

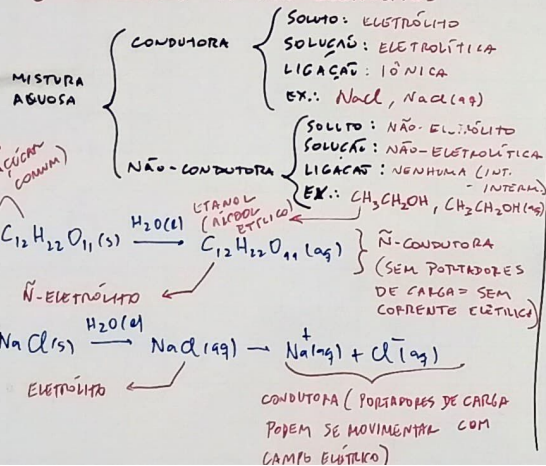
CAP. 4.1-4.4

* REAÇÕES QUÍMICAS

- PROPRIEDADES GERAIS DAS SOLUÇÕES AQUOSAS

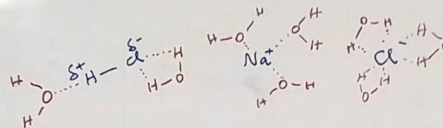
- **SOLUÇÃO:** MISTURA HOMOGÊNEA (1 FASE) DE DUAS OU MAIS SUBSTÂNCIAS
- **SOLVENTE:** SUBSTÂNCIA EM MAIOR QUANTIDADE
- **SOLUTO(s):** SUBSTÂNCIA(S) EM MENOR QUANTIDADE

① ELETRÓLITOS VS. NÃO-ELETRÓLITOS

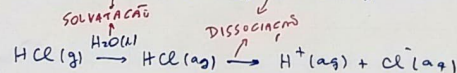
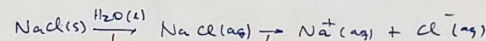


② SOLVATAÇÃO / DISSOLUÇÃO:

- SOLVENTE ENVOLVE (RODEIA) MOLÉCULAS OU ÍONS

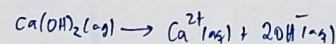
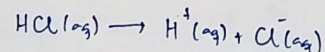
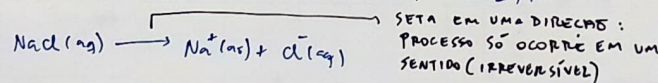


- OCORRE QUANDO SOLVENTE TIPORE INTERAÇÕES INTERMOLECULARES (MOLECULAS) OU LIGAÇÕES IÔNICAS (SÓLIDOS IÔNICOS) DE UM SÓLIDO, LÍQUIDO OU GÁS

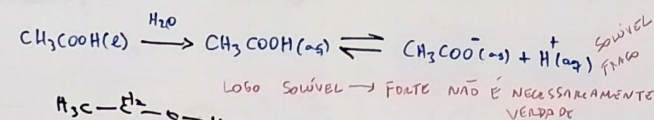
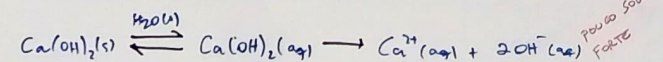
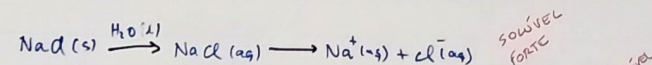
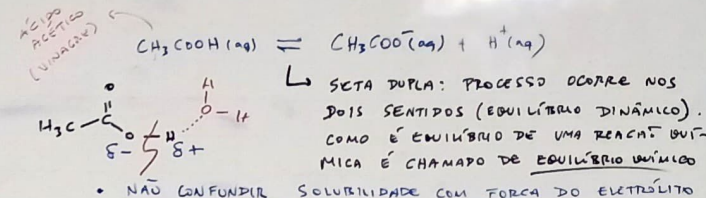


