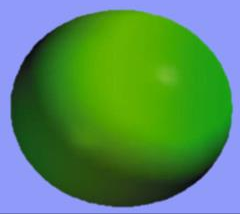
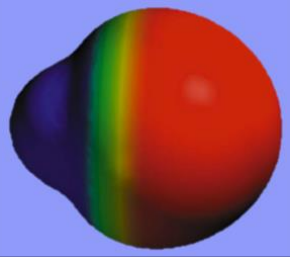
POLARIDADE DAS MOLÉCULAS

Menor diferença de eletronegatividade



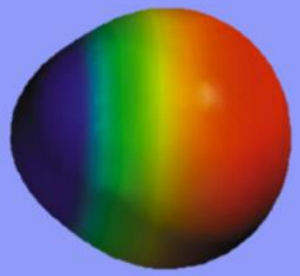


Maior diferença de eletronegatividade

ΔE HF = 1,8

Maior caráter covalente

ΔE H_2 = 0,0



ΔE LiF = 3,0

Maior caráter iônico

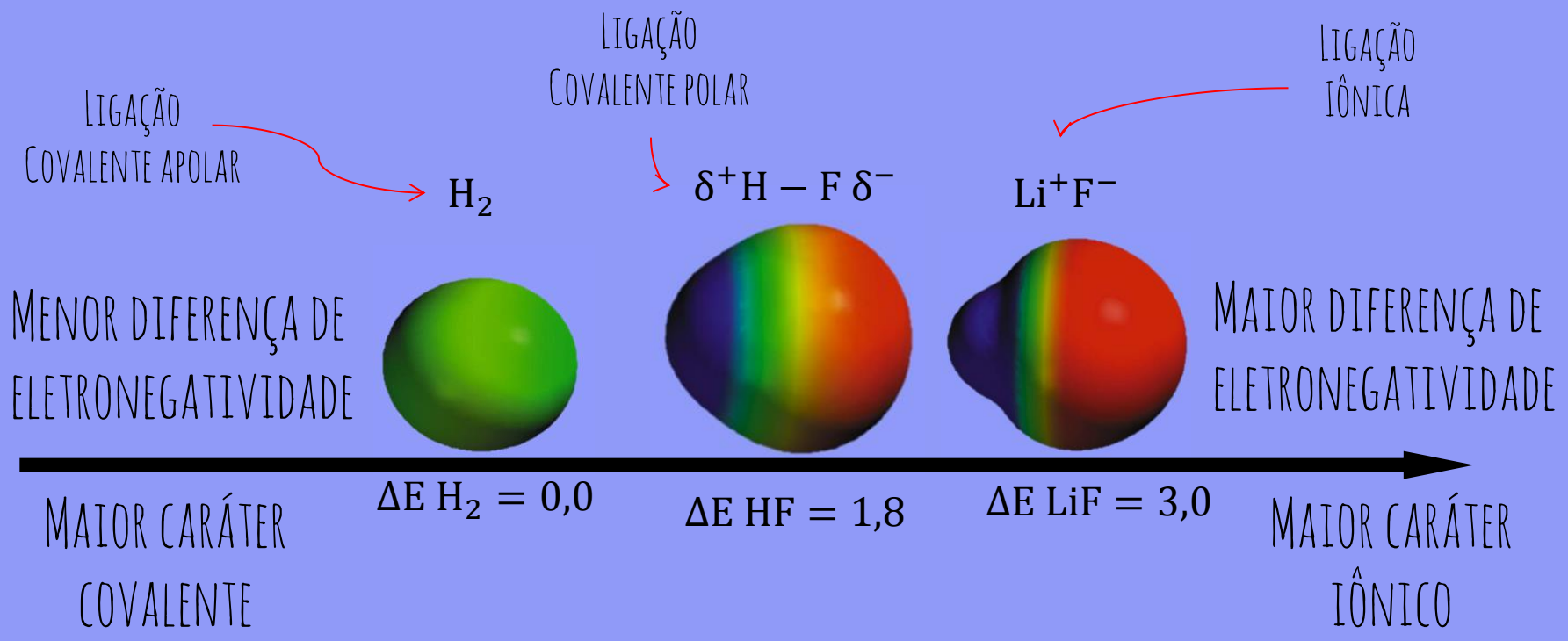
Valores de eletronegatividade dos elementos

