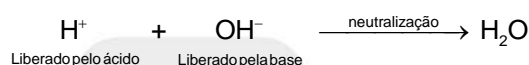


Esta reação ocorre devido a formação de um produto insolúvel quando (AgCl).

AULA 5 – REAÇÃO DE ÁCIDO-BASE

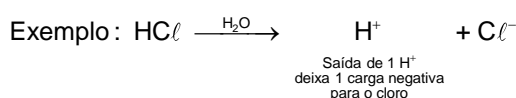
As reações de ácido-base são as mais importantes no estudo da química.

Devemos lembrar que os ácidos, segundo a teoria de Arrhenius, são aqueles que liberam íons H^+ em solução aquosa, enquanto as bases (pela mesma teoria) são aqueles que liberam íons OH^- . Estes dois íons reagem entre si para formar água, numa reação denominada de neutralização ácido-base.



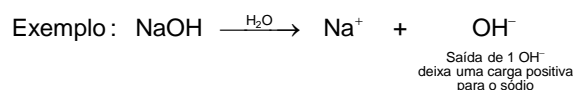
É evidente que numa reação de neutralização ácido-base também é gerado um sal. É extremamente importante saber formular o sal resultante. Para isso, temos a seguinte dica:

- Um ácido, ao liberar o íon H^+ , deixa para trás um ânion. A carga do ânion equivale a quantidade de íons H^+ liberados.



Podemos pensar da mesma maneira para as bases:

- Uma base, ao liberar o íon OH^- , deixa para trás um cátion. A carga do cátion equivale a quantidade de íons OH^- liberados.



Lembrando que na formulação do sal o cátion sempre vem antes do ânion, na reação de neutralização de HCl por NaOH, forma-se o cloreto de sódio - NaCl.

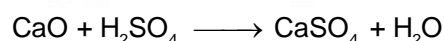
AULA 6 – REAÇÃO COM ÓXIDOS

Os óxidos podem reagir com água gerando como produto um ácido ou uma base. Sendo assim, os óxidos possuem também a capacidade de reagir diretamente com ácidos ou bases.

Isto depende da característica do óxido em estudo.

Óxido iônicos são geralmente óxidos básicos, pois reagem com água gerando bases. Como consequência, os óxidos básicos reagem com ácidos, neutralizando-os.

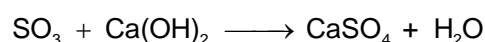
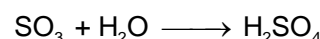
Exemplo:



Atenção: Para facilitar o equacionamento da reação entre o óxido e o ácido, como visto no exemplo acima, faça a reação do ácido com a base que o óxido forma.

Por outro lado, os óxidos covalentes são em muitos casos óxidos ácidos, devido à formação de um ácido quando aqueles reagem com água. Portanto, os óxidos ácidos reagem diretamente com bases, neutralizando-as.

Exemplo:



Atenção: Para facilitar o equacionamento da reação entre um óxido ácido e uma base, faça a reação da base com o ácido que o óxido forma. Desta maneira é uma mais simples de visualizar a reação e seus produtos.

AULA 7 – REAÇÃO DE COMBUSTÃO

As reações de combustão são aquelas que nos reagentes encontramos um combustível e o gás oxigênio, chamado de comburente, e que ao se processar libera energia na forma de calor, ou seja, é uma reação exotérmica.

Exemplos:

- Combustão do gás hidrogênio (H₂)

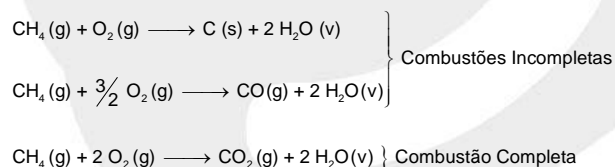
$$\text{H}_2(\text{g}) + \frac{1}{2} \text{O}_2(\text{g}) \longrightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{g})$$
 - Combustão de carvão (C)

$$\text{C}(\text{s}) + \frac{1}{2} \text{O}_2(\text{g}) \longrightarrow \text{CO}(\text{g})$$
- $$\text{C}(\text{s}) + \text{O}_2(\text{g}) \longrightarrow \text{CO}_2(\text{g})$$

Note que na reação de combustão do carbono, dependendo da quantidade de oxigênio, podemos ter dois produtos diferentes.

Quando a quantidade de oxigênio é limitante no processo de combustão, temos uma combustão incompleta, com liberação de menor quantidade de energia.

Observe o exemplo da combustão do gás metano (CH₄):



Em grande verdade, num processo de combustão, as três reações podem ocorrer.

Forma-se como produtos o carbono fuligem, o monóxido de carbono e também o dióxido de carbono.

Para facilitar o estudo das reações de combustão e seus equacionamentos, devemos sempre ter em mente que numa reação de combustão completa:

- Se o reagente contém carbono, forma-se CO₂ como produto;
- Se o reagente contém hidrogênio, forma-se H₂O como produto.