

## TEMA 2: CONFIGURAÇÃO ELETRÔNICA E PROPRIEDADES PERIÓDICAS DOS ELEMENTOS QUÍMICOS / QUÍMICA ORGÂNICA NOMEIÁTICA

### 1) INTRODUÇÃO

APÓS A ELUCIDAÇÃO DA ESTRUTURA ATÔMICA E DOS NÚMEROS QUÂNTICOS TROUXE O CONHECIMENTO ACERCA DAS CARACTERÍSTICAS ELETRÔNICAS DOS ÁTOMOS.

DESSA FORMA, TORNOU-SE POSSÍVEL DESCREVER A FORMA COMO OS ELÉTRONS ESTAVAM DISTRIBUÍDOS NOS ÁTOMOS E, CONSEQUENTEMENTE, SUAS CARACTERÍSTICAS OU ALGUMAS DE SUAS CARACTERÍSTICAS E PROPRIEDADES.

### 2) CONFIGURAÇÃO ELETRÔNICA

A CONFIGURAÇÃO ELETRÔNICA NOS MOSTRA COMO OS ELÉTRONS ESTÃO DISTRIBUÍDOS NOS ORBITAIS, EM NÍVEIS E SUBNÍVEIS, QUE COMPÕE OS ÁTOMOS.

ESSA DISTRIBUIÇÃO ACONTECE DE MODO QUE O ÁTOMO FIQUE EM SEU ESTADO FUNDAMENTAL, OU SEJA, AQUELE DE MENOR ENERGIA.

PARA QUE EXPLICAR A DISTRIBUIÇÃO DOS ELÉTRONS CONSIDERA-SE O PRINCÍPIO DE AUFBAU, ONDE DIZ-SE QUE:

1) OS ELÉTRONS SE ENCONTRAM DISPOSTOS OU SERÃO ALOCADOS NOS ÁTOMOS EM ORDEM CRESCENTE DE  $n$  (NÚMERO QUÂNTICO PRIMÁRIO.  $n=1,2,3,\dots$ ) +  $l$  (NÚMERO QUÂNTICO SECUNDÁRIO. PARA:  $s \rightarrow l=0$ ,  $p \rightarrow l=1$ ,  $d \rightarrow l=2,\dots$ ). QUANDO OS VALORES DE  $n+l$  FOREM IGUAIS, O ELÉTRON IRÁ OCUPAR AQUELE ORBITAL COM MENOR VALOR DE  $n$  PRIMEIRO;

2) PRINCÍPIO DA EXCLUSÃO DE PAULING: DOIS ELÉTRONS NÃO PODERÃO POSSUIR QUATRO NÚMEROS QUÂNTICOS IGUAIS OU SEJA, OS VALORES DE  $n$ ,  $l$ ,  $m_l$  e  $m_s$  DEVERÃO SER DIFERENTES OU DEVERÁ TER PELO MENOS UM DESSES VALORES DO CONJUNTO DE NÚMEROS QUÂNTICOS QUE SEJA DIFERENTE;

3) REGRA DE HUND: OS ELÉTRONS DEVERÃO SER ALOCADOS DE MODO A POSSUIR UMA MAIOR MULTIPLICIDADE DE SPINS EM ORBITAIS DEGENERADOS, OU SEJA, OCUPAR OS ORBITAIS VÁZIOS PRIMEIROS E SÓ DEPOIS FAZER O EMPARELHAMENTO.

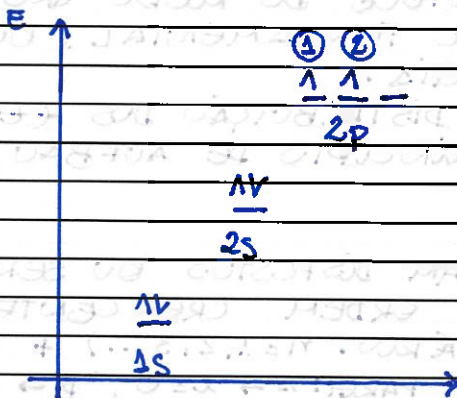
A REGRA DE HUND É "ESTABELECIDADA" AO LEVARMOS EM CONTA AS ENERGIAS DE EMPARELHAMENTO E DE TROCA ENTRE OS ELÉTRONS QUE NOS MOSTRA QUE, QUANTO MAIOR A POSSIBILIDADE DE TROCA DE POSIÇÃO ENTRE OS ELÉTRONS, MENOR A ENERGIA DO SISTEMA.