H 2.20																	He
Li 0.98	Be 1.57											B 2.04	C 2.55	N 3.04	O 3.44	F 3.98	Ne
Na 0.93	Mg 1.31											Al 1.61	Si 1.90	P 2.19	S 2.58	Cl 3.16	Ar
K 0.82	Ca 1.00	Sc 1.36	Ti 1.54	V 1.63	Cr 1.66	Mn 1.55	Fe 1.83	Co 1.88	Ni 1.91	Cu 1.90	Zn 1.65	Ga 1.81	Ge 2.01	As 2.18	Se 2.55	Br 2.96	Kr 3.00
Rb 0.82	Sr 0.95	Y 1.22	Zr 1.33	Nb 1.6	Mo 2.16	Tc 1.9	Ru 2.2	Rh 2.28	Pd 2.20	Ag 1.93	Cd 1.69	In 1.78	Sn 1.96	Sb 2.05	Te 2.1	I 2.66	Xe 2.6
Cs 0.79	Ba 0.89	*	Hf 1.3	Ta 1.5	W 2.36	Re 1.9	Os 2.2	Ir 2.20	Pt 2.28	Au 2.54	Hg 2.00	Tl 1.62	Pb 2.33	Bi 2.02	Po 2.0	At 2.2	Rn
Fr 0.7	Ra 0.9	**	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Uub	Uut	Uuq	Uup	Uuh	Uus	Uuo
	La 1.1	Ce 1.12	Pr 1.13	Nd 1.14	Pm 1.13	Sm 1.17	Eu 1.2	Gd 1.2	Tb 1.1	Dy 1.22	Ho 1.23	Er 1.24	Tm 1.25	Yb 1.1	Lu 1.27		
	Ac 1.1	Th 1.3	Pa 1.5	U 1.38	Np 1.36	Pu 1.28	Am 1.13	Cm 1.28	Bk 1.3	Cf 1.3	Es 1.3	Fm 1.3	Md 1.3	No 1.3	Lr 1.3		

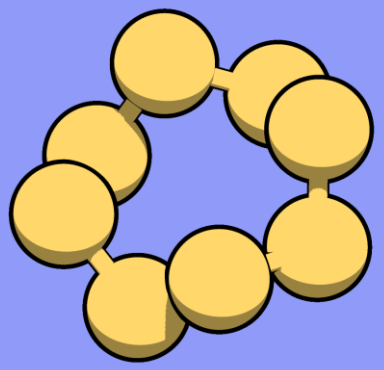
Em ligações químicas em que há uma diferença de eletronegatividade entre os átomos que participam na ligação, ocorre uma distorção na nuvem eletrônica a qual faz com que os elétrons sejam compartilhados desigualmente entre os átomos, gerando <u>cargas parciais</u> (diferente das cargas nas ligações iônicas)

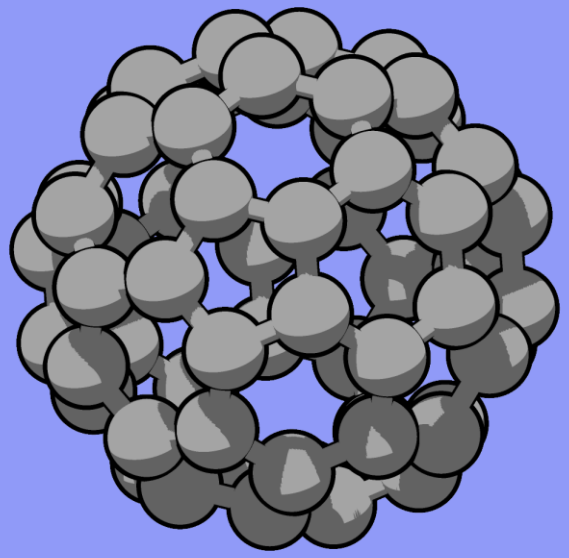
O elemento mais eletronegativo fica mais próximo dos elétrons, adquirindo carga parcial negativa, ao contrário do elemento menos eletronegativo, o qual adquire carga parcial positiva

Quanto maior for a diferença de eletronegatividade, maior é o caráter polar da ligação química



Moléculas compostas por apenas um tipo de elemento químico terão ligações apolares. Desta forma, não apresentarão cargas parciais, e serão também apolares



