

• **Ich lerne Schritt für Schritt:**

**Das Aufstellen einer**

**Redoxgleichung**

**mit organischen Molekülen!**

Du liest die Aufgabenstellung:

**Gibt man in ein Reagenzglas Ethanol und taucht darin ein heißes oxidiertes Kupferblech ein, so reagiert das Kupfer(II)-oxid zu elementarem Kupfer, das Ethanol wird zu Ethanal.**

**Formulieren Sie für die oben beschriebene Redoxreaktion die Teil- und Gesamtgleichungen. Gehen Sie davon aus, dass die Reaktion im Sauren stattfindet.**

Was machst Du mit einer solchen Aufgabe?

Sofort aufgeben!

Sofort anfangen!

Den Lehrer fragen!



Das kannst Du tun, hilft Dir aber nicht weiter, wenn Du eine Redox-Gleichung alleine (z.B. in einer Prüfung) machen musst.

Also nochmal zur Aufgabenstellung!



## Schön – dann geht es los!

Notiere Dir, welche im Text beschriebenen Stoffe die Edukte sind und welche die Produkte.

Ordne die Stoffe dann so, dass Du zwei Gleichungen hast: Jeweils ein Edukt soll zu einem anderen daraus abgeleiteten Produkt reagieren!

Ab zum Aufgabentext!

Was sind Edukte  
und Produkte?

Aufgabenstellung:

**„Gibt man in ein Reagenzglas Ethanol und taucht darin ein heißes oxidiertes Kupferblech ein, so reagiert das Kupfer(II)-oxid zu elementarem Kupfer, das Ethanol wird zu Ethanal.“**

**Formulieren Sie für die oben beschriebene Redoxreaktion die Teil- und Gesamtgleichungen. Gehen Sie davon aus, dass die Reaktion im Sauren stattfindet.**

Also versucht hab' ich's mal...

## Aufgabenstellung:

Edukte sind die Ausgangsstoffe einer Reaktion,  
Produkte die Stoffe, die man am Ende einer Reaktion erhält.

***Gibt man in ein Reagenzglas Ethanol und taucht darin ein heißes oxidiertes Kupferblech ein, so reagiert das Kupfer(II)-oxid zu elementarem Kupfer, das Ethanol wird zu Ethanal.***

Laut dem Text sind also:

Die Edukte Ethanol und Kupfer  
die Produkte Ethanal und Kupferoxid

Die Edukte Ethanol und Ethanal  
die Produkte Kupfer und Kupferoxid

Die Edukte Ethanol und Kupferoxid  
die Produkte Kupfer und Ethanal

Die Edukte Ethanal und Kupferoxid  
die Produkte Kupfer und Ethanol



**Leider ist das falsch!**

Lies den **Text** noch einmal genau:

Was kommt am Anfang hinein, was kommt am Ende heraus?



**Das ist richtig!**

Ordne die Stoffe dann so, dass Du zwei Gleichungen hast: Jeweils ein Edukt soll zu einem anderen daraus abgeleiteten Produkt reagieren!

„Gibt man in ein Reagenzglas Ethanol und taucht darin ein heißes oxidiertes Kupferblech ein, so reagiert das Kupfer(II)-oxid zu elementarem Kupfer, das Ethanol wird zu Ethanal.“

Erledigt!

**So müsste Deine Lösung aussehen:**

Ethanol

→ Ethanal

Kupfer(II)-oxid

→ Kupfer

Hab' ich nicht!

Jup!

## Dann auf zum nächsten Schritt!

Erstelle die (Struktur)Formeln für die Substanzen.

Ethanol

→ Ethanal

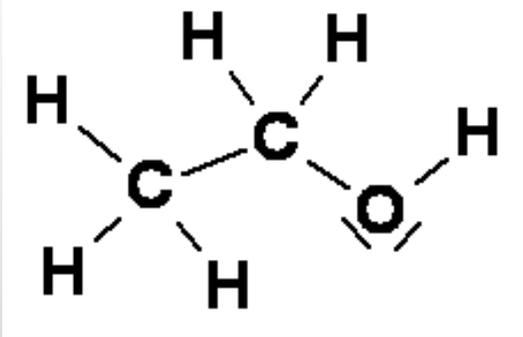
Kupfer(II)-oxid

→ Kupfer

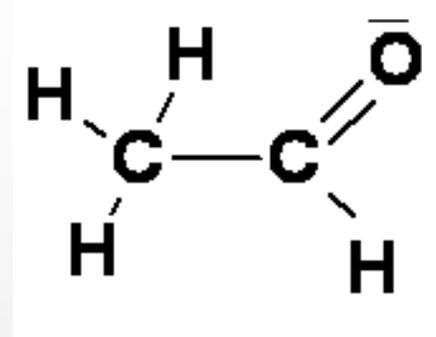
Roger!

