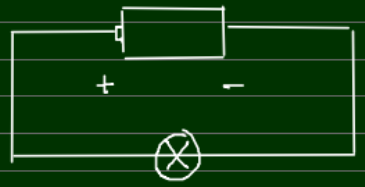
Hoofdstuk 11

Inleiding uit de natuurkunde



→ batterij → levert stroom

(.... A = ... C s^{-1})

↓

eenheid van lading

Lading → geladen deeltjes (door een metalen draad)

↓

Elektronen (e^-): waar komen deze e^- vandaan?

Uit de batterij als gevolg van een chemische reactie

waarbij e^- worden overgedragen. (elektronenoverdracht)

Deeltje dat e^- afstaat : reductor red

" " " opneemt : oxidator ox opnemen

reactie: redoxreactie

$Na \rightarrow Na^+ + e^-$ 2x halfreactie RED

$S + 2e^- \rightarrow S^{2-}$ 1x halfreactie OX

+

totaalreactie

$2\,Na + S \rightarrow 2\,Na^+ + S^{2-}$

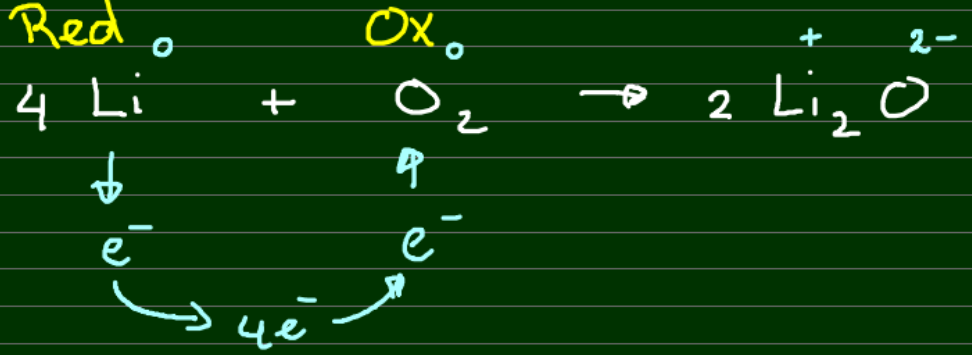
$(2e^-)$ $(2e^-)$

$Na_2^+S^{2-}(s)$

Element: 1 atoomsoort

ONGELADEN !

ION ≠ element



ALLE metalen zijn RED

" niet-metalen zijn OX (uitz. H_2)

$Li + H_2O$

Red Ox

$2\,H_2O + 2\,e^- \longrightarrow H_2(g) + 2\,OH^-$ halfreactie

lading links en rechts gelijk !

ijzer + jood → ijzer (II) jodide of ijzer (III) jodide

elementen — zout, opgebouwd uit ionen

ijzer = Fe

jood = I_2 (tab 40A)

ijzer (II) = Fe^{2+}

ijzer (III) = Fe^{3+}

jodide = I^-

$Fe \rightarrow Fe^{2+} + 2e^-$

$I_2 + 2e^- \rightarrow 2I^-$

$Fe^0 + I_2^0 \rightarrow Fe^{2+}I_2^-$ → hoeft niet genoteerd te worden, maar kan wel handig zijn

$Fe \rightarrow Fe^{3+} + 3e^-$ 2x

$I_2 + 2e^- \rightarrow 2I^-$ 3x !

$2Fe^0 + 3I_2^0 \rightarrow 2Fe^{3+}I_3^-$

$Pb^{2+} + Zn \rightarrow Pb + Zn^{2+}$ | $Pb + Zn^{2+} \not\rightarrow Pb^{2+} + Zn$

sterker → zwakker

De red. Zn is sterker* dan de red Pb
De ox Pb^{2+} is sterker** dan de ox Zn^{2+}

* staat gemakkelijke e^- af (RED)
** neemt " e^- op (OX)

Edele metalen zijn zwakke reductoren.

$$\overset{2+}{Cu}\overset{2-}{O} + \overset{0}{Zn} \rightarrow \overset{0}{Cu} + \overset{2+}{Zn}\overset{2-}{O}$$

$2e^-$

Gebruik van BINAS.

Cu^{2+} SO_4^{2-}

Een oplossing van kopersulfaat met daarin een stukje zink.