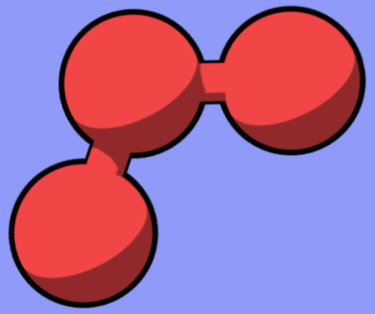


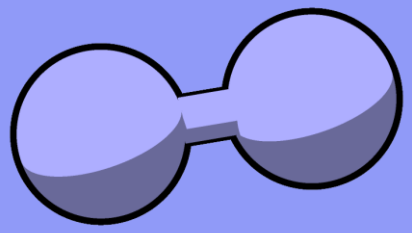
MOLÉCULAS APOLARES

Exemplos: $C_{60}, S_8, O_3, N_2, P_4, Br_2, H_2, Cl_2, O_2, F_2$

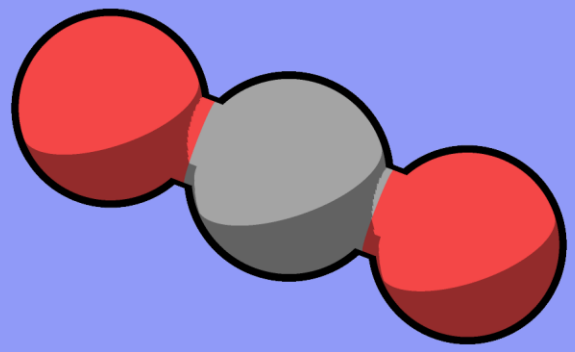
ΔELETRONEGATIVIDADE=0

As moléculas possuem átomos de um único tipo de elemento.





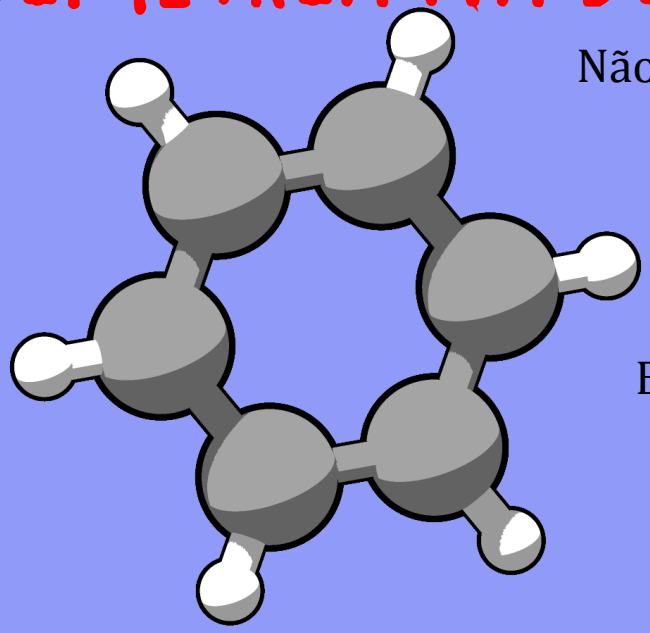
Moléculas Apolares



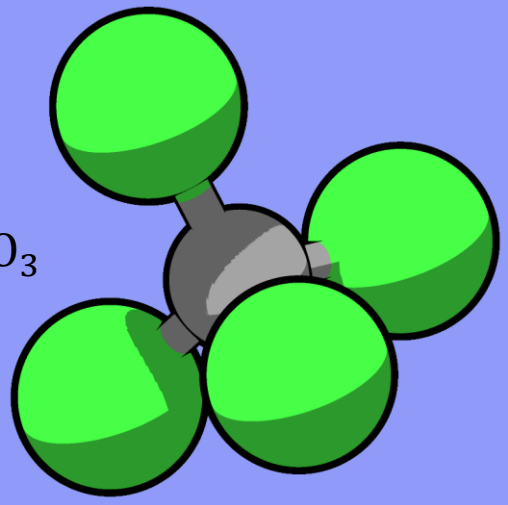
As cargas positivas e negativas estão distribuídas simetricamente