③ ELETRÓLITOS FORTES / FRACOS

- **FORTES:** QUANDO DISSOLVIDOS, ESTÃO QUASE QUE TOTALMENTE COMO ÍONS. EX.: NaCl, $Ca(OH)_2$, HCl



- **FRACOS:** QUANDO DISSOLVIDOS ESTÃO QUASE NÃO-DISSOCIADOS (MOLECULAS NEUTRAS). A MAIORIA DOS ÍONS VOLTA A MOLECULAS, E POUCAS SE TORNAM ÍONS

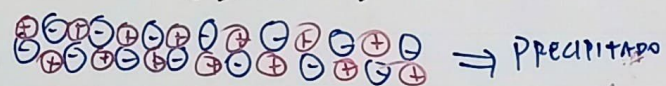
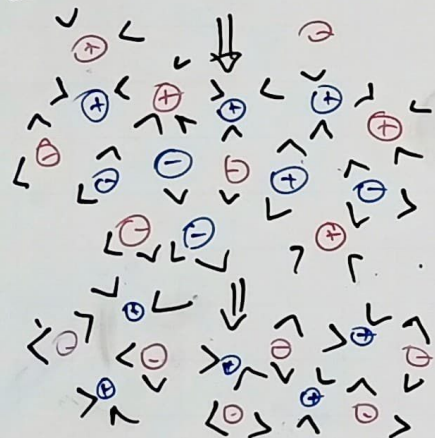
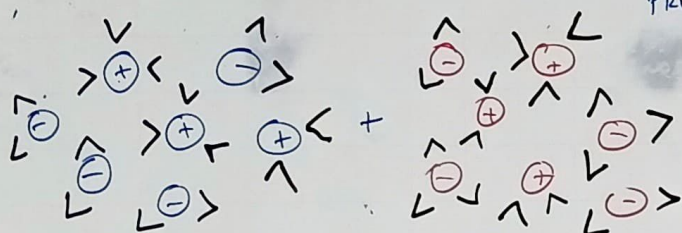


NOTE QUE CH_3CH_2OH NEM ELETRÓLITO É, PORTANTO A ANÁLISE ELETRÓLITO FORTES VS. FRACOS NÃO TEM SENTIDO.

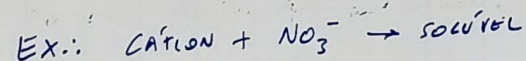
LAP.
4.1-4.4

* REAÇÕES DE PRECIPITAÇÃO

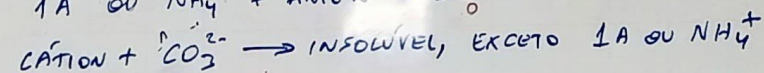
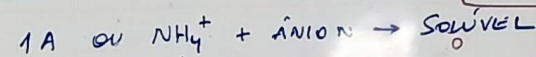
- REAÇÕES QUÍMICAS ONDE IONS EM SOLUÇÃO SE UNEM PARA FORMAR UM SÓLIDO INSOLÚVEL CHAMADO PRECIPITADO. TAL FORMAÇÃO É CHAMADA DE PRECIPITAÇÃO



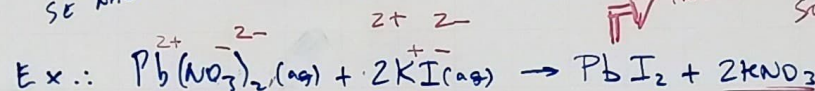
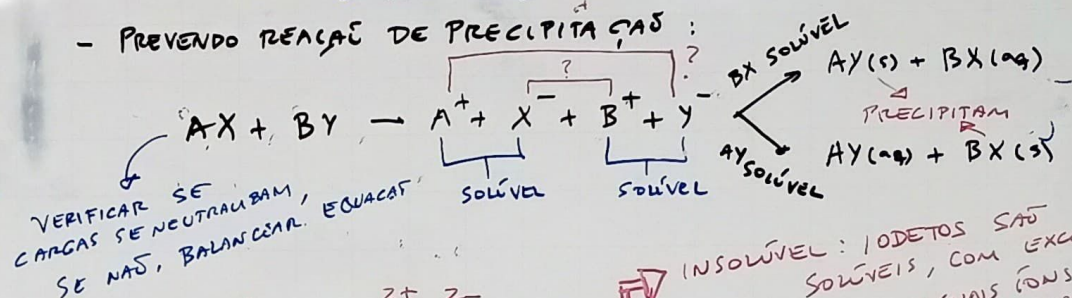
- REGRAS DE SOLUBILIDADE: DEPENDEM DO CÂTION E DO ÂNION