Waarneming: roodbruine aanslag op zink.
(roodbruine = koper)

OX $Cu^{2+} + 2e^- \rightarrow Cu$

RED $Zn \rightarrow Zn^{2+} + 2e^-$

} halfreactie: met e^-

$Cu^{2+} + Zn \rightarrow Cu + Zn^{2+}$

Cu^{2+} ; SO_4^{2-} ; H_2O ; Zn

opl. van natriumsulfiet + broomwater.

Na^+ SO_3^{2-} ~~Br^-~~ Br_2 H_2O

opl. van natriumsulfiet + broomwater.

Na^+ SO_3^{2-} ~~Br^-~~ Br_2 H_2O

$Br_2 + 2e^- \rightarrow 2\,Br^-$ + 1,0 g

$SO_3^{2-} + H_2O \rightarrow SO_4^{2-} + 2H^+ + 2e^-$ - 0,0 g

$Br_2 + SO_3^{2-} + H_2O \rightarrow 2Br^- + SO_4^{2-} + 2H^+$

controleer lading voor en na de pijl.

Stencil met overzicht oxidatoren en reductoren

→ niet toegestaan bij toets, dus LEREN.

Lieve koning Bacana mag al z'n ijzer

Lev konin B n: m a z'n ijz n et i loc ko er

volgorde van metalen als reductor van sterk naar zwak(ker)

Geef halfreacties + totaalreactie.

Aangezuurde opl. van methanal + opl. van kaliumdichromaat

H^+ bij OX. H_2O $H_2C{=}O$ (H_2CO) K^+ ! $Cr_2O_7^{2-}$

↓ +0,08 RED

↓ met H^+ +1,36 OX

$$Cr_2O_7^{2-} + 14\,H^+ + 6\,e^- \rightarrow 2\,Cr^{3+} + 7\,H_2O \quad | \times 1$$

$$H_2CO + H_2O \rightarrow HCOOH + 2\,H^+ + 2\,e^- \quad | \times 3$$

$$Cr_2O_7^{2-} + 14\,H^+ + 3\,H_2CO + 3\,H_2O \rightarrow 2\,Cr^{3+} + 7\,H_2O + 3\,HCOOH + 6\,H^+$$

$$Cr_2O_7^{2-} + 8\,H^+ + 3\,H_2CO \rightarrow 2\,Cr^{3+} + 4\,H_2O + 3\,HCOOH$$

opg. t/m 11.2 + stencil

blz. 133

$S^{2-} + 8\,OH^- \rightarrow SO_4^{2-} + 4\,H_2O + 8e^-$

(10− on the left; 10− on the right)

Hulpdeeltjes

oxidatiegetal = (denkbeeldige) lading.

OX / RED

REGEL : H = 1+
O = 2−
element = 0

H^+ / H_2O

- H_2O / OH^-

$S^{2-} + 8\,OH^- \rightarrow SO_4^{2-} + 8e^- + 4\,H_2O$

$6+ \quad 2-$

$4 \times 2- = 8-$

$6+ \; 8- = 2-$

NH_3 (3−) $\quad NO_3^-$ (5+) $\quad P_2O_5$ (5+; 10+ 10−) $\quad SO_2$ (4+; 4+ 4−) $\quad SO_3^{2-}$ (4+; 6−) $\quad BiO^+$ (3+; 2−)

$$NO_3^- + 8e^- + 6H_2O \xrightarrow{\text{neutraal}} NH_3 + 9OH^-$$

(5+ → 3−)

$$SO_2 + H_2O \rightarrow SO_3^{2-} + 2H^+$$

tabel

4g $\quad H_2SO_3 \rightarrow 2H^+ + SO_3^{2-}$

H = 1+

O = 2−

OX / RED

H^+ / H_2O

$\rightarrow H_2O / OH^-$

opdrachten stencil

RSG REGIONALE SCHOLENGEMEENSCHAP TROMP MEESTERS

Naam: Cijfer:
Vak:
Datum: Klas:

1. Zwaveldioxide = SO_2 Broomwater = $Br_2(aq)$.

a $Br_2 + 2e^- \rightarrow 2\,Br^-$ +1,09

$SO_2 + 2\,H_2O \rightarrow SO_4^{2-} + 4\,H^+ + 2e^-$ + +0,17

$Br_2 + SO_2 + 2\,H_2O \rightarrow 2\,Br^- + SO_4^{2-} + 4\,H^+$

b $Br_2(aq)$ = geel/oranje (tabo. 65B)

Br^- kleurloos → dus broomwater ontkleurt

2. $Na_2S_2O_3$ → Na^+ en $S_2O_3^{2-}$ Jood = I_2.

