ESCOLA BÁSICA E SECUNDÁRIA C/PE DA CALHETA

Física e Química A – 11.º Ano

Ficha de trabalho de iniciação Q2.2 – n.º 1

Nome: _____ N.º: _____ Turma: _____

Unidade 2: Reações em sistemas aquosos / 2.2: Reações de oxidação-redução
2.2.1. Conceitos de reação de oxidação-redução

1. Calcule o número de oxidação do fósforo no ácido fosfórico, H_3PO_4, e do cromo no ião cromato, CrO_4^{2-}.

No ácido fosfórico, sabe-se que n.o. (H) = +1 e n.o. (O) = −2.
Considere-se o n.o. do fósforo (P) no ácido fosfórico igual a *x*:

$$\underset{(+1)}{H_3}\ \underset{(x)}{P}\ \underset{(-2)}{O_4}$$

Como a soma dos números de oxidação dos átomos numa molécula é igual a zero, tem-se: $3 \times (+1) + x + 4 \times (-2) = 0 \Leftrightarrow x = 5$
No ião cromato, considere-se o n.o. do cromo (Cr) igual a *x*:

$$\underset{(x)}{Cr}\ \underset{(-2)}{O_4^{2-}}$$

Como a soma dos números de oxidação dos átomos num ião é igual à carga do ião, tem-se: $x + 4 \times (-2) = -2 \Leftrightarrow x = 6$

Resposta: O número de oxidação do fósforo no ácido fosfórico é +5, e o número de oxidação do cromo no ião cromato é +6.

2. Determine o número de oxidação do enxofre na sua forma molecular, S_8, no ácido sulfídrico, H_2S, e no sulfito de sódio, Na_2SO_3.

O enxofre molecular é uma substância elementar. Assim, o número de oxidação (n.o.) do elemento enxofre nesta espécie é zero.

No ácido sulfídrico, sabe-se que n.o.(H) = +1.
Considere-se o n.o. do enxofre (S) no ácido sulfídrico igual a *x*:

$$\underset{(+1)}{H_2}\ \underset{(x)}{S}$$

Como a soma dos números de oxidação dos átomos numa molécula é igual a zero, tem-se: $2 \times (+1) + x = 0 \Leftrightarrow x = -2$

No sulfito de sódio, sabe-se que n.o.(Na) = +1 e n.o.(O) = −2.
Considere-se o n.o. do enxofre (S) no sulfito de sódio igual a *x*:

$$\underset{(+1)}{Na_2}\ \underset{(x)}{S}\ \underset{(-2)}{O_3}$$

Como a soma dos números de oxidação dos átomos numa molécula é igual a zero, tem-se: $2 \times (+1) + x + 3 \times (-2) = 0 \Leftrightarrow x = 4$

Resposta: O número de oxidação do enxofre em S_8 é 0, em H_2S é −2 e em Na_2SO_3 é +4.

3. Calcule o número de oxidação do cromo no ião dicromato, $Cr_2O_7^{2-}$.

Considerando *x* o número de oxidação do cromo:

$$\underset{(x)}{Cr_2}\ \underset{(-2)}{O_7^{2-}}$$

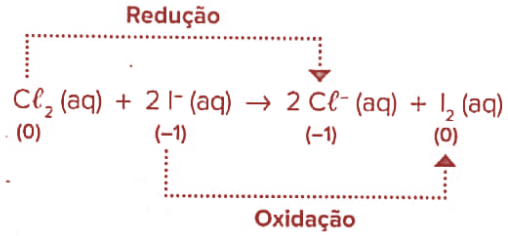
Como a soma dos números de oxidação dos átomos num ião é igual à carga do ião, teremos:
$2x + 7 \times (-2) = -2 \Leftrightarrow x = +6$

Resposta: O número de oxidação do cromo no ião cromato é +6.

4. Considere a seguinte equação química:

$$Cl_2\ (aq) + 2\ I^-\ (aq) \rightarrow 2\ Cl^-\ (aq) + I_2\ (aq)$$

Mostre que se trata de uma reação de oxidação-redução.