COMPLEMENTANDO O ITEM 3, PARA QUE A ENERGIA DE TROCA SEJA MENOR, OS ELÉTRONS TAMBÉM DEVEM POSSUIR MESMO MS.

DESSA FORMA TEMOS ENTÃO:

-  $1s^* 2s^* 2p 3s 3p 4s^* 3d 4p...$  COMO ORDEM DE ENERGIA PARA ALOCAÇÃO DOS ELÉTRONS;

- PARA, POR EXEMPLO, A DISTRIBUIÇÃO ELETRÔNICA DE UM ÁTOMO DE CARBONO (C:  $Z=6$ )



OS ELÉTRONS 1 e 2 DO ORBITAL 2p OBEDECEM O PRINCÍPIO DE PAULING E A REGRA DE HUND POIS:

•  $e^- \textcircled{1} \Rightarrow n=2, l=1, m_l=+1, m_s=+1/2$

•  $e^- \textcircled{2} \Rightarrow n=2, l=1, m_l=0, m_s=+1/2$

A DISPOSIÇÃO DOS ELÉTRONS 1 e 2 PODERIAM TAMBÉM SER REPRESENTADAS DAS SEGUINTE FORMAS:

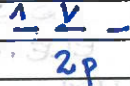
INSTITUTO DE QUÍMICA  
DEPARTAMENTO DE QUÍMICA FUNDAMENTAL  
ÁREA: QUÍMICA GERAL E INORGÂNICA

2023-56-009

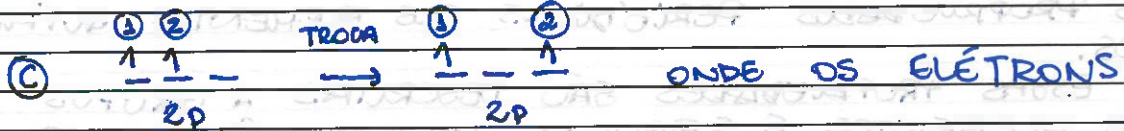
(A)



(B)



PORÉM, AO ANALISARMOS AS DUAS SITUAÇÕES OBSERVAMOS A NECESSIDADE DE CONSIDERARMOS A ENERGIA DE EMPARELHAMENTO NO CASO (A) E A AUSÊNCIA DA POSSIBILIDADE DE TROCA NO CASO (B). EM AMBAS SITUAÇÕES TEM-SE UMA ENERGIA TOTAL DO SISTEMA MAIOR DO QUE QUANDO CONSIDERAMOS UMA TERCEIRA POSSIBILIDADE, QUE É



(1) e (2) POSSUEM UMA POSSIBILIDADE DE TROCA, O QUE LEVA A DIMINUIÇÃO DA ENERGIA DO SISTEMA, TORNANDO-O MAIS ESTÁVEL.

APESAR DESSE SISTEMA DE DISTRIBUIÇÃO DOS ELÉTRONS SER EFETIVO PARA GRANDE PARTE DOS ÁTOMOS, TEMOS SITUAÇÕES ONDE SÃO OBSERVADAS ALGUMAS ANOMALIAS. VEMOS O CASO DO COBRE (Cu: Z=29):

AO CONSIDERARMOS AS REGRAS PARA DISTRIBUIÇÃO ELETRÔNICA TERÍAMOS



CONTUDO, EXPERIMENTALMENTE OBSERVA-SE QUE A DISTRIBUIÇÃO ELETRÔNICA DO COBRE É A SEGUINTE



ELÉTRON É "MOVIDO" DO ORBITAL 4s, QUE É O QUE POSSUI MENOR ENERGIA, PARA O ORBITAL 3d, DE MAIOR ENERGIA.