VER TABELA DO LIVRO



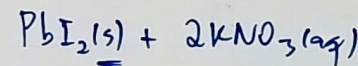
- PREVENDO REAÇÃO DE PRECIPITAÇÃO:



SOLÚVEL: TODOS OS NITRATOS SÃO SOLÚVEIS

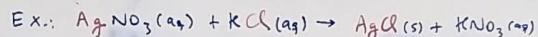
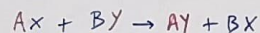
SALIS COM 1A SÃO SOLÚVEIS

INSOLÚVEL: IODetos SÃO SOLÚVEIS, COM EXCEÇÃO DE ALGUNS IONS COMO O Pb^{2+}



- A REACÃO DE PRECIPITAÇÃO É UM EXEMPLO DE REACÃO DE TROCA (METÁTESE), POIS OS ÍONS TROCAM DE PARES.

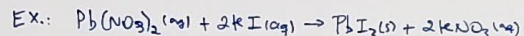
- ESSAS REAÇÕES SEGUEM O PERFIL:



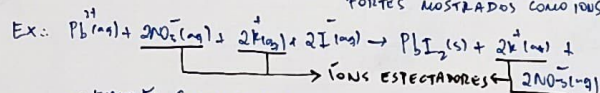
- REAÇÕES DE NEUTRALIZAÇÃO (ÁCIDO + BASE) TAMBÉM SEGUEM ESSE PERFIL.

• EQUAÇÃO IÔNICA E ÍONS ESPECTADORES

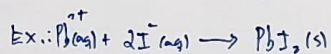
- EQUAÇÃO MOLECULAR: CARÁTER IÔNICO NÃO É EVIDENCIADO



- EQUAÇÃO IÔNICA COMPLETA: TODOS OS ELETRÓLITOS FORTES MOSTRADOS COMO ÍONS



- EQUAÇÃO IÔNICA SIMPLIFICADA: REMOÇÃO DE ÍONS ESPECTADORES



REACÃO SÓ OCORRE SE ALGUNS ÍONS PRECIPITAM & FORMAÇÃO DE UG. IÔNICA

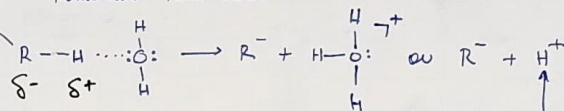
* ÁCIDOS, BASES E REAÇÕES DE NEUTRALIZAÇÃO

- ÁCIDOS E BASES SÃO ELETRÓLITOS COMUNS QUE PROMOVEM O AUMENTO NA QUANTIDADE DE ÍONS H^+ OU OH^- EM SOLUÇÃO AQUOSA, RESPECTIVAMENTE.