So müsste Deine Lösung aussehen:

Ethanol



→ Ethanal



Kupfer(II)-oxid

**CuO**

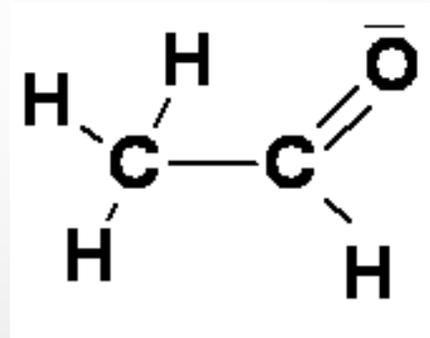
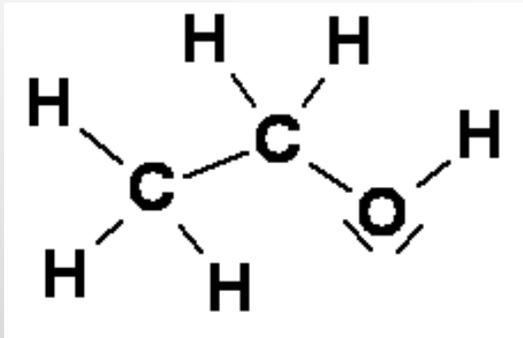
→ Kupfer

**Cu**

Leicht!

## Weiter geht's!

Schreibe über alle Atome die **Oxidationszahlen!**



**CuO**



**Cu**

Was sind Oxidationszahlen und wie ermittle ich sie?

Erledigt!

## Bestimmung der **Oxidationszahlen**

**Oxidationszahlen sind „gedachte Ladungszahlen“**

**(Wir tun so, als ob alle diese Verbindungen aus Ionen beständen, welche Ladung hätten diese dann?)**

# Regeln zum Aufstellen der **Oxidationszahlen** mit Valenzstrichformeln (braucht man für viele organische Moleküle)

1. Schreiben der Valenzstrichformel.
2. Das gesamte Elektronenpaar wird immer dem Atom mit der größeren  $E_N$  (im PSE zu finden) zugesprochen.
3. Die Oxidationszahl ist der Unterschied zwischen der nun vorhandenen Elektronenanzahl und der Elektronenanzahl des Atoms im Normalzustand.

Bsp.:  $H_2O$

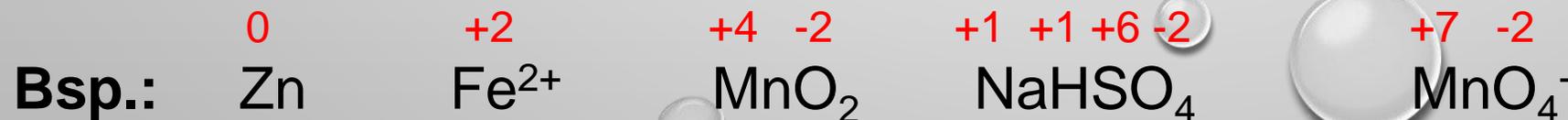


Sauerstoff hat als Element 6 Valenzelektronen;  
in dieser Verbindung aber 8  $Ve^-$   $\rightarrow$  OZ = -2

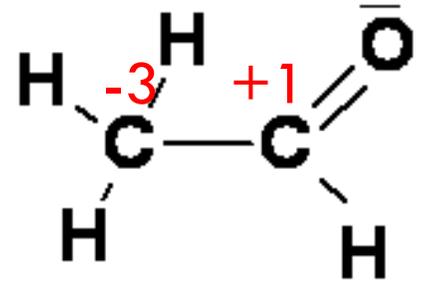
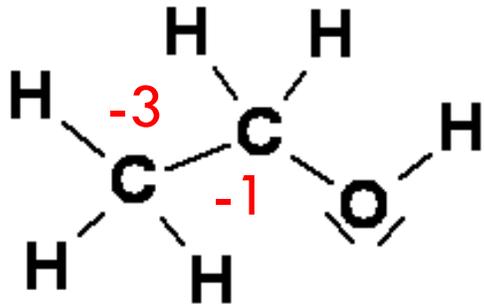
Wasserstoff hat als Element 1 Valenzelektron;  
in dieser Verbindung aber 0  $Ve^-$   $\rightarrow$  OZ = +1

## Regeln zum Aufstellen der **Oxidationszahlen** ohne Valenzstrichformel:

1. Ein Metallatom hat in einer Verbindung stets eine positive Oxidationszahl (oft die der Hauptgruppennummer im PSE).
2. Das Fluoratom hat in einer Verbindung stets die Oxidationszahl  $-I$
3. Das Wasserstoffatom hat in einer Verbindung die Oxidationszahl  $+I$
4. Das Sauerstoffatom hat in einer Verbindung die Oxidationszahl  $-II$
5. Atome von Elementen bekommen die Oxidationszahl 0.
6. Bei ungeladenen Molekülen und Formeleinheiten ist die Summe der Oxidationszahlen aller Atome gleich 0.
7. Bei Ionen entspricht die Summe der Oxidationszahlen der Ladung.