ESSA SITUAÇÃO SE DEVE AO FATO DE QUE AS ENERGIAS DOS ORBITAIS 4s E 3d SÃO MUITO PRÓXIMAS, O QUE FAVORECE A PROMOÇÃO DO ELÉTRON POIS A ENERGIA GASTA PARA EMPARELHAR É MAIOR DO QUE A ENERGIA DE PROMOÇÃO. ALÉM DISSO, CONFIGURA

COES TOTALMENTE PREENCHIDAS COMO A  $4d^{10}$  OU SEMIPREENCHIDAS COMO UMA  $3d^5$  CONFIGURAM UMA MENOR ENERGIA AO SISTEMA. ALÉM DESSA SITUAÇÃO OUTRAS ANOMALIAS QUE NÃO CULMINAM EM CONFIGURAÇÕES SEMI OU TOTALMENTE PREENCHIDAS PODEM SER EXPLICADAS AO CONSIDERARMOS A ENERGIA DE ENTRADA DE CADA ELÉTRON, CADA UM DOS DE  $\alpha$  e  $\beta$  EM CADA ORBITAL, COMO É O CASO DO ÁTOMO DE RUTÊNIO, QUE TEM SUA CONFIGURAÇÃO FINALIZADA EM  $5d^7$ .

PARA ÁTOMOS POLIELETRÔNICOS, A DIFERENÇA DOS NÍVEIS DE ENERGIA DEVE CONSIDERAR AS ENERGIAS DE ATRAÇÃO ELÉTRON-NÚCLEO E TAMBÉM DE REPULSÃO ELÉTRON-ELÉTRON. ESSA CARACTERÍSTICA, CHAMADA CARGA NUCLEAR EFETIVA ( $Z_{eff}$ ) TAMBÉM É A BASE PARA PODERMOS EXPLICAR AS PROPRIEDADES PERIÓDICAS DOS ELEMENTOS QUÍMICOS.

ESSAS PROPRIEDADES SÃO DESCRITAS A GRUPOS DE ELEMENTOS E SEGUIM UMA TENDÊNCIA AO LONGO DA TABELA. ESSE FATO ESTÁ LIGADO À DISTRIBUIÇÃO ELETRÔNICA SIMILAR ENTRE OS ÁTOMOS QUE COMPOE UM MESMO GRUPO DA TABELA PERIÓDICA.

### 3) CARGA NUCLEAR EFETIVA ( $Z_{eff}$ )

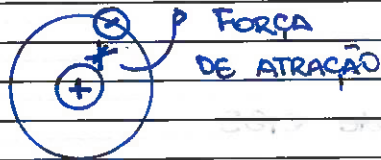
COMO DITO ANTERIORMENTE, EM ÁTOMOS POLIELETRÔNICOS, DEVEMOS CONSIDERAR A REPULSÃO QUE ACONTECE ENTRE OS ELÉTRONS.

QUANDO TRATAMOS DE UM ÁTOMO DE HIDRÓGENIO ( $Z=1$ ) A ÚNICA FORÇA A SER CONSIDERADA É A FORÇA DE ATRAÇÃO ENTRE UM PRÓTON DO NÚCLEO E O ÚNICO ELÉTRON EXISTENTE. OU SEJA, O ELÉTRON "SENTE" 100% A CARGA DO NÚCLEO.

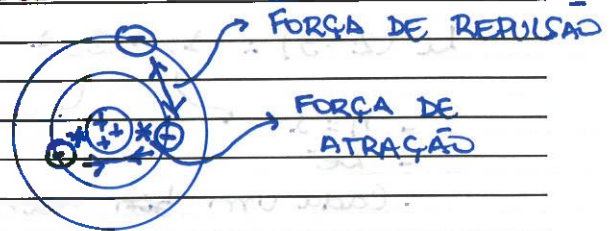
PORÉM, EM UM ÁTOMO POLIELETRÔNICO TEM-SE UMA DIMINUIÇÃO NA CARGA DO NÚCLEO SENTIDA PELO ELÉTRON DEVIDO À PRESENÇA DE OUTROS ELÉTRONS NO ENTORNO OU PROXIMIDADES. DESSE MODO, A CARGA NUCLEAR ( $Z$ ) TEM SEU VALOR REDUZIDO, TORNANDO-SE OU PASSANDO A SER DEFINIDA COMO CARGA NUCLEAR EFETIVA ( $Z_{eff}$ ).