• ÁCIDOS

- MOLÉCULAS QUE POSSUEM UM HIDROGÊNIO QUE PODE SER REMOVIDO PELA ÁGUA

GRUPO LIGANDO



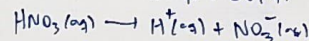
FORMA SIMPLIFICADA

- COMO O H^+ É SÓ UM PRÓTON, ÁCIDOS SÃO DOADORES DE PRÓTONS. EX.: VINAGRE (ÁCIDO ACÉTICO)

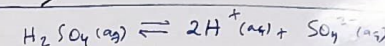
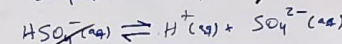
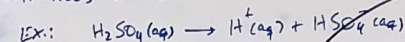
SUCO DE LIMÃO (ÁCIDO CÍTRICO)

- PODEM SER CLASSIFICADOS DE ACORDO COM O NÚMERO DE PRÓTONS PRODUZIDOS:

A) MONOPRÓTICO (1 H^+)



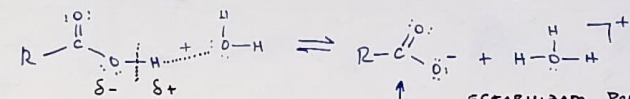
B) DIPRÓTICOS (2 H^+):



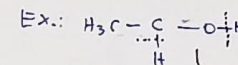
DISSOCIAÇÃO COMPLETA
DISSOCIAÇÃO INCOMPLETA

- O ÁCIDO ACÉTICO É UM ÁCIDO CARBOXÍLICO:

ÍONS H^+ , SO_4^{2-} E HSO_4^- PRESENTES



ESTABILIZADO POR RESSONÂNCIA: POR ISSO É ÁCIDO



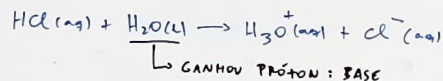
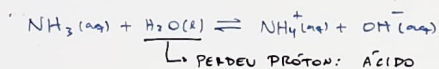
NÃO ROMPEM PORQUE NÃO SÃO ESTABILIZADOS POR RESSONÂNCIA

• BASES

- SUBSTÂNCIAS QUE REAGEM (RECEBEM) ÍONS H^+ . OU ELAS LIBERAM OH^- QUANDO DISSOLVIDAS OU AUMENTAM SUA QUANTIDADE INDIRETAMENTE AO CONSUMIR H^+ .



- NOTE QUE A ÁGUA PODE SE COMPORTAR COMO ÁCIDO OU BASE:



• ÁCIDOS E BASES FORTES E FRACOS

- ELETRÓLITOS FORTES → ÁCIDOS/BASES FORTES

- ELETRÓLITOS FRACOS → ÁCIDOS/BASES FRACOS

FORÇA ≠ REATIVIDADE (EXCETO QUANDO REATIVIDADE DEPENDE DE H^+ ATOMAS)

- EXEMPLOS:

- ÁCIDOS FORTES: HCl , HBr , HI , HClO_3 , HClO_4 , HNO_3 , H_2SO_4
- ÁCIDOS FRACOS: OUTROS (EM GERAL)
- BASES FORTES: HIDRÓXIDOS DE CÂTIÕES DO GRUPO 1A (Li , Na , K , Rb , Cs) E DE CÂTIÕES PESADOS DO GRUPO 2A (Ca , Sr , Ba).
- BASES FRACAS: NH_3 E OUTRAS

- SOBRE RELAÇÃO ENTRE O COMPOSTO SEU IÔNICO/MOLECULAR:

IÔNICO → BASES FORTES
→ OUTROS (EX.: NaCl) (ELETRÓLITOS FORTES)

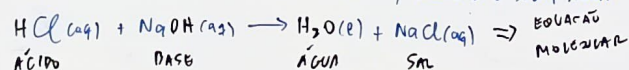
MOLECULAR → ÁCIDOS/BASES FRACOS (ELETRÓLITOS FRACOS)
→ ÁCIDOS FORTES (ELETRÓLITOS FORTES)
→ OUTROS (NÃO-ELETRÓLITOS)

• REAÇÕES DE NEUTRALIZAÇÃO DE SALS

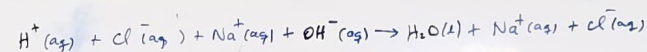
- ÁCIDOS E BASES DIFEREM { SADOR
CORES DE INDICADORES
PROPRIEDADES QUÍMICAS EM GERAL