So müsste Deine Lösung aussehen:



Außerdem:

Alle H's haben +1

Alle O's haben -2

+2

$\text{CuO}$



0

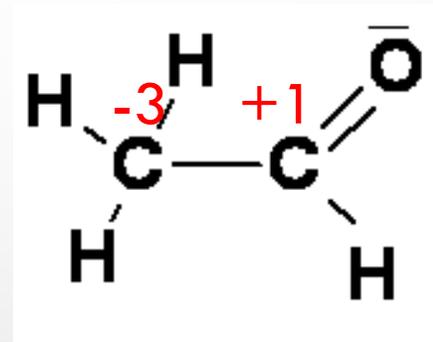
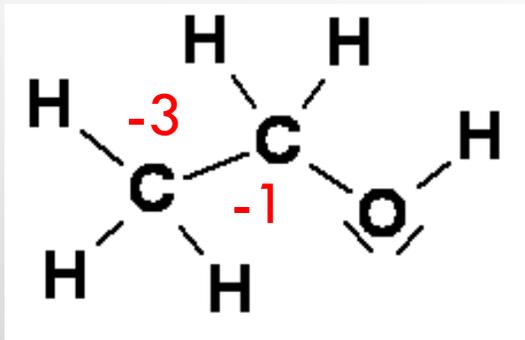
$\text{Cu}$

Easy!

Häh?

# Super – dann weiter im Text!

Ordne den beiden Teilreaktionen zu, was die Oxidation  
und was die Reduktion ist!



Außerdem:

Alle H's haben +1

Alle O's haben -2

+2

**CuO**



0

**Cu**

Und woher weiß ich das?

Okay!



Die Oxidation ist die Reaktion, bei der die Oxidationszahl sich erhöht (positiver oder weniger negativ wird).

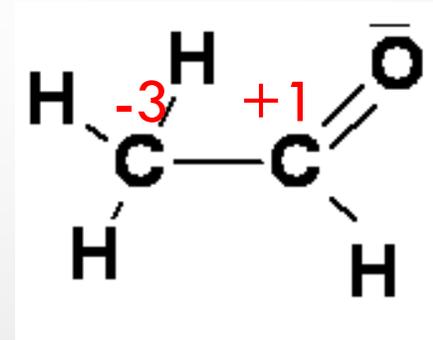
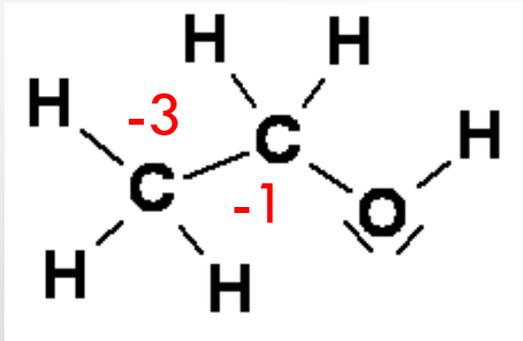
Die Reduktion ist die Reaktion, bei der die Oxidationszahl sich erniedrigt (negativer oder weniger positiv wird).



Aha...

So müsste Deine Lösung aussehen:

Ox.:

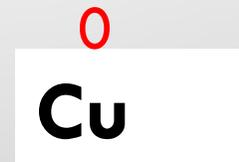


Außerdem:

Alle H's haben  $+1$

Alle O's haben  $-2$

Red.:



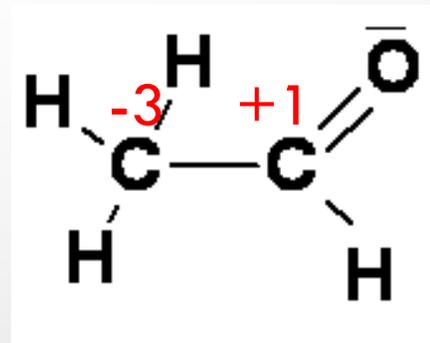
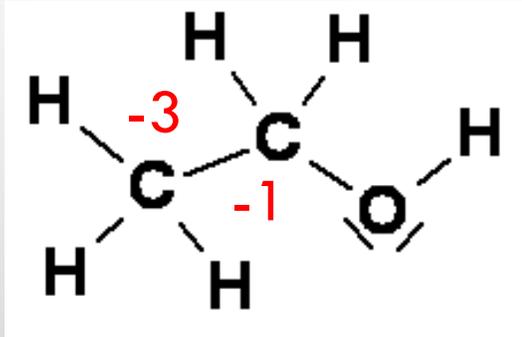
Nein, wieso hab ich das nur falsch!

Alles richtig!

# What's next?

Ergänze die Elektronen in den Teilgleichungen!