A REPULSÃO ENTRE OS ELÉTRONS, QUE REDUZ O VALOR DE  $Z$  É CHAMADO CHAMADO DE BLINDAGEM (S). TANTO O VALOR DE S QUANTO QUANTO

DE  $Z_{eff}$  PODEM SER CALCULADOS.



ÁTOMO DE HIDROGÊNIO  
 $Z = 1$



ÁTOMO DE LÍTIO  
 $Z = 3$   
 $S = ?$   
 $Z_{eff} = ?$

A CARGA NUCLEAR EFETIVA PODE SER CALCULADA UTILIZANDO-SE A SEGUINTE EQUAÇÃO:

$$Z_{eff} = Z - S \quad \text{ONDE, COMO JÁ EXPOSTO}$$

$Z_{eff}$  É A CARGA NUCLEAR EFETIVA,  $Z$  É A C.A. CARGA DO NÚCLEO OU NÚMERO ATÔMICO E  $S$  É A CONSTANTE DE BLINDAGEM.

PARA CALCULAR A CONSTANTE DE BLINDAGEM, DEVEMOS CONSIDERAR AS REGRAS DE SLATER-SLATER, QUE PROPÕE QUE:

1) OS ELÉTRONS DISTRIBUÍDOS DEVEM SER AGRUPADOS DA SEGUINTE FORMA (1s) (2s 2p) (3s 3p) (3d) E ASSIM SUCESSIVAMENTE;

2) OS ELÉTRONS DOS GRUPOS (ns np) POSSUEM A CAPACIDADE DE BLINDAGEM DE:

- MESMO GRUPO: BLINDAGEM DE 0,35
- GRUPO  $n-1$ : BLINDAGEM DE 0,85
- GRUPO  $n-2, n-3 \dots$ : BLINDAGEM DE 1,00

3) OS ELÉTRONS DOS GRUPOS (nd) e (nf) BLINDAM DE:

- MESMO GRUPO: 0,35
- GRUPOS MAIS INTERNOS: 1,00

4) A CONSTANTE DE BLINDAGEM ENTÃO É FORNE

CIDA PELA SOMA DOS VALORES DAS BLINDAGENS. EXEMPLO:

- CALCULE O VALOR DE  $Z_{\text{eff}}$  PARA O ÚLTIMO ELÉTRON A ENTRAR NO ÁTOMO DE LÍCIO ( $Z=3$ ).

$\text{Li} (Z=3) = 1s^2 2s^1 \rightarrow$  ÚLTIMO  $e^-$

-  $n=1 \rightarrow 2e^-$        $n=2 \rightarrow 1e^-$

-  $2e^-$

- Cada um ~~tem~~ blindará de 0,85

$$S = (2 \times 0,85) + (0 \times 0,35)$$

$$S = 1,70$$

$$Z_{\text{eff}} = Z - S$$

$$Z_{\text{eff}} = 3 - 1,70$$

$$Z_{\text{eff}} = 1,3 // \text{ OU SEJA, AO INVÉS DE SENTIR}$$

A FORÇA DE ATRAÇÃO REFERENTE AOS TRÊS PROTÓNS, O ÚLTIMO ELÉTRON SENTE A ATRAÇÃO REFERENTE A 1,3 CARGAS POSITIVAS.

DESSE MODO PERCEBEMOS A DIMINUIÇÃO DA CARGA SENTIDA PELO ÚLTIMO ELÉTRON OU POR QUALQUER UM DOS ELÉTRONS PRESENTES NOS ÁTOMOS. IMPORTANTE DESTACAR QUE A BLINDAGEM ACONTECE OU É REALIZADA SOMENTE POR ÁTOMOS ELÉTRONS EM MESMO NÍVEL OU NÍVEL MAIS INTERNO ÀQUELE QUE ESTÁ SENDO ESTUDADO.

