

Partie II

Corrigé TD 4 (Série A)

29/06/2020

Atomes à plusieurs
électrons

Exercice 3.

1. Configuration électronique

Cl ($Z=17$): $1s^2 / 2s^2 2p^6 / 3s^2 3p^5$
groupes 1 groupes 2 groupes 3
électrons de cœur électrons de valence

2. La constante de Slater $N_{(3s^2 3p)}$

Les électrons de valence est dans le groupe $3s^2 3p$. \Rightarrow
~~(ou $3s^2 3p$)~~ Un électron $(3s^2 3p)$ est écranté par **6** électrons $(3s^2 3p)$,
8 électrons $(2s^2 2p)$ et deux électrons $1s$.

$$\Rightarrow N_{(3s^2 3p)} = 6 \times 0,35 + 8 \times 0,85 + 2 \times 1 = 10,9$$

$$N_{3s^2 3p} = 10,9$$

(1)

2. La charge effective Z_{eff} :

la charge effective ressentie par les électrons de valence

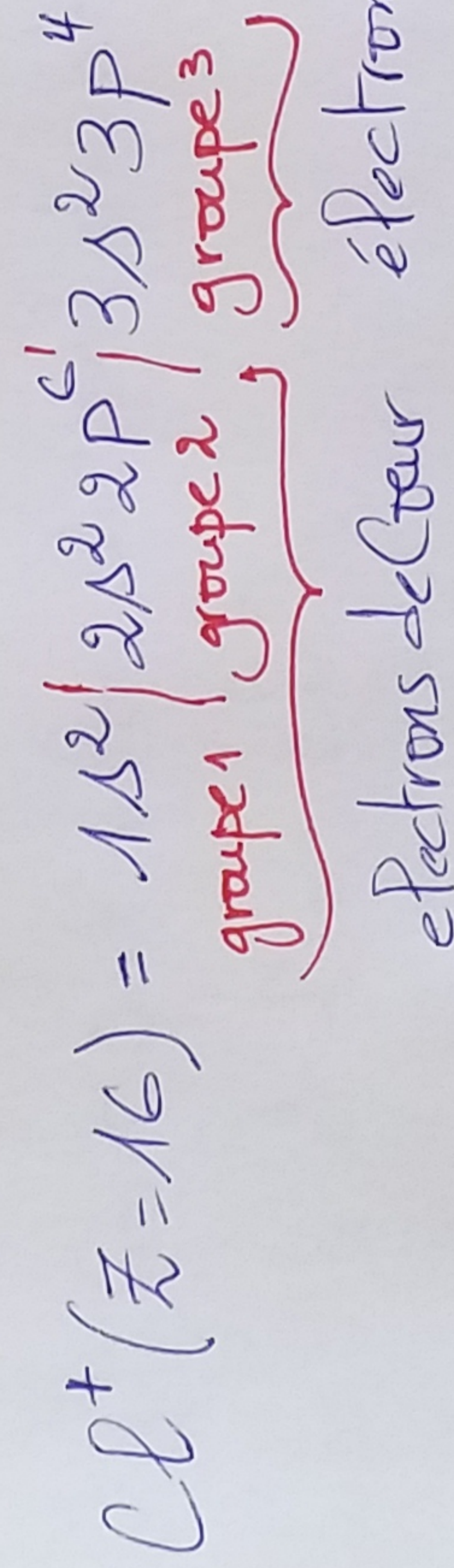
$$\text{est: } Z_{(3s3p)\text{eff}} = Z - \sigma_{(3s3p)}$$

$$Z_{(3s3p)\text{eff}} = 17 - 10,9 = 6,1$$

$$Z_{(3s3p)\text{eff}} = 6,1$$

3. L'énergie d'ionisation de l'ion Cl^+ :

la configuration électronique de l'ion Cl^+ est



Par définition l'énergie d'ionisation:

$$I = E_{\text{totale}}(\text{Cl}^+) - E_{\text{totale}}(\text{Cl})$$

avec: l'énergie totale de Cl: $E_{\text{totale}}(\text{Cl}) = 2E_{1s} + 8E_{(2s2p)} + 7E_{(3s3p)}$

②

l'énergie totale de l'ion Chlore :

$$E_{\text{totale}}(\text{Cl}^+) = 2E_{1s} + 8E_{(2s2p)} + 6E'_{(3s3p)}$$

$$\Rightarrow I = 6E'_{(3s3p)}(\text{Cl}^+) - 7E_{(3s3p)}(\text{Cl})$$

• L'énergie du groupe (3s3p) est donnée par :

$$E_{3s3p}(\text{Cl}) = -13,6 \frac{Z_{\text{eff}}^2(3s3p)}{n^2} \quad (n=3)$$

$$E'_{(3s3p)}(\text{Cl}^+) = -13,6 \frac{Z_{\text{eff}}'^2(3s3p)}{n^2} \quad (n=3)$$

\Rightarrow Il faut calculer d'abord la charge effective pour Cl et l'ion Cl^+ .