$I_2 + 2e^- \rightarrow 2\,I^-$ +0,54

$2\,S_2O_3^{2-} \rightarrow S_4O_6^{2-} + 2e^-$ + +0,10

$I_2 + 2\,S_2O_3^{2-} \rightarrow 2\,I^- + S_4O_6^{2-}$

3 ijzer. fr Azijnzuur is een zuur en voor ieder zuur, behalve salpeterzuur, wordt bij redox H^+ gebruikt.

$2\,H^+ + 2e^- \rightarrow H_2$ +0,00

$Fe \rightarrow Fe^{2+} + 2e^-$ + -0,45

$2\,H^+ + Fe \rightarrow H_2 + Fe^{2+}$

4 Lood(II)oxide : $Pb^{2+}O^{2-}(s)$ Methaan = $CH_4(g)$

Gegeven: er ontstaat lood (Pb), dus wordt de O in PbO gebruikt om CH_4 te verbranden. Hierbij ontstaat CO of CO_2 en H_2O

$CH_4(g) + 3\,PbO(s) \rightarrow 3\,Pb(s) + CO(g) + 2\,H_2O(l)$

↑6e⁻ ↓6e⁻

of $CH_4(g) + 4\,PbO(s) \rightarrow 4\,Pb(s) + CO_2(g) + 2\,H_2O(l)$

↑8e⁻ ↓8e⁻

5 $KMnO_4$-opl. = K^+ en MnO_4^- Aangezuurd: H^+ erbij

Oxaalzuur = $H_2C_2O_4$ → een reductor, dus nu niet als H^+ nakeren

$MnO_4^- + 8\,H^+ + 5e^- \rightarrow Mn^{2+} + 4\,H_2O$ |2x| +1,51

$H_2C_2O_4 \rightarrow 2\,CO_2 + 2\,H^+ + 2e^-$ |5x| -0,49

$2\,MnO_4^- + 16\,H^+ + 5\,H_2C_2O_4 \rightarrow 2\,Mn^{2+} + 8\,H_2O + 10\,CO_2 + 10\,H^+$

$2\,MnO_4^- + 6\,H^+ + 5\,H_2C_2O_4 \rightarrow 2\,Mn^{2+} + 8\,H_2O + 10\,CO_2$

6 kaliumjodide opl = $K^+ + I^-$ waterstofperoxide = H_2O_2

Naarzuren geldt voor ALLE aanwezige deeltjes, maar heeft alleen effect bij de oxidator. In dit geval: H_2O_2

$H_2O_2 + 2\,H^+ + 2e^- \rightarrow 2\,H_2O$ +1,78

$2\,I^- \rightarrow I_2 + 2e^-$ + +0,54

$H_2O_2 + 2\,H^+ + 2\,I^- \rightarrow 2\,H_2O + I_2$

7a $4\,CeO_2 \rightarrow 2\,Ce_2O_3 + O_2$

b In CeO_2 geldt: $Ce^{4+}O_2^{2-}$. Er ontstaat O_2 uit O^{2-}, dus O^{2-} heeft e^- afgestaan en heeft gereageerd als reductor.

In Ce_2O_3 geldt: $Ce_2^{3+}O_3^{2-}$. Dus Ce^{4+} is omgezet in Ce^{3+} door e^- op te nemen. Ce^{4+} is de oxidator.