Simetria na distribuição das cargas

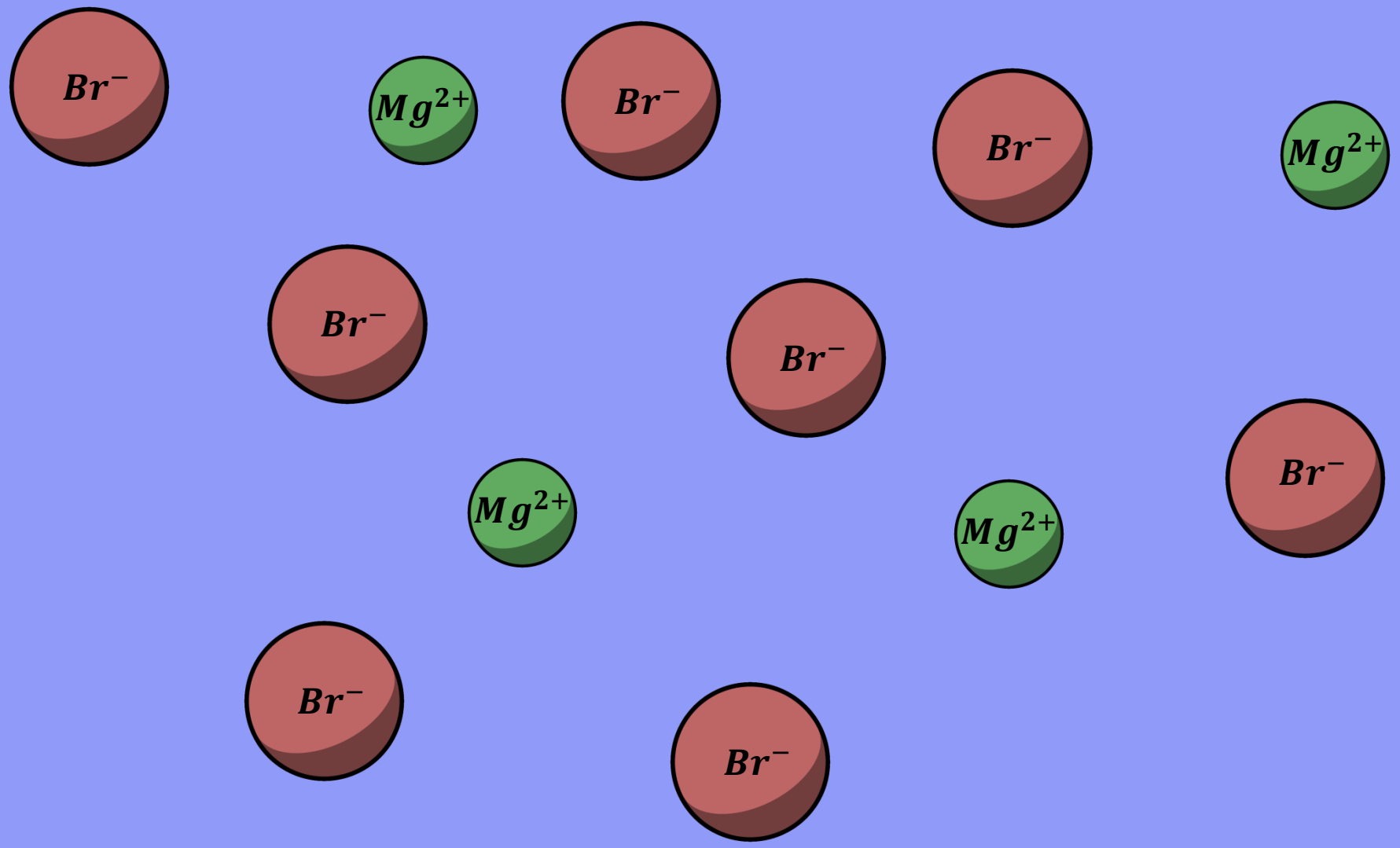
Não há formação de polo positivo nem polo negativo