$$\text{On a: } Z_{\text{eff}}(3s3p) = 6,1$$

$$Z'_{\text{eff}}(3s3p)(\text{Cl}^+) = Z - \underbrace{[5 \times 0,35 + 8 \times 0,85 + 2 \times 1]}_{\approx 7,35}(\text{Cl}^+)$$

Donc, pour l'ion Chlore Cl^+ , un électron (3s3p) est écarté pour **5** électrons (3s3p), **8** électrons (2s2p) et **deux** électrons (1s)

(3)

$$\Rightarrow Z'_{\text{eff}(3s3p)}(Cl^+) = 17 - [5 \times 0,35 + 8 \times 0,85 + 2 \times 1]$$

$$Z'_{\text{eff}(3s3p)}(Cl^+) = 6,145$$

$$\Rightarrow E'_{3s3p}(Cl^+) = -13,6 \times \frac{(6,145)^2}{3^2} = -62,866 \text{ eV}$$

$$E_{3s3p}(Cl) = -13,6 \times \frac{(6,1)^2}{3^2} = -56,228 \text{ eV}$$

\Rightarrow l'énergie d'ionisation est:

$$I = 6 E'_{3s3p}(Cl^+) - 7 E_{(3s3p)}(Cl)$$

$$I = 6 \times (-62,866) - 7 \times (-56,228)$$

$$I = 16,1403 \text{ eV}$$

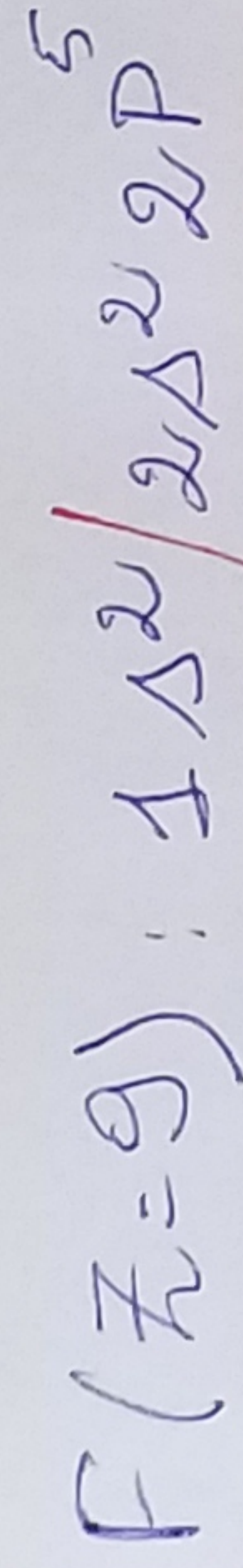
\Rightarrow la première énergie d'ionisation est donc égale

à $E_{\text{dernier groupe d'électron de l'ion}}^- E_{\text{dernier groupe d'électron de l'atome}}$

(4)

Exercice A.

1. Configuration électronique de Fluor $Z=9$



groupe 1 / groupe 2.

électrons de cœur / électrons de valence.

2. La constante de Slater,

On a deux constantes de Slater pour les électrons de cœur et les électrons de valence $\sigma_{(2s2p)}$.

• ~~pour~~ $1s$ un électron $1s$ est écranté par un électron $1s$.

$$\Rightarrow \sigma_{1s} = 1 \times 0,30 = 0,30.$$

• Un électron $(2s2p)$ est écranté par 6 électrons $(2s2p)$, et deux électrons $1s$:

$$\sigma_{(2s2p)} = 6 \times 0,35 + 2 \times 0,85$$

$$\sigma_{2s2p} = 3,18$$

3. La charge effective Z_{eff} .

On peut calculer la charge effective pour chaque

⑤

groupe de Slater.

$$Z_{\text{eff}}(1s) = Z - \sigma_{1s} = 9 - 0,30 = 8,7$$

$$Z_{\text{eff}}(2s2p) = 9 - \sigma_{(2s2p)} = 9 - 3,8 = 5,2$$

3]. L'énergie totale de l'atome.

L'énergie totale de l'atome est donnée par:

$$E_T = 2E_{1s} + 7E_{(2s2p)}$$

avec:

$$E_{1s} = -13,6 \times \frac{Z_{\text{eff}}^2(1s)}{n^2} \quad (n=1)$$

$$E_{(2s2p)} = -13,6 \times \frac{Z_{\text{eff}}^2(2s2p)}{n^2} \quad (n=2)$$

$$E_{1s} = -13,6 \times \frac{(8,7)^2}{1^2} = -1029,38 \text{ eV}$$

⇒

$$E_{2s2p} = -13,6 \times \frac{(5,2)^2}{2^2} = -91,94 \text{ eV}$$

$$\Rightarrow \text{L'énergie totale: } E_T = 2 \times (-1029,38) + 7 \times (-91,94)$$

$$E_T = -2702,34 \text{ eV}$$

⑥