8 $CH_3COO^- + .. H_2O \rightarrow HCO_3^- + H^+$ → C klopperd maken:

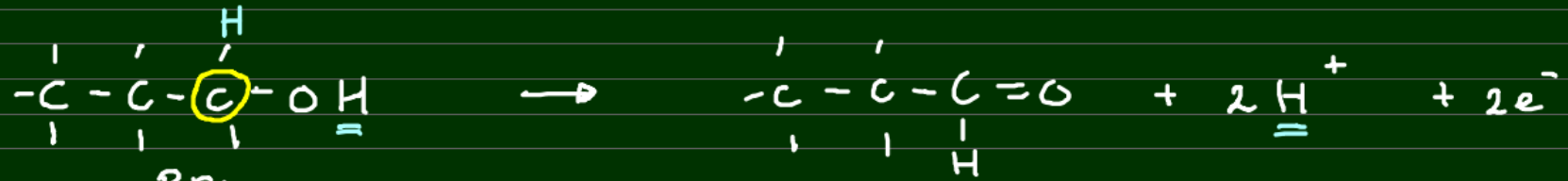
$1\,CH_3COO^- + .. H_2O \rightarrow 2\,HCO_3^- + .. H^+$ → O klopperd maken

$1\,CH_3COO^- + 4\,H_2O \rightarrow 2\,HCO_3^- + .. H^+$ → H klopperd maken:

$1\,CH_3COO^- + 4\,H_2O \rightarrow 2\,HCO_3^- + 9\,H^+$ → e^- toevoegen:

$1\,CH_3COO^- + 4\,H_2O \rightarrow 2\,HCO_3^- + 9\,H^+ + 8e^-$

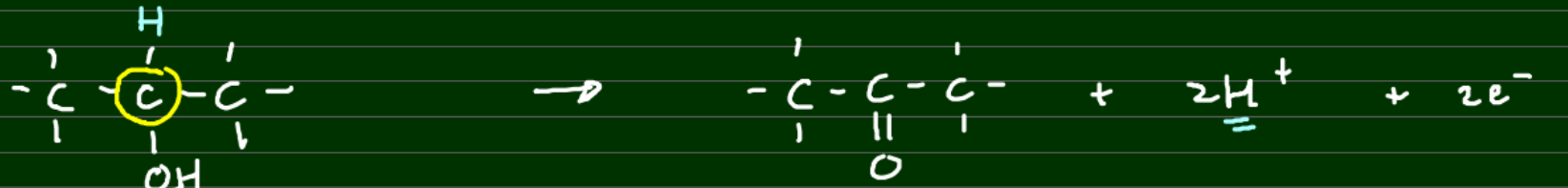
Tip: maak géén gebruik van oxidatiegetallen bij koolstofverbindingen.



RED

primair

propanal



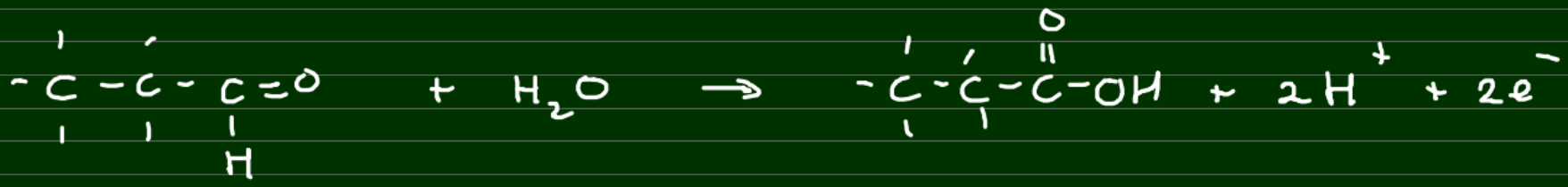
RED

secundair

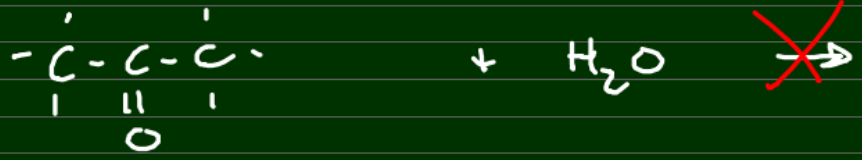
propanon

RED

tertiair

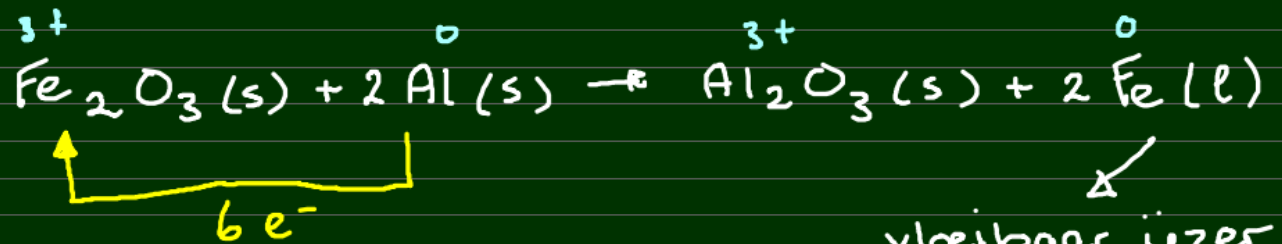


RED.