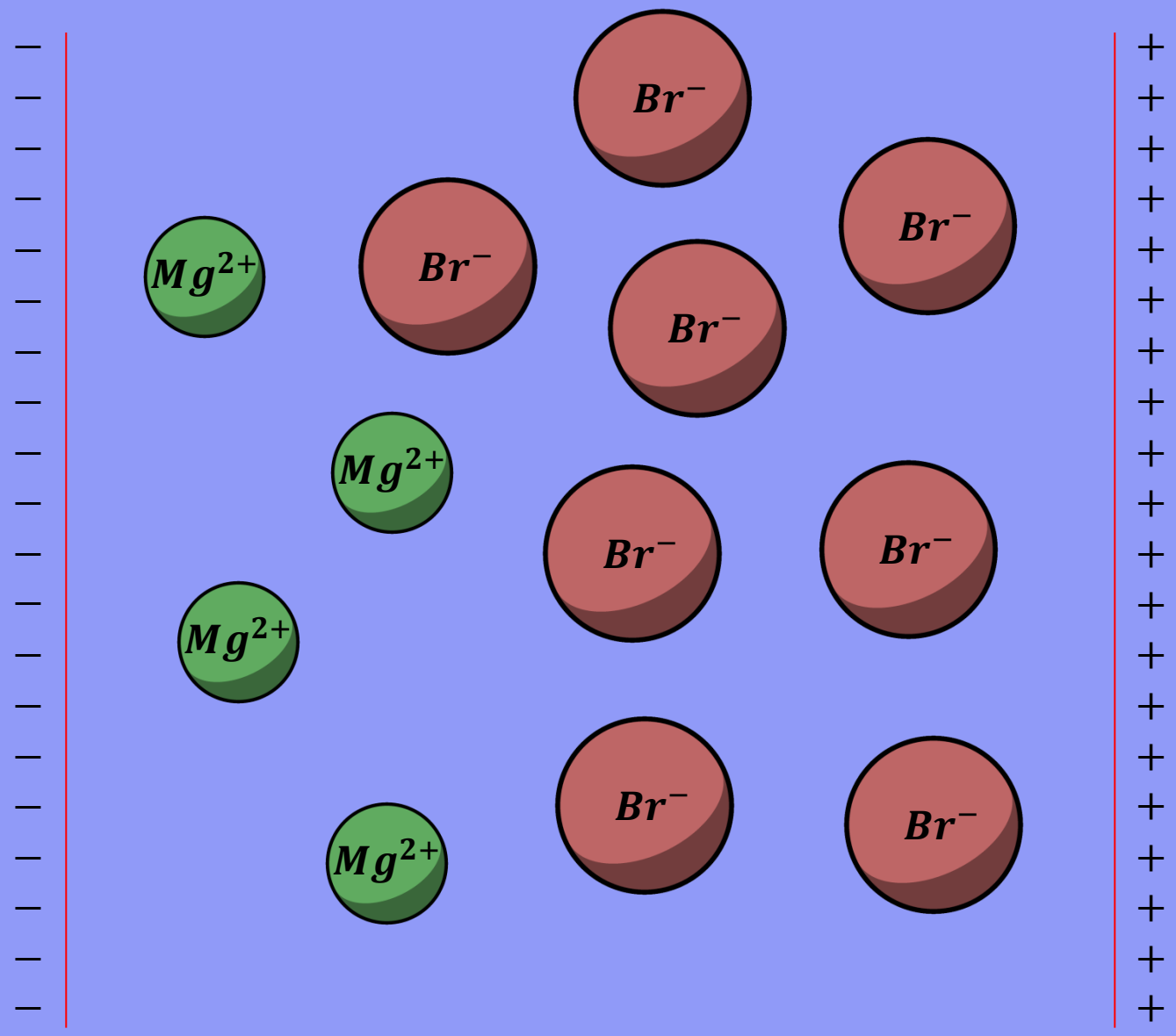
Exemplos: CCl_4, C_6H_6, CO_2, SO_3



Para compreender a apolaridade das moléculas simétricas, imaginem o sal brometo de magnésio ($MgBr_2$) dissolvido em água, gerando os íons Mg^{2+} e Br^-, conforme a equação: $MgBr_{(s)} \xrightarrow{H_2O} Mg^{2+}_{(aq)} + 2Br^-_{(aq)}$

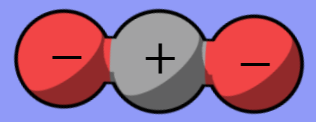


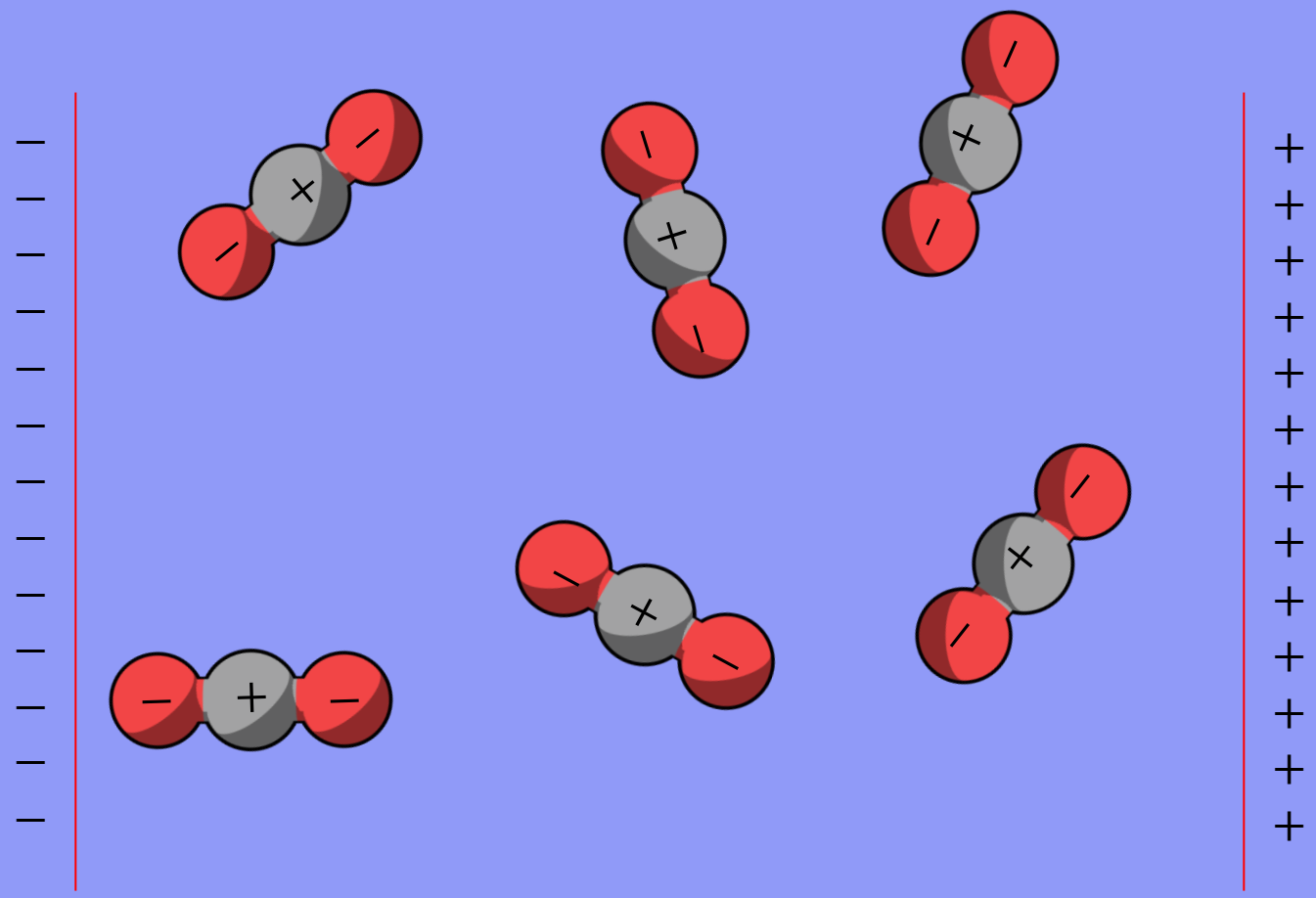
Agora, imaginando que seja aplicado um campo elétrico na região onde se encontram os íons, a nova disposição das espécies seguiria este modelo, pois as cargas opostas se atraem pela força elétrica.