Ox.:

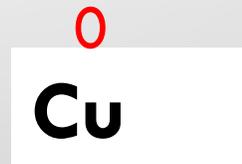


Außerdem:

Alle H's haben  $+1$

Alle O's haben  $-2$

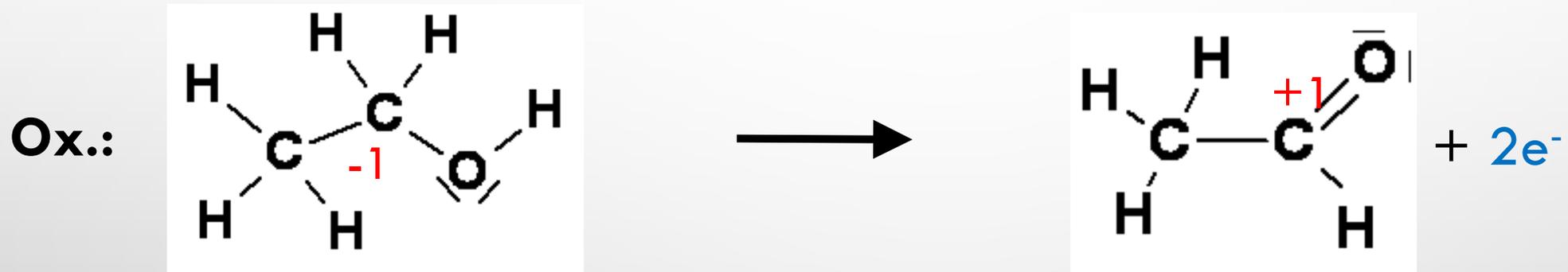
Red.:



Wie mach ich das?

Ich denk ich hab's!

So müsste Deine Lösung aussehen:



Mei bin I guad!

Nein, wieso hab ich das nur falsch!

Da die Oxidationszahlen **theoretische Ladungen** sind, verändern sie sich dann, wenn ein Atom Elektronen aufnimmt (reduziert wird) oder abgibt (oxidiert wird).

Wenn  $\text{Mn}$  zu  $\text{MnO}_2$  wird, gibt das Mangan-Atom vier Elektronen ab  
wenn  $\text{FeCl}_2$  zu  $\text{Fe}$  wird, nimmt das Eisen-Atom zwei Elektronen auf

Die Summe der **Oxidationszahlen** und **Elektronen** der Teilgleichung ist links und rechts vom Pfeil gleich, wenn man auch die Vorzeichen berücksichtigt.

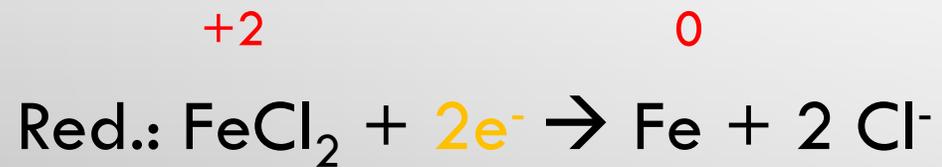
Wie bitte?!

Aha...schon kapiert

Wenn Mn zu  $\text{MnO}_2$  wird, gibt das Mangan-Atom vier Elektronen ab



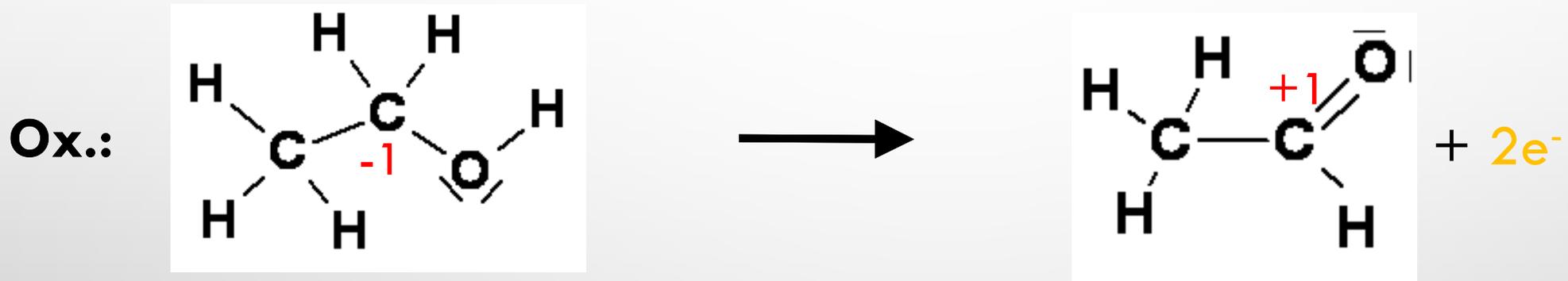
wenn  $\text{FeCl}_2$  zu Fe wird, nimmt das Eisen-Atom zwei Elektronen auf



Weiter im Text!