O número de oxidação do cloro passou de 0 para −1:

$$\Delta(\text{n.o.}) = -1 - 0 = \mathbf{-1}$$

O número de oxidação do cloro diminuiu: o cloro reduziu-se.

O número de oxidação do iodo passou de −1 para 0.

$$\Delta(\text{n.o.}) = 0 - (-1) = \mathbf{+1}$$

O número de oxidação aumentou, o iodo oxidou-se.

Resposta: Como o número de oxidação do cloro e do iodo variaram, trata-se de uma reação de oxidação-redução.

5. A equação química seguinte traduz a ação do ácido nítrico sobre o cobre:

$$Cu\ (s) + 4\ HNO_3\ (aq) \rightarrow Cu(NO_3)_2\ (aq) + 2\ NO_2\ (g) + 2\ H_2O\ (l)$$

Indique os elementos químicos que se oxidaram e os que se reduziram.

$$Cu\ (s) + 4\ HNO_3\ (aq) \rightarrow Cu(NO_3)_2\ (aq) + 2\ NO_2\ (g) + 2\ H_2O\ (\ell)$$

Para os átomos do 1.º membro da equação química:

n.o. (Cu) = 0
n.o. (H) = +1
n.o. (O) = −2

Determinação do n.o. (N):

$$\underset{(+1)}{H}\ \underset{(x)}{N}\ \underset{(-2)}{O_3}$$

$(+1) + x + 3\ (-2) = 0 \Leftrightarrow x = 5 \rightarrow$ n.o. (N) = +5

Para os átomos do 2.º membro da equação química:

n.o. (Cu) = +2
n.o. (H) = +1
n.o. (O) = −2

Determinação do n.o. (N) em $Cu(NO_3)_2$:

$$\underset{(x)}{N}\ \underset{(-2)}{O_3}$$

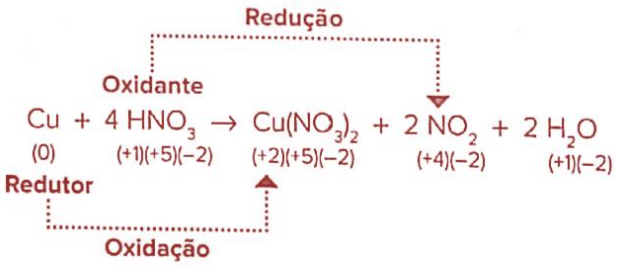
$x + 3\ (-2) = -1 \Leftrightarrow x = 5 \rightarrow$ n.o. (N) = +5

Determinação do n.o. (N) em NO_2:

$$\underset{(x)}{N}\ \underset{(-2)}{O_2}$$

$x + 2\ (-2) = 0 \Leftrightarrow x = 4 \rightarrow$ n.o. (N) = +4

Verifica-se que os átomos cujos números de oxidação variaram foram:
Cu: de 0 a +2 ⇒ sofreu oxidação
N: de +5 a +4 ⇒ sofreu redução



Resposta: O cobre oxidou-se (é o redutor), pois Δ(n.o.) = +2, e o nitrogénio reduziu-se (é o oxidante), pois Δ(n.o.) = −1.

6. Complete com eletrões (e^-) as equações químicas que se seguem e indique, justificando, quais as que representam oxidações e quais as que representam reduções.

6.1. $Fe \rightarrow Fe^{3+}$
6.2. $F_2 \rightarrow 2\ F^-$
6.3. $S \rightarrow S^{2-}$
6.4. $Sn^{2+} \rightarrow Sn^{4+}$
6.5. $2\ Cl^- \rightarrow Cl_2$

.1 $Fe \rightarrow Fe^{3+} + 3\ e^-$; reação de oxidação.
O n.o.(Fe) aumentou de 0 para +3.

.2 $F_2 + 2\ e^- \rightarrow 2\ F^-$; reação de redução.
O n.o.(F) diminui de 0 para −1.

