ESCOLA BÁSICA E SECUNDÁRIA DA CALHETA

Física e Química A – 11.º Ano

Resumo Q2.2

Domínio 2: Reações em sistemas aquosos / 2.1: Reações de oxidação-redução

2.2.1. Conceitos de oxidação-redução.

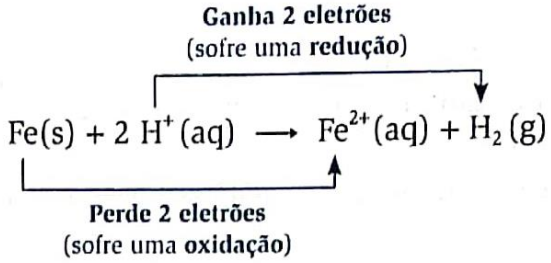
2.2.2. Força relativa de oxidantes e redutores

1 CARACTERIZAÇÃO DAS REAÇÕES DE OXIDAÇÃO-REDUÇÃO

OXIDANTES E REDUTORES

As reações de oxidação-redução (ou redox) são reações em que há transferência de eletrões entre espécies químicas.

O processo de **oxidação** é aquele em que uma espécie química perde eletrões, enquanto o processo de **redução** é aquele em que uma espécie química ganha eletrões.



Uma reação deste tipo pode ser desdobrada em duas semiequações:

Semiequação de oxidação: $Fe(s) \longrightarrow Fe^{2+}(aq) + 2$ eletrões

Semiequação de redução: $2\ H^{+}(aq) + 2$ eletrões $\longrightarrow H_2(g)$

Os processos de oxidação e de redução não podem ocorrer isolados, ou seja, se uma substância se oxida, tem que estar na presença de uma outra substância que se reduz.

Uma espécie química só pode ser reduzida se existir, no meio reacional, outra espécie que se oxide. Sendo assim:

- a espécie que se oxida chama-se **espécie redutora**, uma vez que oxida provocando a redução da outra;
- a espécie que se reduz chama-se **espécie oxidante**, porque ao reduzir-se, provoca a oxidação da outra.

EXEMPLO

$$Fe(s) + Cu^{2+}(aq) \longrightarrow Cu(s) + Fe^{2+}(aq)$$

- **Fe(s)** ⟶ sofre uma oxidação ⟶ é a **espécie oxidada** ⟶ é oxidado pelo $Cu^{2+}(aq)$ ⟶ logo, o $Cu^{2+}(aq)$ é o oxidante;
- **$Cu^{2+}(aq)$** ⟶ sofre uma redução ⟶ é a **espécie reduzida** ⟶ é reduzido pelo Fe(s) ⟶ logo, o Fe(s) é o redutor;

Neste tipo de reação, as espécies convertem-se umas nas outras por captação ou cedência de eletrões, constituindo um **par conjugado de oxidação-redução**, que se escreve na forma *oxidante/redutor*.

Assim, da equação anterior definem-se dois pares conjugados de oxidação-redução: $Fe^{2+}(aq)$ / Fe(s) e $Cu^{2+}(aq)$ / Cu(s).

NÚMEROS DE OXIDAÇÃO

Para facilitar a identificação das reações de oxidação-redução recorre-se ao conceito de número de oxidação.

Numa ligação iónica considera-se o número de eletrões que cada átomo ganha ou perde para formar a respetiva ligação. No caso da ligação covalente recorre-se à carga elétrica que um átomo de um elemento iria adquirir se os eletrões da cada ligação fossem totalmente atribuídos ao elemento mais eletronegativo.

Para a determinação do número de oxidação deve ter-se em conta as regras seguintes:

1. Nas substâncias elementares, o número de oxidação de elementos é sempre zero.
2. Nos iões monoatómicos, o número de oxidação do elemento é sempre igual à carga do ião.
3. Nas substâncias compostas, o número de oxidação do oxigénio é igual a – 2, exceto nos peróxidos, que é – 1.
4. Nas substâncias compostas, o hidrogénio apresenta número de oxidação + 1, exceto nos hidretos, em que é – 1.
5. Nas moléculas, a soma dos números de oxidação de todos os átomos presentes é igual a 0.
6. Nos iões poliatómicos, a soma dos números de oxidação de todos os átomos é igual à carga do ião.

As reações de oxidação-redução são transformações químicas em que ocorre simultaneamente um aumento e uma diminuição do número de oxidação.

– **oxidação:** aumento do número de oxidação;
– **redução:** diminuição do número de oxidação.