- REAÇÃO DE NEUTRALIZAÇÃO: ÁCIDO + BASE → PRODUTOS

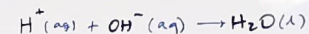
- QUANDO É ÁCIDO + HIDRÓXIDO METÁLICO, PRODUTO É SAL + ÁGUA



EQUAÇÃO IÔNICA COMPLETA:



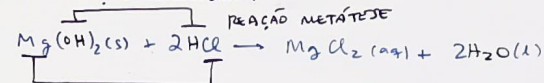
EQUAÇÃO IÔNICA SIMPLIFICADA:



(CARACTERÍSTICA PRINCIPAL DAS REAÇÕES DE NEUTRALIZAÇÃO)

EX.: REAÇÃO DE NEUTRALIZAÇÃO DO ÁCIDO CLORÍDRICO COM O HIDRÓXIDO DE MAGNÉSIO SÓLIDO

EQUAÇÃO MOLECULAR:



EQUAÇÃO IÔNICA SIMPLIFICADA

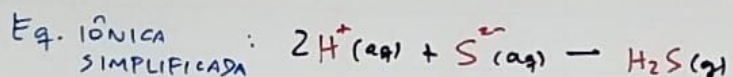
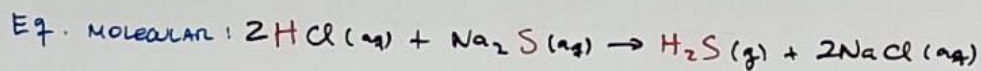


• REAÇÕES DE NEUTRALIZAÇÃO COM FORMAÇÃO DE SAIS

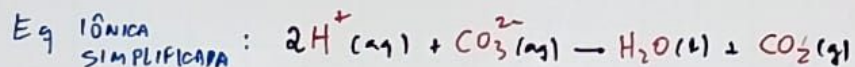
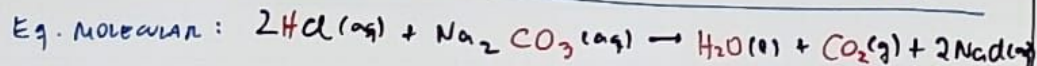
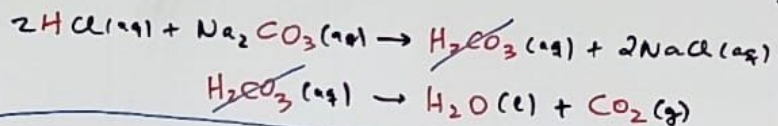
- OUTRAS BASES ALÉM DO OH^- : S^{2-} , CO_3^{2-} , HCO_3^-

SULFETO
CARBONATO
BICARBONATO

- FORMAÇÃO DE H_2S :



- FORMAÇÃO DE CO_2



- FAÇA AS REAÇÕES PARA O $\text{NaHCO}_3(\text{aq})$ ATUANDO COMO BASE

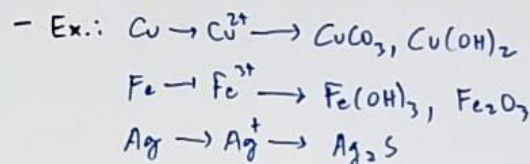
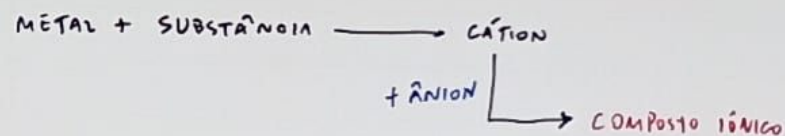
* REAÇÕES DE OXIDACÃO-REDUÇÃO (OXIRREDUÇÃO, REDOX)

- PRECIPITAÇÃO: $\oplus \rightarrow \oplus \oplus \ominus \rightarrow \ominus$
- ÁCIDO-BASE: $\text{A} \text{---} \text{H} \rightarrow \text{H} \text{---} \text{B}$
- OXIRREDUÇÃO: $\text{O} \text{---} \text{R} \rightarrow \text{O}^+ \text{---} \text{R}^-$