.3 $S + 2\ e^- \rightarrow S^{2-}$; reação de redução.
O n.o.(S) diminui de 0 para −2.

.4 $Sn^{2+} \rightarrow Sn^{4+} + 2\ e^-$; reação de oxidação.
O n.o.(Sn) aumentou de +2 para +4.

.5 $2\ C\ell^- \rightarrow C\ell_2 + 2\ e^-$; reação de oxidação.
O n.o.(Cℓ) aumentou de −1 para 0.

7. Determine o número de oxidação do enxofre para cada uma das seguintes espécies químicas.

7.1. H_2S
7.2. S_2Cl_2
7.3. SO_4^{2-}
7.4. S_8
7.5. Na_2SO_3
7.6. SF_4

.1 H_2S: $2 \times 1 + x = 0 \Leftrightarrow x = -2$; n.o.(S) = −2
.2 $S_2C\ell_2$: $2x + 2\ (-1) = 0 \Leftrightarrow x = +1$; n.o.(S) = +1
.3 SO_4^{2-}: $x + 4 \times (-2) = -2 \Leftrightarrow x = +6$; n.o.(S) = +6
.4 S_8: n.o.(S) = 0
.5 Na_2SO_3: $2 \times 1 + x + 3\ (-2) = 0 \Leftrightarrow x = +4$; n.o.(S) = +4
.6 SF_4: $x + 4\ (-1) = 0 \Leftrightarrow x = +4$; n.o.(S) = +4

8. Determine o número de oxidação do cloro nas seguintes substâncias:

8.1. Cl_2

8.2. $Ca(ClO)_2$

8.3. $KClO_3$

8.4. $HClO_4$

8.5. $Mg(ClO_3)_2$

.1 $\underline{Cl_2}$; n.o.(Cl) = 0 pois Cl_2 é uma substância elementar.

.2 $Ca(\underline{Cl}O)_2$

(+2) (x) (−2)

$2 + 2x + 2 \times (-2) = 0 \Leftrightarrow x = 1 \rightarrow$ n.o.(Cl) = +1

.3 $K\underline{Cl}O_3$

(+1) (x) (−2)

$1 + x + 3 \times (-2) = 0 \Leftrightarrow x = 5 \rightarrow$ n.o.(Cl) = +5

.4 $H\underline{Cl}O_4$

(+1) (x) (−2)

$1 + x + 4 \times (-2) = 0 \Leftrightarrow x = 7 \rightarrow$ n.o.(Cl) = +7

.5 $Mg(\underline{Cl}O_3)_2$

(+2) (x) (−2)

$2 + 2x + 6 \times (-2) = 0 \Leftrightarrow x = 5 \rightarrow$ n.o.(Cl) = +5

9. Selecione a opção que apresenta a equação química em que o elemento enxofre se oxida.

(A) H_2 (g) + S (s) → H_2S (g)

(B) SO_3 (g) + Na_2O (s) → Na_2SO_4 (s)

(C) 2 ZnS (s) + 3 O_2 (g) → 2 ZnO (s) + 2 SO_2 (g)

(D) 2 HCl (g) + FeS (s) → $FeCl_2$ (aq) + H_2S (g)

Opção **(C)**.

$2\,\underset{(-2)}{ZnS}\,(s) + 3\,O_2\,(g) \rightarrow 2\,ZnO\,(s) + \underset{(+4)}{SO_2}\,(g)$

No (A) o enxofre passa de n.o. = 0 para n.o. = -2

No (B) O enxofre passa de +6 para +6 não é reação de oxidação-redução.

E no (D) o enxofre passa de -2 para -2 não é reação de oxidação-redução.

10. O dióxido de cloro, ClO_2 (g), tem vindo a substituir o cloro, Cl_2 (g), em muitas estações de tratamento de águas, pois investigações em laboratório mostraram que Cl_2 (g), na presença de matéria orgânica, pode produzir compostos altamente tóxicos. A reação química seguinte traduz a reação de preparação de ClO_2 (g).

$$NaClO_2\,(g) + Cl_2\,(g) \rightarrow NaCl\,(g) + 2\,ClO_2\,(g)$$

Selecione a opção que corresponde à alteração dos números de oxidação do cloro, nesta reação.