AO AVALIARMOS A VARIACÃO DA CARGA NUCLEAR EFETIVA NA TABELA PERIÓDICA, OBSERVAMOS UM AUMENTO DA MESMA AO LONGO DOS PERÍODOS VISTO QUE O VALOR DE  $Z$  AUMENTA ENQUANTO A BLINDAGEM SE MANTÉM POUCO ALTERADA. AGORA, QUANDO OLHAMOS PARA AS FAMÍLIAS, TANTO A BLINDAGEM QUANTO O VALOR DE  $Z$  SÃO AUMENTADOS, O QUE LEVA A UM VALOR QUASE QUE CONSTANTE DE  $Z_{\text{eff}}$ .

PARTINDO DA CARGA NUCLEAR EFETIVA, PROPRIEDADES PERIÓDICAS COMO RAIO ATÔMICO, RAIO IÔNICO, ENERGIA DE IONIZAÇÃO E AFINIDADE AO ELÉTRON PODEM SER ENTENDIDAS.

## 5) RAIOS ATÔMICOS / RAIOS IÔNICOS

O RAIOS ATÔMICOS É UMA PROPRIEDADE QUE NÃO PODE SER MEDIDA EXPERIMENTALMENTE. ASSIM, SUA MEDIDA É FEITA CONSIDERANDO O VALOR DO COMPRIMENTO DE LIGAÇÃO ENTRE ÁTOMOS IGUAIS. ESSE VALOR ENTÃO É DIVIDIDO AO MEIO E ASSIM OBTÉMOS A MEDIDA DO RAIOS DE UM ÁTOMO, QUE É DEFINIDO COMO A DISTÂNCIA DO NÚCLEO DO ÁTOMO ATÉ SEU ÚLTIMO ELÉTRON DO ORBITAL.

AO CONSIDERARMOS A  $Z_{eff}$  COMO FORÇA DE ATRAÇÃO ELÉTRON-NÚCLEO, CONSIDERANDO AS REPULSÕES ELÉTRONICAS, TEMOS QUE A DISTÂNCIA MÁXIMA DO ÚLTIMO ELÉTRON AO NÚCLEO SERÁ TAMBÉM DESCRITA OU DEFINIDA PELA  $Z_{eff}$ . OU SEJA, QUANTO MAIOR  $Z_{eff}$ , MAIS ATRAÍDO SERÁ O ELÉTRON E MENOR O ÁTOMO E VICE-VERSA.

UM OUTRO FATOR QUE AFETA O TAMANHO DO ÁTOMO É O NÚMERO QUÂNTICO PRIMÁRIO ( $n$ ). QUANTO MAIOR O  $n$ , MAIS CAMADAS O ÁTOMO POSSUI E MAIOR O ÁTOMO. O CONTRÁRIO TAMBÉM É VÁLIDO.

ASSIM, NA TABELA PERIÓDICA, O RAIOS DIMINUI QUANTO ~~MAIOR~~  $Z_{eff}$  MAIOR  $Z_{eff}$  e MENOR  $n$ . LEMBRANDO QUE O  $Z_{eff}$  AUMENTA COM AUMENTO DO NÚMERO ATÔMICO. EM RESUMO, O RAIOS ~~SE~~ DIMINUI NO PERÍODO COM AUMENTO DE  $Z$  E NA FAMÍLIA COM A DIMINUIÇÃO DE  $n$ .

JÁ A VARIACÃO DO RAIOS IÔNICO IRÁ DEPENDER SE ~~SE~~ ESTA SE FORMANDO UM CÂTION OU ÂNION. PARA A FORMAÇÃO DE UM CÂTION TEM-SE A PERDA DE ELÉTRONS, O QUE PODE DIMINUIR A BUNDAGEM OU ATÉ LEVAR A PERDA DE UMA CAMADA. ISSO FAZ COM QUE O ~~RAIOS~~ CÂTION TENHA UM RAIOS MENOR QUE SEU ION ~~DE ORIGEM~~ ÁTOMO DE ORIGEM.

JÁ PARA FORMAÇÃO DO ÂNION, TEM-SE AUMENTO DA BUNDAGEM, POSSÍVEL AUMENTO DO NÚMERO DE CAMADAS, O QUE LEVA A UM RAIOS MAIOR QUE DO SEU ÁTOMO DE ORIGEM.

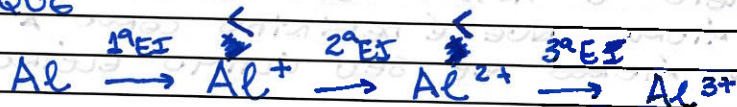
## 6) ENERGIA DE IONIZAÇÃO (EI)

A ENERGIA DE IONIZAÇÃO É AQUELA REQUERIDA

PARA RETIRADA DE UM ELÉTRON ~~EM~~ DE UM ÁTOMO NO ESTADO GASOSO. ~~PODE~~ POR SER UMA ENERGIA FORNECIDA, TEM VALOR POSITIVO.

QUANTO MAIS ATRAÍDO PELO NÚCLEO, MAIOR ENERGIA SERÁ REQUERIDA PARA RETIRADA DO ELÉTRON. ASSIM, QUANTO MENOR O ÁTOMO, MAIOR ~~É~~ O VALOR DA SUA EI. DESSE MODO, NA TABELA PERIÓDICA, A EI VARIA DE FORMA CONTRÁRIA AO RAIO.

ALEM DISSO, IMPORTANTE DESTACAR QUE A EI VARIA DE ACORDO COM CADA ELÉTRON RETIRADO, OU SEJA, NO CASO DO ÁTOMO DE AL, AO PERDER 3 ELÉTRONS TEMOS QUE



### 7) AFINIDADE AO ELÉTRON (AE)

A AFINIDADE AO ELÉTRON É DEFINIDA COMO A ENERGIA NECESSÁRIA PARA QUE UM ÁTOMO RECEBA UM ELÉTRON. ESSA ENERGIA PODE SER LIBERADA OU REQUERIDA, DE ACORDO COM A SITUACÃO. EXEMPLO:

- O ÁTOMO DE Li ( $Z=3$ ) =  $1s^2 2s^1$  POSSUI UM ORBITAL S SEMIPREENCHIDO, O QUE POSSIBILITA A ENTRADA DE MAIS UM ELÉTRON. NESS CASO O VALOR DE AE SERÁ NEGATIVO;

- JÁ O ÁTOMO DE Be ( $Z=4$ ) =  $1s^2 2s^2$  NÃO POSSUI ORBITAIS DISPONÍVEIS PARA RECEBER ELÉTRONS. LOGO, PARA ISTO, SERIA NECESSÁRIO A ABERTURA DE UM ORBITAL 2p, O QUE SERIA CUSTOSO EI. PARA ISSO, A AE SERIA POSITIVO.

DE MODO GERAL, A AE VARIA NA TABELA COMO A EI, OU SEJA, QUANTO MENOR O ÁTOMO MAIOR A AFINIDADE AO ELÉTRON, MAIS NEGATIVO O VALOR.

TODAS ESSAS CARACTERÍSTICAS DESCRITAS INFLUENCIAM DIRETAMENTE NA FORMAÇÃO DOS COMPOSTOS, INCLUINDO COMPOSTOS ORGANO METÁLICOS, QUE VEREMOS A SEGUIR.



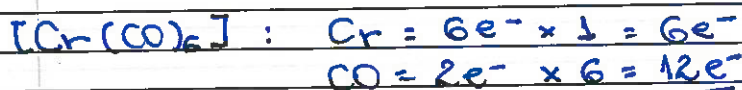
## 8) QUÍMICA ORGANOMETÁLICA

ORGANOMETÁLICOS SÃO COMPOSTOS DESCRITOS, INICIALMENTE COMO CONTENDO LIGAÇÕES DO TIPO METAL-CARBONO. CONTUDO, OUTROS COMPOSTOS COMO, POR EXEMPLO, AQUELES CONTENDO LIGAÇÃO METAL-H<sub>2</sub>, METAL-FOSFINAS DENTRE OUTROS, FORAM AGRUPADOS TAMBÉM NESTA DEFINIÇÃO.

AS LIGAÇÕES ENTRE METAL-LIGANTE NA QUÍMICA ORGANOMETÁLICA SEGUEREM OS PRECEITOS DE ÁCIDOS E BASES DE LEWIS, ONDE O METAL ATUA COMO UM ÁCIDO DE LEWIS, RECEBENDO ELÉTRONS DOADOS PELO LIGANTE, QUE ATUA COMO BASE DE LEWIS. NESSE MODELO TAMBÉM SÃO OBSERVADAS LIGAÇÕES QUE REALIZAM RETRODOAÇÃO, ONDE O ORBITAL DO METAL TAMBÉM TRANSFERE ELÉTRONS PARA O ORBITAL DO LIGANTE, COMO É O CASO DO LIGANTE H<sub>2</sub> QUE É UM DOADOR  $\sigma$  MAS, POR TER UM ORBITAL  $\sigma^*$  VAZIO, ~~PODE~~ CONSEGUE RECEBER ~~OS~~ ELÉTRONS DO ORBITAL DO METAL.

VÁRIOS LIGANTES SÃO APLICADOS NA QUÍMICA ORGANOMETÁLICA COMO O CO, NO, H<sub>2</sub>, H<sup>-</sup>, fosfinas, CICLOPENTADIENIL, FORMANDO VÁRIOS COMPOSTOS DE IMPORTÂNCIA INDUSTRIAL, E MEDICINAL, DENTRE OUTROS. COMO EXEMPLO, PODEMOS CITAR O H<sub>2</sub> ~~UTILIZADO~~ UTILIZADO NA INDÚSTRIA DE CATALISE E O CO OU MONÓXIDO DE CARBONO, QUE AO SE LIGAR AO FERRO PRESENTE NAS HEMÁCIAS, ~~LEVA O INDIVÍDUO~~ PODE LEVAR O INDIVÍDUO A HIPÓXIA E ATÉ A MORTE.

OS COMPOSTOS ORGANOMETÁLICOS SE ESTABILIZAM ESTABILIZAM ATRAVÉS DA PRESENÇA DE 18 e<sup>-</sup> QUE SÃO FORNECIDOS PELO METAL E PELOS LIGANTES. EXEMPLO:



$$\text{TOTAL} = 18e^-$$

CONTUDO, ALGUNS COMPOSTOS SE ESTABILIZAM, POR EXEMPLO, COM 16e<sup>-</sup> QUE É O CASO DO COMPOSTO  $[\text{Pt}(\text{Cl})_4]^{2-}$  ONDE TEMOS!

$$Pt = 10e^- \times 1 = 10e^-$$

$$Cl = 1e^- \times 4 = 4e^-$$

$$+ \underline{2e^-}$$

$$TOTAL = 16e^-$$

ESSE COMPOSTO SE ESTABILIZA COM 16  $e^-$ , EM UMA GEOMETRIA QUADRADO PLANAR ENQUANTO, PARA O ANTERIOR VERIFICAMOS UMA GEOMETRIA OCTAÉDRICA.

VALE DESTACAR TAMBÉM QUE, ALGUNS DESSES COMPOSTOS SÃO FORMADOS ATRAVÉS DA INTERAÇÃO ENTRE A NÚMERO  $\pi$  PRESENTE NOS LIGANTES E OS ORBITAIS DO METAL, COMO É O CASO DA INTERAÇÃO ENTRE ~~OS~~ AS MOLÉCULAS DE  $C_5H_5$  E O ÁTOMO DE FERRO PARA A FORMAÇÃO DO FERROCENO.

A REAÇÃO DE FORMAÇÃO DESTES COMPOSTOS SE DÁ ATRAVÉS DE MECANISMOS ASSOCIATIVOS-MISSOCIATIVOS. NA OXIDAÇÃO-ASSOCIATIVA OCORRE O AUMENTO DO NÚMERO DE OXIDAÇÃO DO METAL E DO NÚMERO DE COORDENAÇÃO ENQUANTO NO MECANISMO ~~ASSOCIATIVO~~ REDUTIVO-MISSOCIATIVO TEMOS A DIMINUIÇÃO DE AMBOS.

~~APESAR DO CONTEÚDO EXIGIR UM DETALHAMENTO MAIOR, A FALTA DE TEMPO~~

UM DETALHAMENTO MAIOR DO CONTEÚDO SE FAZ NECESSÁRIO CONTUDO, A FALTA DE TEMPO IMPOSSIBILITOU A REALIZAÇÃO DO MESMO.