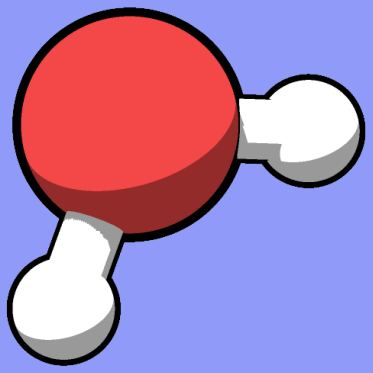


Ao tentar repetir o fenômeno com o CO_2, de forma análoga, nada acontece, pois as cargas negativas da molécula se distribuem dos dois lados e não se concentram em uma região, de forma que não seja possível criar um polo negativo bem definido.

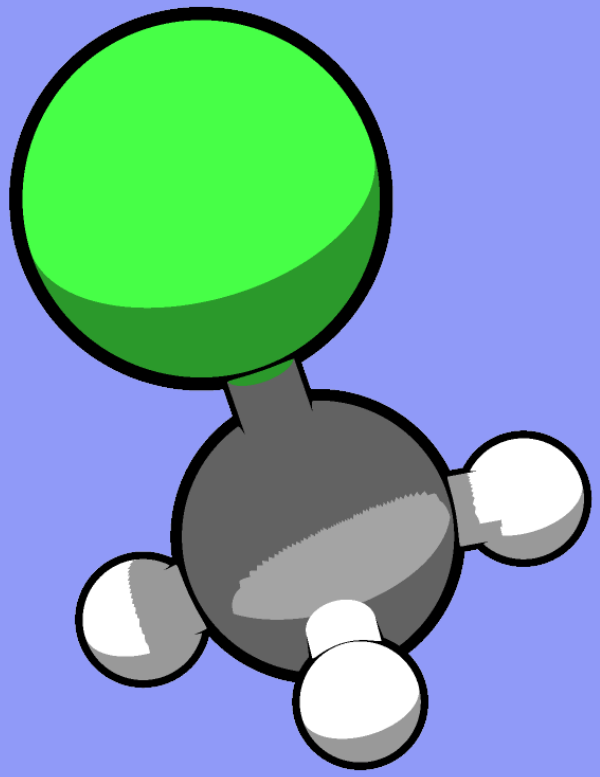
$$\delta^{-}O = \delta^{+}C = \delta^{-}O$$