(A) -1 e 0 para -1 e +2.

(B) +1 e -1 para 0 e +4.

(C) +3 e 0 para -1 e +4.

(D) -3 e 0 para -1 e -4.

Opção **(C)**.

$\underset{(+3)}{NaClO_2}\,(g) + \underset{(0)}{Cl_2}\,(g) \rightarrow \underset{(-1)}{NaCl}\,(g) + 2\,\underset{(+4)}{ClO_2}\,(g)$

11. Em contato com a humidade do ar o cobre metálico, Cu (s), ao fim de bastante tempo fica coberto por um composto, carbonato de cobre, $CuCO_3$ (s), que se obtém através da sequência das reações representadas pelas equações químicas I. e II.

I. $2\ Cu\ (s) + O_2\ (g) + 2\ H_2O\ (l) \rightarrow 2\ Cu(OH)_2\ (s)$

II. $Cu(OH)_2\ (s) + CO_2\ (g) \rightarrow CuCO_3\ (s) + H_2O\ (l)$

Selecione a opção que completa corretamente a frase seguinte.
Em relação a este processo global pode afirmar-se, de forma correta, que…

(A) As reações químicas I e II são de oxidação-redução.
(B) Somente a reação I é uma reação de oxidação-redução.
(C) Somente a reação II é uma reação de oxidação-redução.
(D) A variação de n.o.(Cu) é igual a -2.

Opção **(B)**. A reação I é a única em que há variação dos números de oxidação de alguns elementos.

$$\overset{(0)}{2\ Cu\ (s)} + \overset{(0)}{O_2\ (g)} + 2\ H_2O\ (\ell) \rightarrow \overset{(+2)\ (-2)}{2\ Cu\ (OH)_2\ (s)}$$

O n.o.(Cu) passa de 0 para +2 e sofre oxidação; n.o.(O) passa de 0 para −2 e sofre redução.

12. O esquema seguinte traduz uma reação de oxidação-redução.

$$2\ Fe\ (s) + CuSO_4\ (aq) \rightarrow FeSO_4\ (s) + Cu\ (s)$$

Selecione a opção correta.

(A) O elemento ferro sofre oxidação.
(B) O átomo de ferro capta dois eletrões.
(C) O n.o.(Cu) em $CuSO_4$ é +1.
(D) O elemento cobre sofre oxidação.

Opção **(A)**. O n.o.(Fe) passa de 0 para +2. As outras são incorretas porque: **(B)** $Fe \rightarrow Fe^{2+} + 2\ e^-$; **(C)** n.o.(Cu) = +2; **(D)** o elemento cobre sofre redução.

13. Considere a seguinte reação de oxidação-redução.

$$NaNO_3\ (aq) + Pb\ (s) \rightarrow NaNO_2\ (aq) + PbO\ (s)$$

Selecione a opção correta.

(A) Pb (s) é o oxidante porque é oxidado.
(B) $NaNO_3$ é o agente redutor.
(C) O n.o.(N) varia de +5 para +3.
(D) Pb (s) é o redutor porque se reduz.

Opção **(C)**. As outras são incorretas porque: **(A)** Pb é agente redutor porque sendo oxidado provoca a redução de N; **(B)** $NaNO_3$ é o agente oxidante porque contém o elemento que se reduz (N); **(D)** Pb é o agente redutor porque se oxida.

14. Considere a seguinte equação química.

$$C(s) + 2\ CuO\ (s) \rightarrow CO_2\ (g) + 2\ Cu\ (s)$$

14.1. Com base na variação dos números de oxidação, identifique:

14.1.1. O elemento oxidado;

14.1.2. O elemento reduzido.

14.2. Identifique o agente que atua como:

14.2.1. Oxidante;

14.2.2. Redutor.

14.3. A reação de 4,50 mol de óxido de cobre (II) originou 223 g de produto da reação sólido. Determine o rendimento desta reação.