# Noch was?

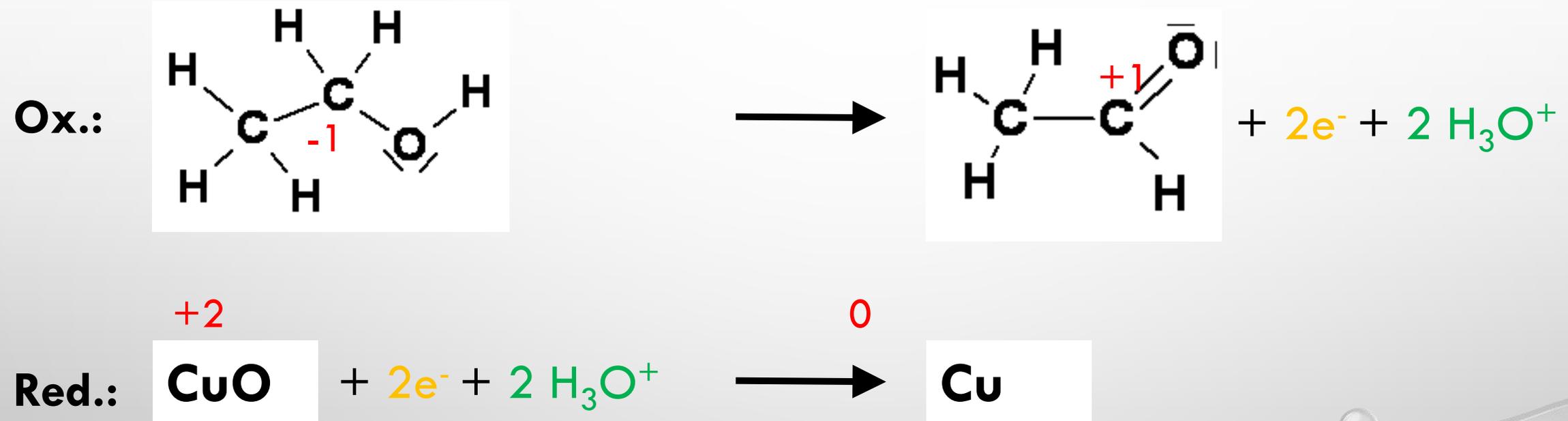
Ergänze für den Ladungsausgleich die Teilgleichungen passend!



Wie mach ich das?

Fertig!

So müsste Deine Lösung aussehen:



Alles  
perfekt!

Herr schafft's Zeiten... foisch is!

Betrachtet werden nun nur noch die „echten Ladungen“, nicht mehr die Oxidationszahlen.

In saurer Umgebung wird mit  $\text{H}_3\text{O}^+$  - Ionen ausgeglichen, in basischer Umgebung mit  $\text{OH}^-$  - Ionen.

Jede Teilgleichung wird so mit  $\text{H}_3\text{O}^+$  oder  $\text{OH}^-$  ergänzt, dass auf jeder Seite dieser Teilgleichung die Summe aus allen „echten Ladungen“ gleich ist.

Aha...schon kapiert

Da brauch ich ein  
Beispiel!

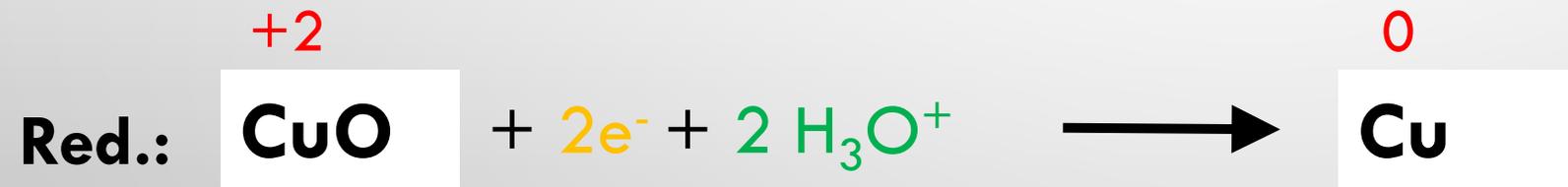
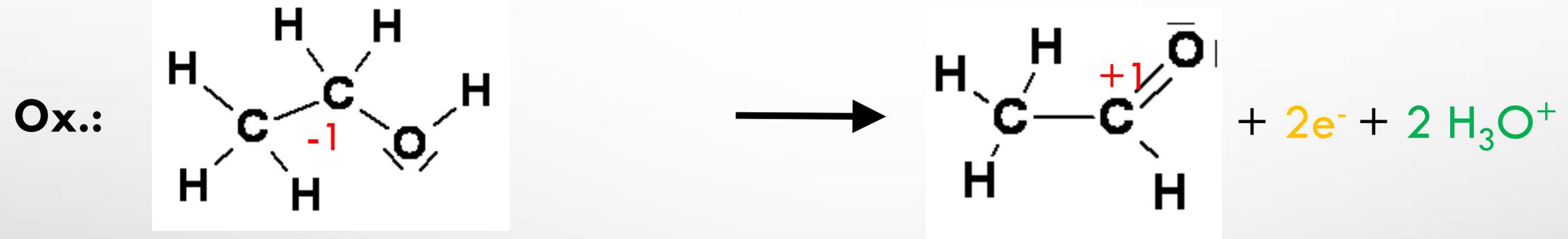


Nochmal...

Ja ja, schon klar!

# Dann gleich auf zum nächsten Streich!

Ergänze für den Stoffausgleich das Wasser in den Teilgleichungen!