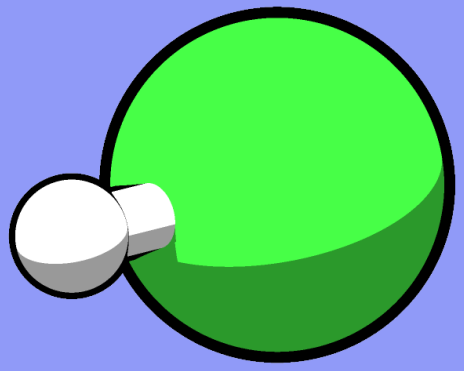




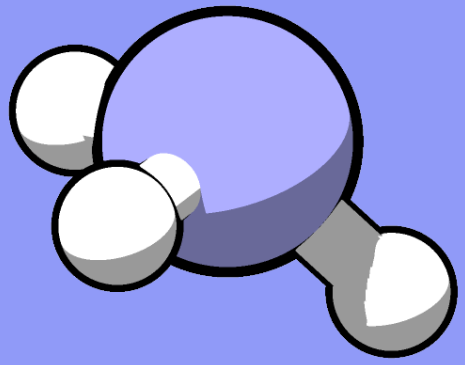


MOLÉCULAS POLARES





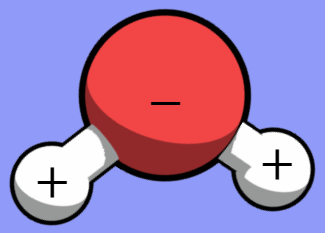
ASSIMÉTRICAS



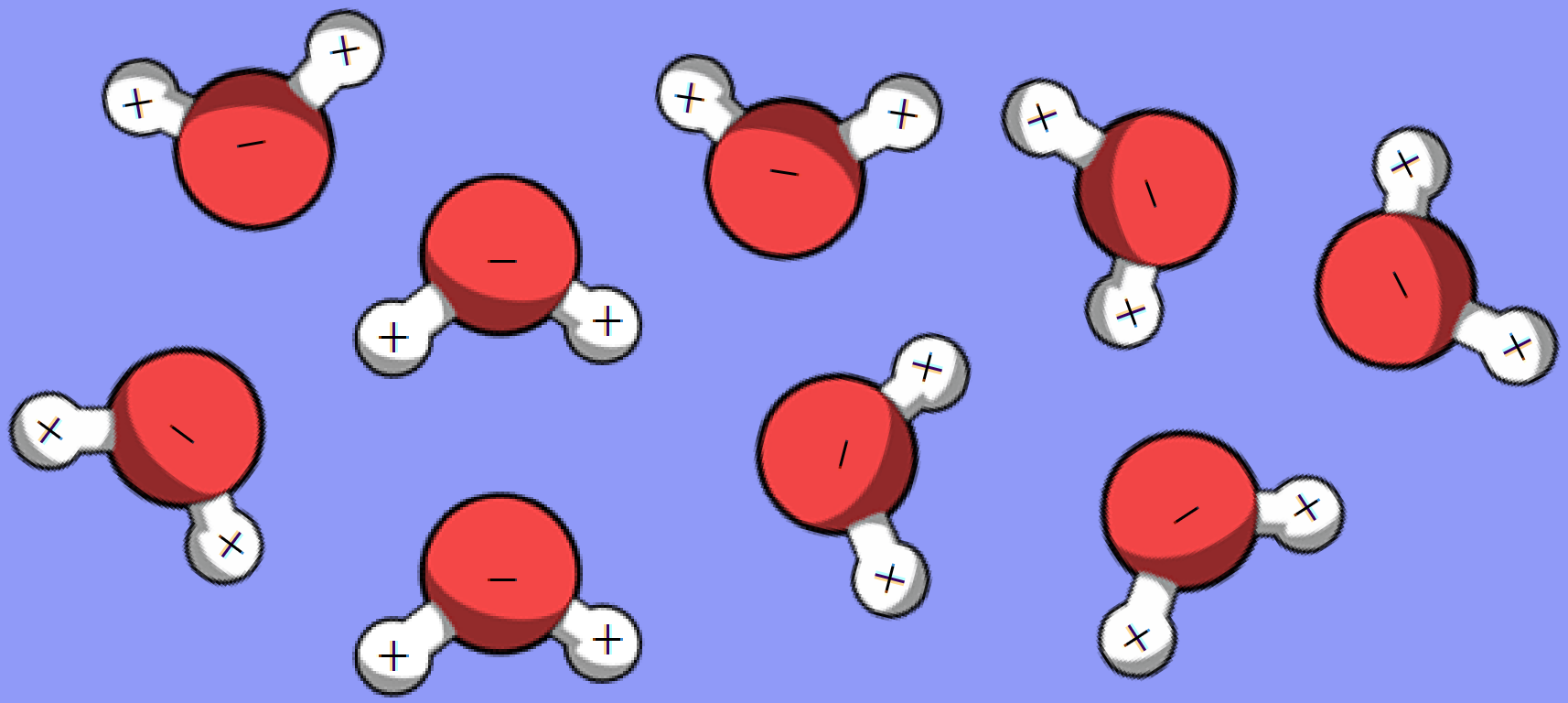
Há a formação de um polo positivo e um negativo

