

Examen 2

Liaison Chimique

Durée : 1 h 30

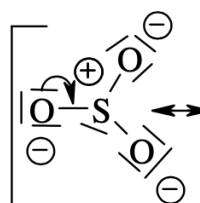
Documents non autorisés

I. Etude de l'ion sulfite $[\text{SO}_3]^{2-}$

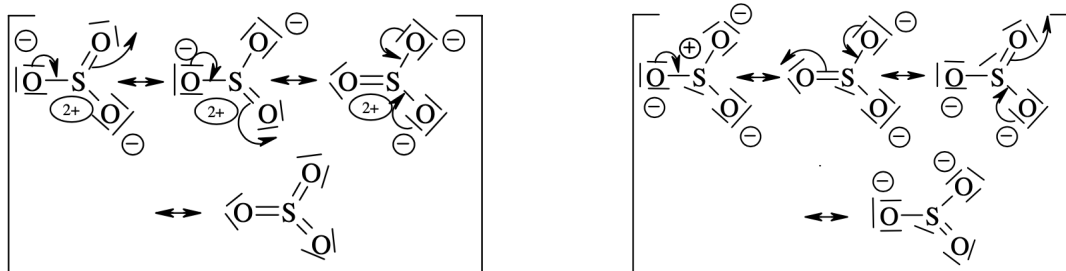
On se propose d'étudier la structure électronique et la géométrie de l'ion sulfite $[\text{SO}_3]^{2-}$.

a) Proposer les formules de Lewis pour les différentes formules mésomères de cette molécule où les trois atomes d'oxygène sont liés à l'atome de soufre [ne considérer que les formes où la règle de l'octet est vérifiée pour tous les atomes]. (18 points)

Réponse



Les réponses suivantes étaient aussi acceptées :



b) Qu'elle est la formule VSEPR (AX_nE_m) [A = atome central, X = autre atome et E = paire libre] de cette molécule ? (6 points)

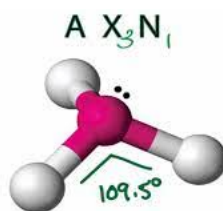
Réponse



c) Proposer une géométrie pour cette molécule à partir de cette formule VSEPR en précisant qualitativement l'angle de liaison O-S-O. (10 points)

Réponse

Pyramide à base triangulaire



d) Toutes les distance S-O sont identiques. Quel est l'ordre de liaison formel de la liaison S-O dans l'ion sulfite $[\text{SO}_3]^{2-}$? (6 points)

Réponse

Deux réponses étaient acceptées :

1 ou 1,33. C'est débattu dans la littérature.

II. Polarité de la liaison chimique

On se propose d'étudier les liaisons chimiques C-N, Li-F, H-H, O-H, C-C et S-O.

a) Quelles sont les liaisons polaires et non polaires ? (12 points)

Réponse

Liaisons polaires : C-N, Li-F, O-H et S-O

Liaisons non-polaires : H-H et C-C

b) Qu'est-ce qu'une liaison polaire ? Une liaison polaire est-elle plus forte ou non qu'une liaison non polaire ? (6 points)

Réponse

Une liaison chimique covalente est polaire si les atomes engagés dans la liaison ont des électronégativités différentes. Ceci entraîne une dissymétrie des charges et une polarisation du nuage électronique entre les deux atomes.

Une liaison polaire est moins forte qu'une liaison non polaire.

c) Classer celles qui sont polaires de la moins polaire à la plus polaire. (12 points)

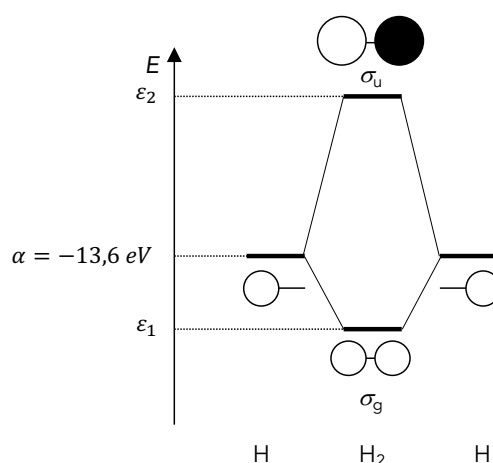
Réponse

C-N < S-O < O-H < Li-F

III. La molécule d'H₂

a) Construire qualitativement le diagramme d'orbitales moléculaires de la molécule d'H₂ à partir des orbitales atomiques 1s de chacun des atomes, en prenant en compte le recouvrement S_{ab} . (20 points)

Réponse



b) A partir du diagramme d'orbitales moléculaires établi précédemment, prédire si les espèces diatomiques $[H_2]^+$, H_2 , $[H_2]^-$, $[H_2]^{2-}$ sont stables ou non. Expliquez brièvement votre réponse. (10 points)

Réponse

ε_1 est < 0 et ε_2 est > 0 , donc

$[H_2]^+$ (système à 1 électron) : stable (l'énergie du système, $E = \varepsilon_1 < 0$)

H_2 (système à 2 électrons) : stable (l'énergie du système, $E = 2 \varepsilon_1 < 0$)

$[H_2]^-$ (système à 3 électrons) : stable (l'énergie du système, $E = 2 \varepsilon_1 + \varepsilon_2 < 0$)

$[H_2]^{2-}$ (système à 4 électrons) : instable (l'énergie du système, $E = 2 \varepsilon_1 + 2 \varepsilon_2 > 0$)

Tableau périodique :

Group	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
Period																		
1	1 H																	2 He
2	3 Li	4 Be											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne
3	11 Na	12 Mg											13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar
4	19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr
5	37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe