



QUÍMICA

16 Letra E.

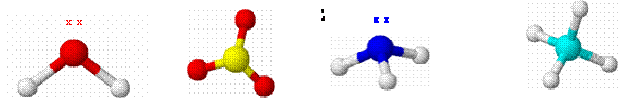
Mg (metal) + O (ametal) e $\Delta E > 1,7$; H + O (eletronegatividades diferentes); I + I (eletronegatividades iguais); Al (metal).

17 Letra B.

Hidrogênio (H_2) é uma substância apolar, por isso ocorrem ligações intermoleculares do tipo Van der Waals entre suas moléculas.

18 Letra C.

OF_2 e SF_2 BF_3 NF_3 e CF_4



19 Letra B.

Tanto a água quanto o álcool possuem o grupo OH, e por isso podem fazer pontes de hidrogênio, o que explica a solubilidade do álcool na água.

20 Letra D.

$Cl - O - Cl$ 2 covalências simples



$H - O - Cl \rightarrow O$ 2 covalências simples e 3 covalências dativas



$O = N - O - N = O$ 6 covalências simples

$O \leftarrow I - O - I \rightarrow O$ 2 covalências simples e 4 covalências dativas



$O \leftarrow Cl - O - Cl \rightarrow O$ 2 covalências simples e 6 covalências dativas



21 Letra C.



22 Letra D.

I — METAL (perde e^-); AMETAL (ganha e^-).

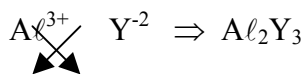
II — O hidrogênio possui apenas um elétron na primeira camada; portanto, tende a ganhar um elétron para completar a camada, ficando com a configuração eletrônica estável do gás nobre hélio.

III — cátions são menores que seus respectivos átomos neutros e ânions são maiores que seus respectivos átomos neutros.

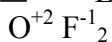
23 Letra D.

Al — família 3 A — cátion: Al^{+3}

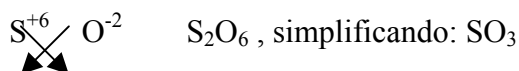
Y — calcogênio — família 6 A — ânion: Y^{-2}



24 Letra E.



25 Letra B.



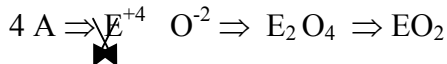
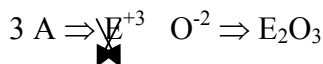
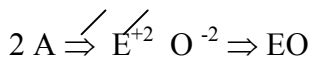
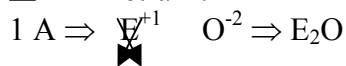
26 Letra C.



27 Letra B.

Trata-se do elemento bromo (Br) que é um halogênio (VIIA). Portanto, ele tem 7 elétrons na última camada e tende a ganhar 1 elétron para alcançar o octeto, formando o íon estável com $nox = -1$

28 Letra B.



29 Letra E.

Na_2O — óxido de metal com $nox +1$ — óxido básico.

Os óxidos neutros são: CO, NO, N_2O .

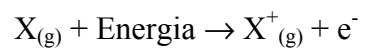
Al_2O_3 — óxido de metal com $nox = +3$ — óxido anfótero.

No CaO_2 , o oxigênio tem $nox -1$ — peróxido.

P_2O_5 — óxido de ametal (anidrido) — óxido ácido.

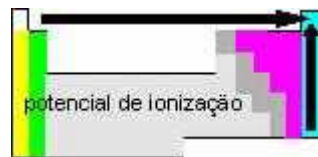
30 Letra D.

Potencial de Ionização (P.I.) ou Energia de Ionização (E.I.) é a energia necessária para retirar um elétron de um átomo isolado, no estado gasoso:



Esta energia está relacionada com o raio atômico, pois, quanto maior o raio atômico, menor atração o núcleo exerce sobre os elétrons mais externos, e, assim, menor a energia necessária para arrancá-los.

Do mesmo modo, quanto menor o raio atômico, maior atração o núcleo exerce sobre os elétrons mais externos, e, assim, maior a energia necessária para arrancá-los:



>> Os gases nobres possuem o máximo P.I.

>> Os metais alcalinos possuem o mínimo P.I.