Demo thermiet

↳ een mengsel van Fe_2O_3 en Al



vloeibaar ijzer door de vrijgekomen warmte.

Afsluiting H11 blz 144

5. Chloorgas in warme kalilooog → chloride + chloraat.

↓ 66A ↓ ↓ +45A ↓ 66B.

Cl_2 ~~KOH~~ $K^+ \; OH^-$ Cl^- ClO_3^- O^{2-}

$$\overset{0}{3\,Cl_2} + 6\,OH^- \rightarrow \overset{1-}{5\,Cl^-} + \overset{5+}{1\,ClO_3^-} + 3\,H_2O$$

6. a. $[OH^-]$ groot → evenw. links → $[HCN]$ neemt af.

↓

bij pH = 12

b. 1. $Ag_2S^{2-} \rightarrow S^0$

2. $Zn^0 \rightarrow Zn(CN)_4^{2-}$ (opgave: Zn^{2+}, CN^-)

} redox, ladingsverandering.

c. Zn + zoutzuur 66A: opl. van HCl

HCl → H_3O^+ en Cl^-

redox H^+ en Cl^-

$Zn + 2\,H^+ + 2\,Cl^- \rightarrow Zn^{2+} + 2\,Cl^- + H_2$

opg 7 zelfstandig. blz 145

7.

a. $\frac{Sn}{FeTiO_3}$ en $\frac{Sn}{FeTiO_3 + O_2}$ ← gebonden wordt meegewogen

$FeTiO_3$ grootste massa-%

b. $TiO^{2+} + H_2O + \rightarrow TiO_2 + 2H^+$

c. $Ti^{4+}O^{2+} + 2H^+ + e^- \rightarrow Ti^{3+} + H_2O \qquad V_o = +0,06\,V$

d. ox. red.

O_2

Fe^{3+}

TiO^{2+}

Fe^{2+}

Ti^{3+}

sterker

$+0,77$

$+0,06$

8.

a. $Au + 2\,CN^- \rightarrow Au(CN)_2^- + e^-$ 4x

$O_2 + 2\,H_2O + 4e^- \rightarrow 4\,OH^-$ 1x

b. $4\,Au + 8\,CN^- + O_2 + 2\,H_2O \rightarrow 4\,Au(CN)_2^- + 4\,OH^-$

c. 99,6% Au rest: Ag

12,50 kg 99,6% van 12,50 = 12,45 kg Au + 0,05 kg Ag

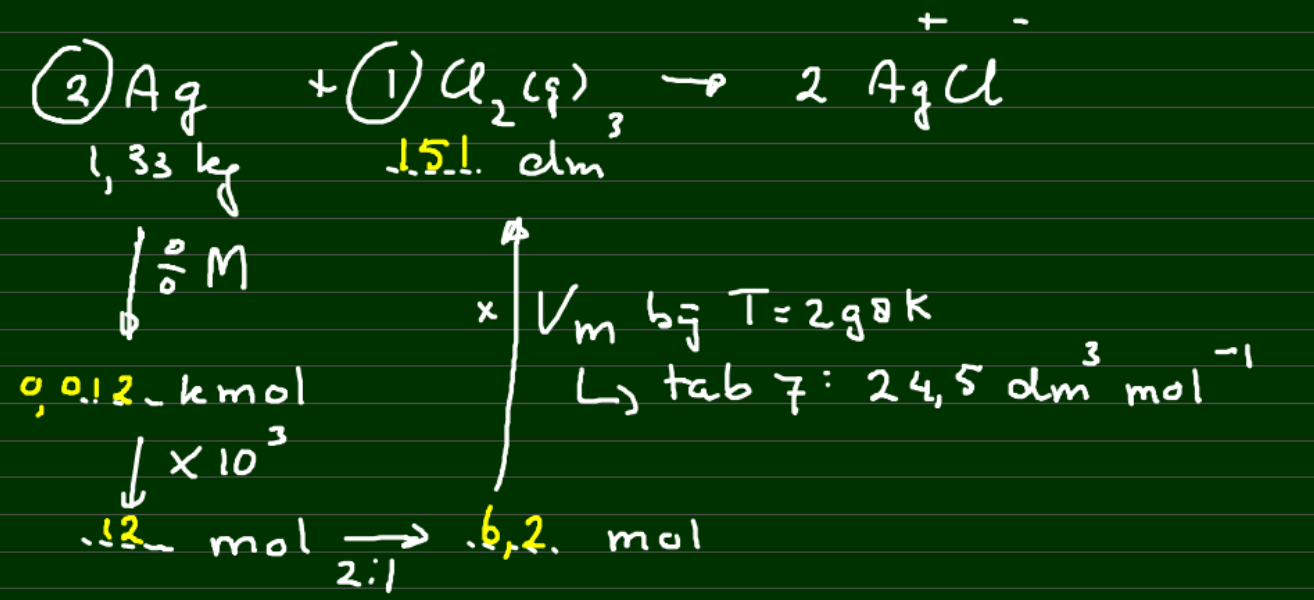
is aanwezig is staaf met 90% Au (en 10% Ag)