- VAMOS NOS CONCENTRAR EM CASOS ONDE UM REAGENTE É UM METAL (NA FORMA ELEMENTAR)

- UM EXEMPLO COMUM DESSE CASO:

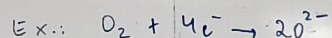
CORROSÃO: METAL PERDE ELÉTRONS PARA OUTRA SUBSTÂNCIA, E FORMA CÁTIONS QUE SE COMBINAM COM ÂNIONS GERANDO COMPOSTOS IÔNICOS



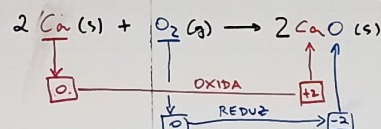
• OXIDACÃO: SUBSTÂNCIA PERDE e^- E FICA COM CARGA MAIOR (MAIS POSITIVA/MENOS NEGATIVA)



- REDUÇÃO: SUBSTÂNCIA GANHA e^- E FICA COM CARGA MENOR (MENOS POSITIVA / MAIS NEGATIVA)



- SE HÁ UMA SUBSTÂNCIA QUE PERDE (OXIDA) HÁ OUTRA QUE GANHA, LOGO OXIDAÇÃO DE UMA SUBSTÂNCIA \leftrightarrow REDUÇÃO DE OUTRA



• NÚMERO DE OXIDAÇÃO (Nox)

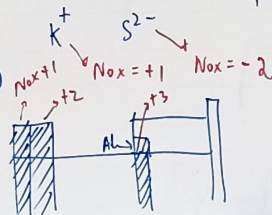
- SERVE PARA GERENCIAMENTO DO N° DE ELÉTRONS QUE SAEM DA SUBSTÂNCIA QUE OXIDA PARA A QUE REDUZ
- DETERMINADA POR DIVISÃO HIPOTÉTICA DOS ELÉTRONS ENTRE ÁTOMOS (\neq CARGA FORMAL)

- REGRAS:

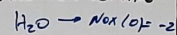
① ÁTOMO NA FORMA ELEMENTAR: $Nox = 0$

② ÍON MONOATÔMICO: $Nox = CARGA$

NOTE QUE CARGA = (NÚMERO)(SINAL)
 $Nox = (SINAL)(NÚMERO)$



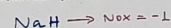
③ NÃO METAIS: EM GERAL $Nox < 0$, MAS NEM SEMPRE



(A) $Nox(O) = -2$ EM COMPOSTOS IÔNICOS E MOLECULARES

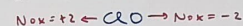
EXCEÇÃO: PEROXÍDOS COMO O $O_2^{2-} \Rightarrow Nox(O) = -1$

(B) $Nox(H) = \begin{cases} +1, \text{ QUANDO LIGADO A NÃO-METAIS} \\ -1, \text{ QUANDO LIGADO A METAIS} \end{cases}$



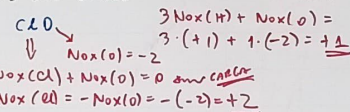
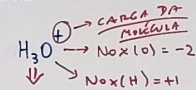
(C) $Nox(F) = -1$

$Nox(Cl, Br, I) = -1$, EXCEÇÕES: QUANDO COMBINADOS COM OXIGÊNIO ($Nox > 0$)

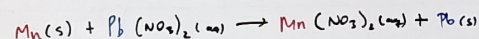
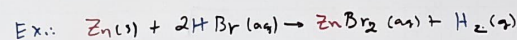
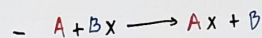


④ Soma do $Nox = CARGA$ DO COMPOSTO

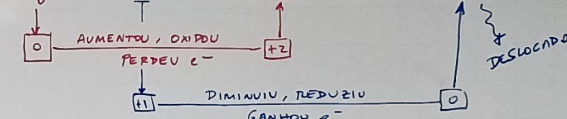
ÚTIL PARA OBTEN Nox DE ÁTOMO QUANDO SABEMOS DOS OUTROS