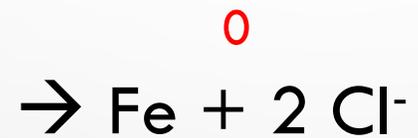
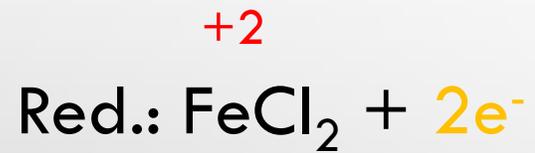
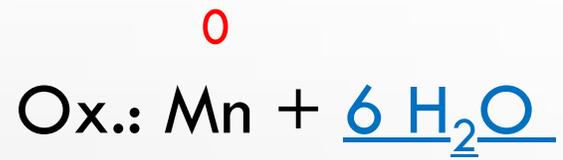
Kann ich nicht!

Wasser  
marsch!

Damit links und rechts in den Teilgleichungen die selbe Anzahl an Atomen jeder Sorte steht, muss man evtl.  $\text{H}_2\text{O}$ -Moleküle ergänzen.

Aha...schon kapiert

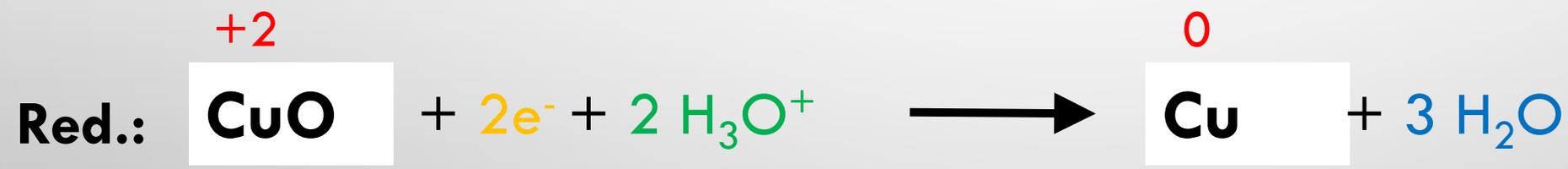
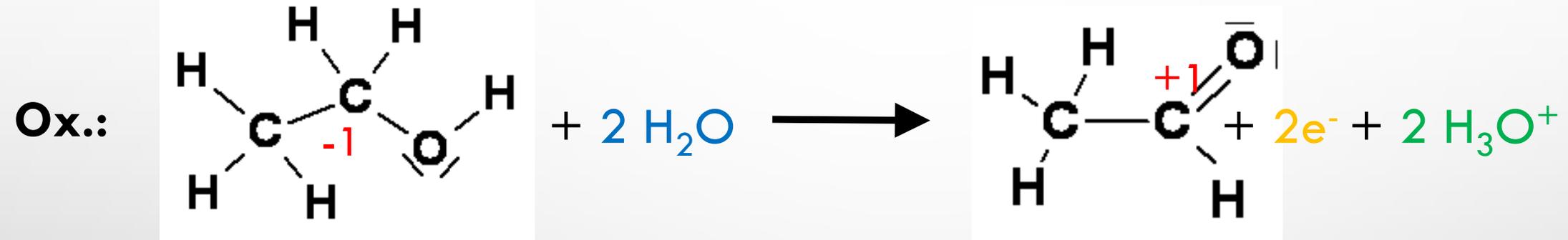
Zeigen!



Nochmal...

Ja ja, schon klar!

So müsste Deine Lösung aussehen:

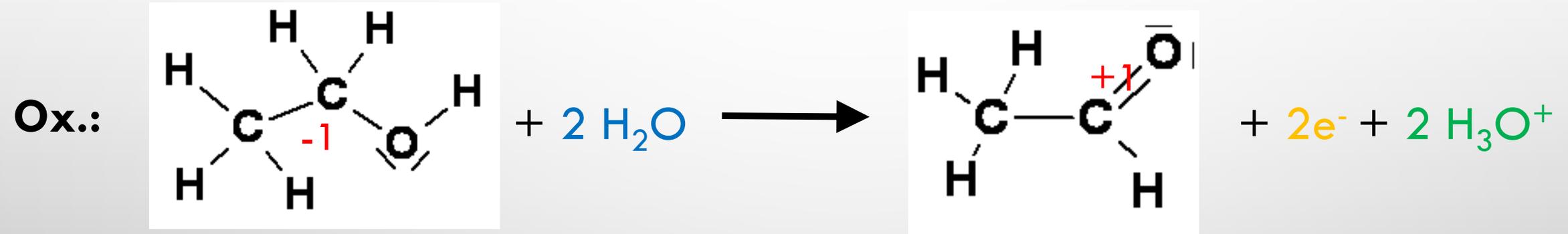


JA!

NEIN!

# Wir nähern uns dem Ende!

Bringe die Teilgleichungen auf eine gemeinsame Elektronenzahl  
und kürze soweit wie möglich!



Wie mach ich das?

Done!