Exemplos: $CClH_3$, H_2O, NH_3, HCl

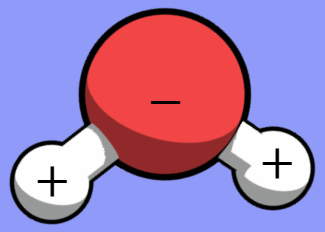
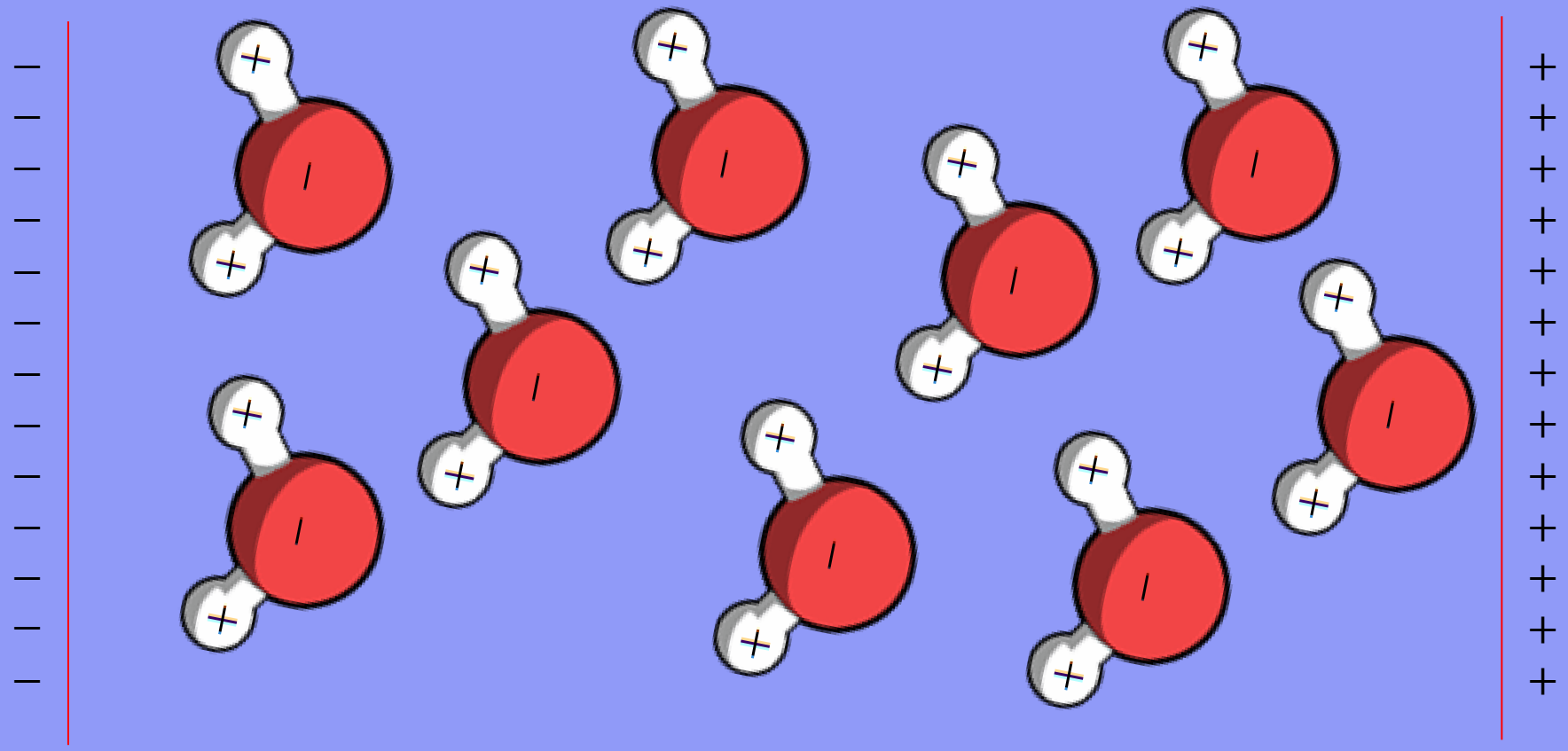
De forma análoga à explicação anterior, é possível mostrar que as moléculas assimétrias são capazes de formar regiões bem definidas de polos positivo e negativo



$\delta^{+}H - \delta^{-}O - \delta^{+}H$



Quando se aplica um campo elétrico, as moléculas de água, anteriormente sem orientação definida, se orientam de forma que o polo positivo da molécula (região dos hidrogênios) se aproxime da carga negativa, e o polo negativo da molécula (oxigênio), seja atraído por cargas positivas



$$\delta^{+}H - \delta^{-}O - \delta^{+}H$$