.1.1 $\overset{(0)}{C}(s) + 2\,CuO(s) \rightarrow \overset{(+4)}{CO_2}(g) + 2\,Cu(s)$; $\Delta n.o.(C) = +4$

.1.2 $C(s) + 2\,\overset{(+2)}{CuO}(s) \rightarrow CO_2(g) + 2\,\overset{(0)}{Cu}(s)$; $\Delta n.o.(Cu) = -2$

.2.1 Óxido de cobre (II), CuO. Provocou a oxidação de C, reduzindo-se.

.2.2 Carbono, C. Provocou a redução de Cu, oxidando-se.

.3 $Cu: n = \frac{m}{M} \rightarrow n = \frac{223}{63,55} \Leftrightarrow n = 3,5 \text{ mol Cu}$

$$\begin{matrix} 2 \text{ mol CuO} & \text{———} & 2 \text{ mol Cu} \\ 4,50 \text{ mol CuO} & \text{———} & n \end{matrix} \Leftrightarrow n = 4,50 \text{ mol Cu}$$

$$\eta = \frac{n_{real}}{n_{teórico}} \times 100 \rightarrow \eta = \frac{3,50}{4,50} \times 100 \Leftrightarrow \eta = 78\%$$

15. A equação química seguinte traduz uma reação de oxidação-redução.

$$Zn(s) + 2\,AgCl(aq) \rightarrow 2\,Ag(s) + ZnCl_2(aq)$$

15.1. Indique:

15.1.1. A variação do n.o. da prata;

15.1.2. A espécie química que ser reduz;

15.1.3. A espécie química redutora.

15.2. Escreva a semirreação de oxidação e a semirreação de redução.

15.3. Sob determinadas condições, o rendimento da reação considerada é 80%. Calcule, nessas condições, a quantidade química de prata depositada quando reagem 5,0 mol de zinco.

.1.1 $Zn(s) + 2\,\overset{(+1)}{AgC\ell}(aq) \rightarrow 2\,\overset{(0)}{Ag}(s) + ZnC\ell_2(aq)$

$\Delta n.o.(Ag) = 0 - (+1) \Leftrightarrow \Delta n.o.(Ag) = -1$

.1.2 Prata, Ag, pois o respetivo número de oxidação diminuiu.

.1.3 Zinco, Zn, pois provocou a redução de Ag.

.2 Semirreação de oxidação: $Zn(s) \rightarrow Zn^{2+}(aq) + 2\,e^-$

Semirreação de redução: $Ag^+(aq) + e^- \rightarrow Ag(s)$

.3 $M(Ag) = 107,87 \text{ g mol}^{-1}$

$$\begin{matrix} 1 \text{ mol Zn} & \text{———} & 2 \text{ mol Ag} \\ 5 \text{ mol Zn} & \text{———} & n \end{matrix} \Leftrightarrow n = 10 \text{ mol Ag}$$

$$\eta = \frac{n_{real}}{n_{teórico}} \times 100 \rightarrow 0,80 = \frac{n_{real}}{10} \Leftrightarrow n_{real} = 8,0 \text{ mol Ag}$$

16. O iodo, I_2, reage com o hidrogénio, H_2, em fase gasosa, formando-se iodeto de hidrogénio, HI (g). A reação pode ser traduzida por:

$$I_2\ (g) + H_2\ (g) \rightleftharpoons 2\ HI\ (g)$$

Na reação de formação do HI considerada, a variação do número de oxidação do iodo é ……, sendo a espécie I_2 o agente …… .

(A) +1 … oxidante.
(B) –1 … oxidante.
(C) +1 … redutor.
(D) -1 … redutor.

Exame Nacional 2015 – 1.ª fase.

Opção **(B)**. A espécie I_2 é o agente oxidante pois vai oxidar o hidrogénio. O iodo reduz-se.