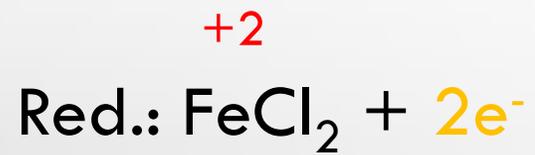
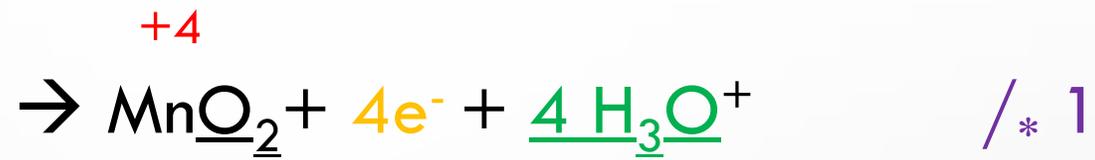
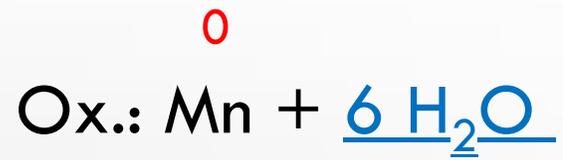
Da Elektronen nicht verschwinden oder aus dem Nichts auftauchen können, müssen in der Oxidationsreaktion ebenso viele Elektronen abgegeben werden, wie in der Reduktionsreaktion aufgenommen werden.

Das erreicht man, indem man beide Teilgleichungen so multipliziert, dass die Elektronen den kleinsten gemeinsamen Vielfachen haben.

Dann werden die Moleküle, von denen es links und rechts gleiche gibt soweit wie möglich gekürzt.

Beispiel!

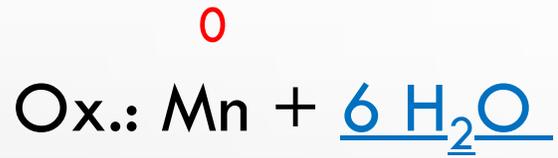
Ich Mathegenie  
kann das!



Weiter!



Weiter!



$/ * 1$



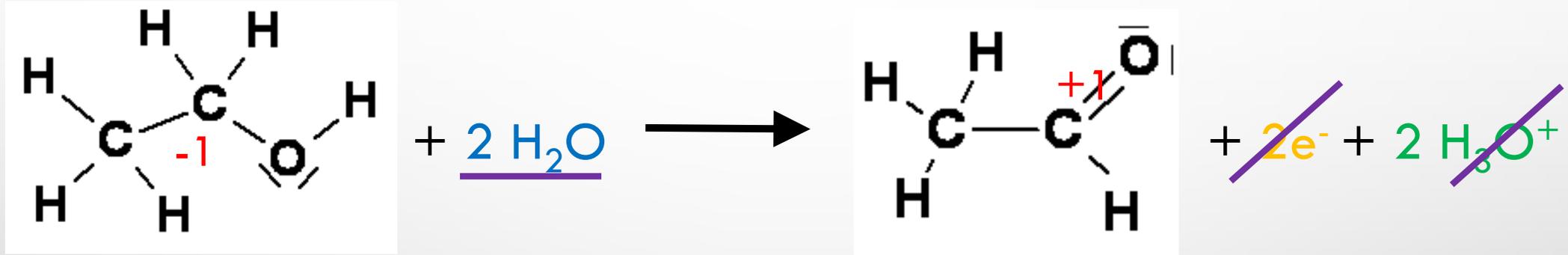
$/ * 2$

Gäh!

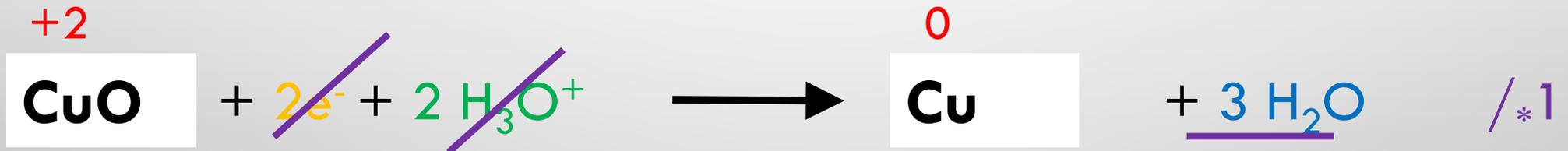
Zu schnell...