O acerto deste tipo de equação tem que obedecer a dois princípios:

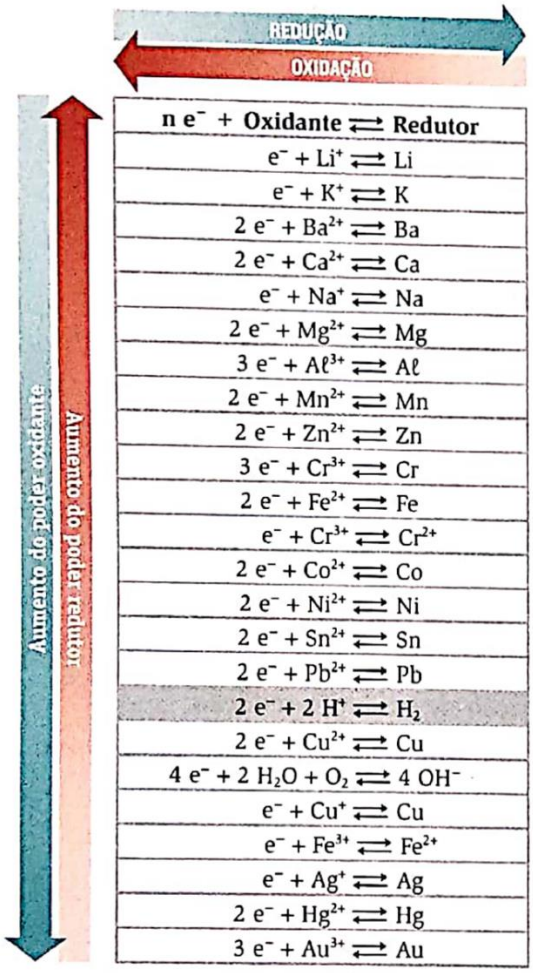
– **acerto em termos de massa**: o número total de átomos de cada elemento tem de ser igual nos dois membros;
– **acerto em termos de carga**: o número de eletrões envolvido na reação de oxidação e na reação de redução tem que ser igual.

REAÇÃO ÁCIDO-METAL

Quando um metal sólido entra em contacto com um ácido, verifica-se a libertação de hidrogénio gasoso, H_2, ocorre uma reação ácido-metal, em que se verifica uma oxidação do metal e, consequentemente, a redução dos iões H^+, provenientes do ácido.

Um exemplo de reação de oxidação-redução é a reação que ocorre entre um ácido e um metal. O metal é oxidado na presença de um ácido se o poder redutor desse metal for superior ao do hidrogénio gasoso.

2 FORÇA RELATIVA DE OXIDANTES E REDUTORES



$n\ e^- + \text{Oxidante} \rightleftarrows \text{Redutor}$
$e^- + Li^+ \rightleftarrows Li$
$e^- + K^+ \rightleftarrows K$
$2\ e^- + Ba^{2+} \rightleftarrows Ba$
$2\ e^- + Ca^{2+} \rightleftarrows Ca$
$e^- + Na^+ \rightleftarrows Na$
$2\ e^- + Mg^{2+} \rightleftarrows Mg$
$3\ e^- + A\ell^{3+} \rightleftarrows A\ell$
$2\ e^- + Mn^{2+} \rightleftarrows Mn$
$2\ e^- + Zn^{2+} \rightleftarrows Zn$
$3\ e^- + Cr^{3+} \rightleftarrows Cr$
$2\ e^- + Fe^{2+} \rightleftarrows Fe$
$e^- + Cr^{3+} \rightleftarrows Cr^{2+}$
$2\ e^- + Co^{2+} \rightleftarrows Co$
$2\ e^- + Ni^{2+} \rightleftarrows Ni$
$2\ e^- + Sn^{2+} \rightleftarrows Sn$
$2\ e^- + Pb^{2+} \rightleftarrows Pb$
$2\ e^- + 2\ H^+ \rightleftarrows H_2$
$2\ e^- + Cu^{2+} \rightleftarrows Cu$
$4\ e^- + 2\ H_2O + O_2 \rightleftarrows 4\ OH^-$
$e^- + Cu^+ \rightleftarrows Cu$
$e^- + Fe^{3+} \rightleftarrows Fe^{2+}$
$e^- + Ag^+ \rightleftarrows Ag$
$2\ e^- + Hg^{2+} \rightleftarrows Hg$
$3\ e^- + Au^{3+} \rightleftarrows Au$

Fonte: HARRIS, 2001 (p. 793)

Série eletroquímica.

Os metais ou os catiões metálicos podem ser ordenados de acordo com o seu poder redutor ou poder oxidante, respetivamente, por comparação do comportamento de metais quando são inseridos em soluções aquosas de catiões metálicos ou em soluções ácidas.

Com base nestas observações é possível fazer uma ordenação dos elementos tendo por base o poder oxidante ou redutor, constituindo a **série eletroquímica.**

A **série eletroquímica** permite prever a ocorrência ou não de determinadas reações químicas de oxidação-redução. A partir da sua análise, pode afirmar-se que quanto maior for o poder redutor de um metal, menor será o poder oxidante do respetivo catião.

Assim:

$$\text{Oxidante 1} + \text{Redutor 2} \rightleftarrows \text{Oxidante 2} + \text{Redutor 1}$$

A reação só será espontânea no sentido direto se:

– o oxidante 1 for mais forte que o Oxidante 2;

– o redutor 2 for mais forte que o Redutor 1.

CORROSÃO DE METAIS

A corrosão resulta de uma reação de oxidação-redução em que o metal se comporta como redutor, sendo, por isso, oxidado.

A corrosão pode ocorrer pela reação dos gases atmosféricos com os metais, ou pela reação dos agentes dissolvidos na água, no solo ou na humidade do ar e resulta na sua destruição, levando a problemas técnicos e económicos graves.