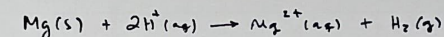
• OXIDAÇÃO DE ÁCIDOS POR ÁCIDOS E SAIS



- REAÇÕES DE DESLOCAMENTO: ÍON É SUBSTITUÍDO (DESLOCADO) EM FUNÇÃO DE UM ELEMENTO

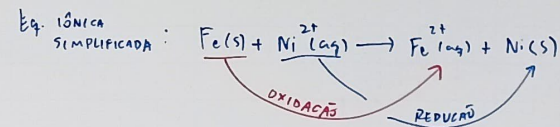
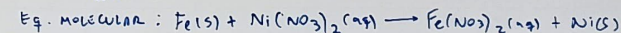


- CL NÃO OXIDOU NEM REDUZIU: ÍON ESPECTADOR. A EQUAÇÃO IÔNICA SIMPLIFICADA É, PORTANTO:



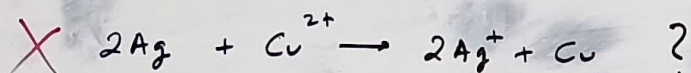
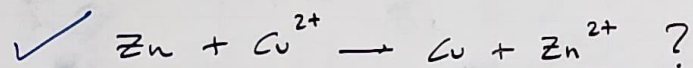
- METAIS TAMBÉM PODEM SER OXIDADOS POR SOLUÇÕES AQUECIDAS DE SAIS

EX.:



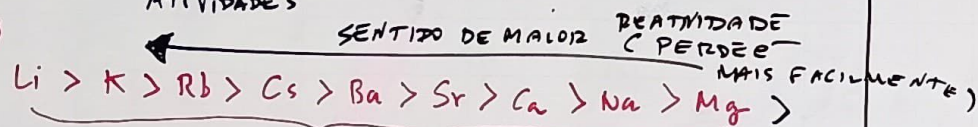
SÉRIE DE ATIVIDADES

- PREVER SE METAL SERÁ OXIDADO POR ÁCIDO OU SAL.

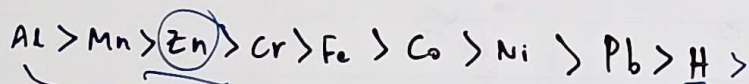


- TABELA COM FACILIDADE DE OXIDACÃO: SÉRIE DE ATIVIDADES

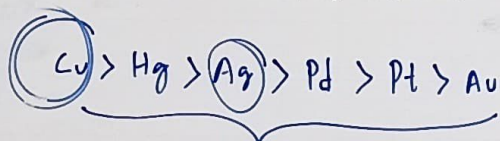
FACILMENTE OXIDADO



METAIS ALCALINOS E ALCALINO-TERROSOS
(METAIS ATIVOS)



METAIS COMUNS



METAIS NOBRES

BAIXA REATIVIDADE
DIFICILMENTE OXIDADO

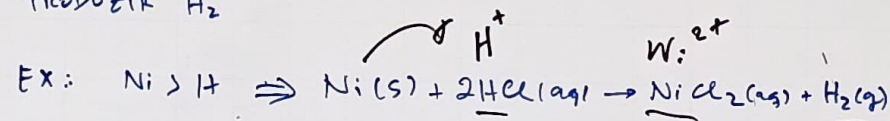
METAIS + SAIS/ÍONS

- QUALQUER METAL DA LISTA PODE SER OXIDADO PELOS ÍONS (SAIS) DOS ELEMENTOS MAIS ABAIXO DA LISTA



METAIS + ÁCIDOS

- METAIS ACIMA DO H REAGEM COM ÁCIDO PARA PRODUZIR H_2



- METAIS ABAIXO NÃO SÃO OXIDADOS PELO H^{+} , E NÃO PRODUZEM H_2