So müsste Deine Lösung aussehen:

Ox.:



Red.:

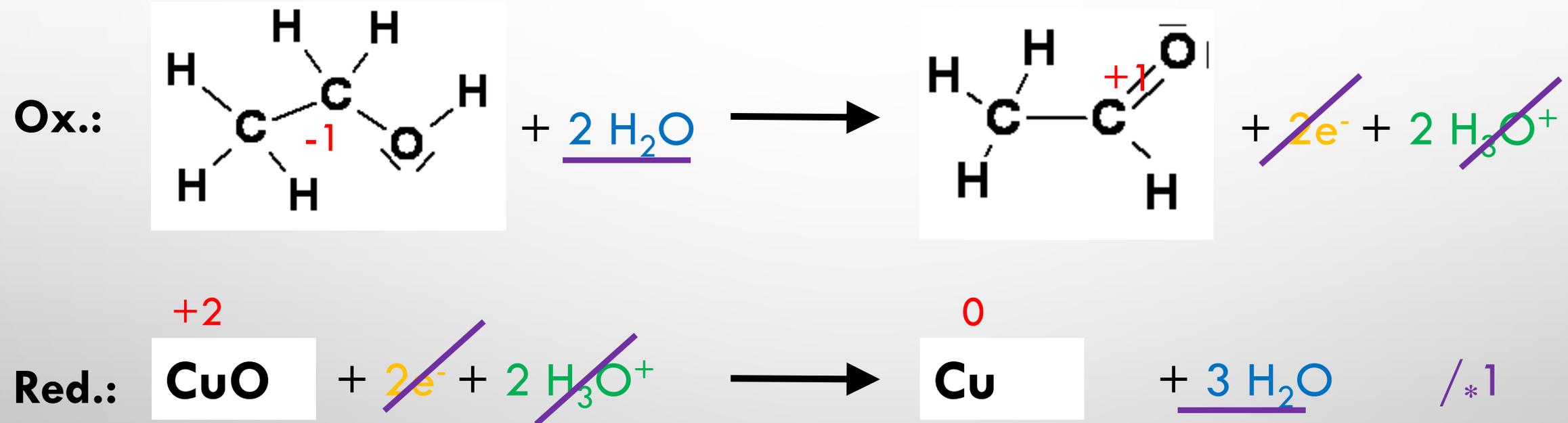


Das war's noch nicht!

Ich habe alles richtig gemacht!

## Letzter Schritt!

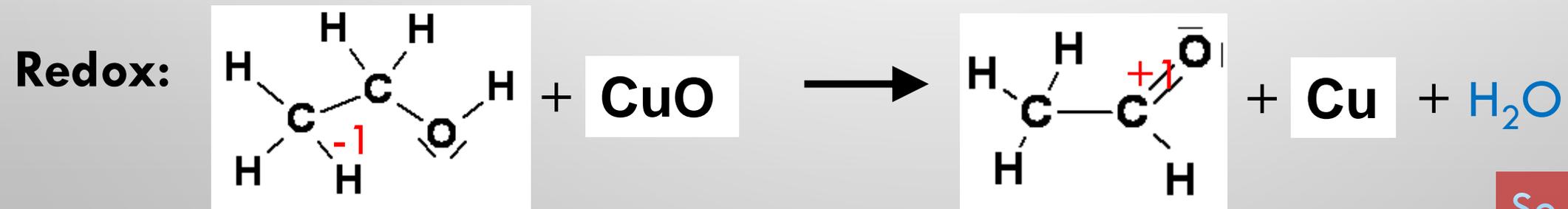
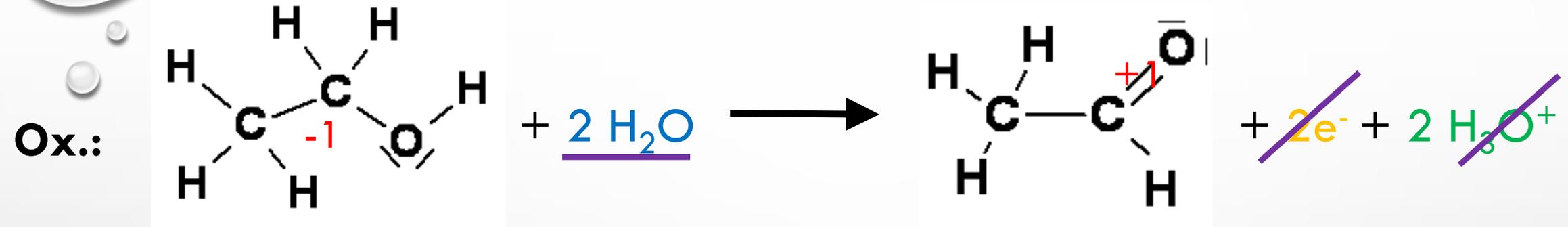
Fasse die gekürzten Teilgleichungen in einer Gesamtgleichung zusammen!



Ich bin gerade  
ausgestiegen!

Das war schon  
alles?

So müsste Deine Lösung aussehen:



Punktlandung!

So kurz vor dem Ziel noch ein Fehler!

Jetzt geht es wirklich ganz schnell:

- Mach unter die beiden Teilgleichungen einen Strich,
- schreibe „Redox“ an den Anfang der Zeile darunter,
- schreibe von beiden Teilgleichungen die Eduktseite ab (das nicht Herausgekürzte)
- zeichne den Reaktionspfeil
- schreibe von beiden Teilgleichungen die Produktseite ab (das nicht Herausgekürzte)
- kontrolliere, ob Du links und rechts von jeder Elementsorte gleich viele Atome hast
- Fertig!

Das kann ich  
gerade noch!



**Gratulation**

**Du hast es geschafft!**