12,45 kg Au $\hat{=}$ 90%

1,38 kg Ag $\hat{=}$ 10%

0,05 kg Ag

1,33 kg Ag verwijderen met Cl_2.


(2) Ag + (1) Cl2(g) → 2 AgCl
1,33 kg
15 dm3
÷ M
x Vm bij T = 298 K
↳ tab 7: 24,5 dm3 mol-1
0,012 kmol
x 10^3
12 mol → 6,2 mol
2:1

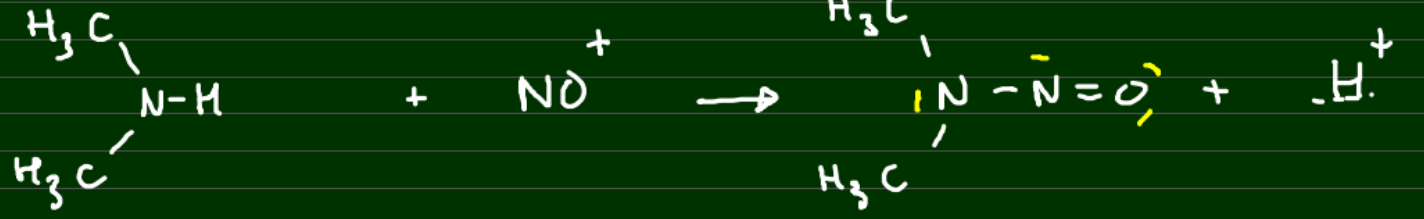
blz 148.

10. NO_3^- (5+) $\rightarrow$ NO_2^- (3+)

e^- opnemen, dus reductor nodig

$$NO_3^- + 2H^+ + 2e^- \rightarrow NO_2^- + H_2O$$

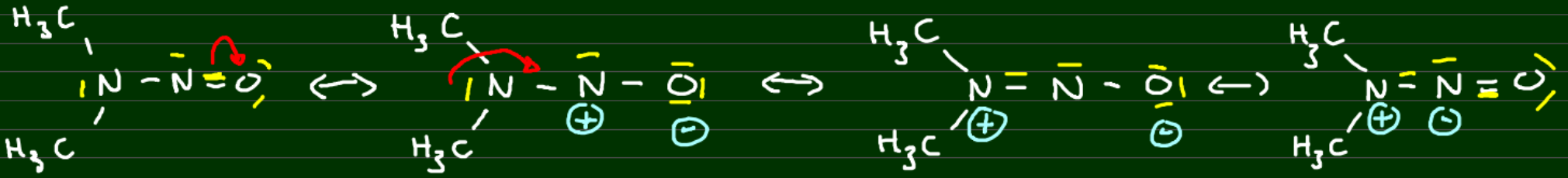
b. dimethylamine



$$(H_3C)_2NH + NO^+ \rightarrow (H_3C)_2N-N=O + H^+$$

Lewisstructuur

Lewisstructuur



c. $NO_2^- + 2\,H^+ \rightarrow NO^+ + H_2O$

GEEN REDOX