

UNIVERSITE CLAUDE BERNARD LYON -1

**PASS : UE2
CHIMIE PHYSIQUE**

ED

R. TERREUX / JA. CHEMELLE

Université Claude Bernard



Lyon 1

QCM Ch 1

- Le spectre d'émission d'un atome est discontinu dans le visible, mais continu dans l'UV lointain.

FAUX: *spectre d'émission toujours discontinu (niveaux E parfaitement définis)*

- Un atome est neutre si le nombre d'électron est égal à celui des neutrons

FAUX: *atome neutre si $nb\ e^- = nb\ proton$*

- Le nombre quantique magnétique (m) est compris entre $0 \leq m \leq n-1$

FAUX: *$-l \leq m \leq +l$*

QCM Ch 1

- 2 électrons ne peuvent avoir leurs 4 nombres quantiques identiques.

VRAI : principe de Pauli

- La sous-couche de type d dispose de 5 cases quantiques

VRAI: sous-couche = état donné par nb quantique secondaire l

$l=2$: sous couche d et $m = -2, -1, 0, +1, +2$

- La masse d'un proton est négligeable devant celle d'un neutron.

FAUX: masse proton \approx masse neutron ($\approx 10^{-27}$ kg)

QCM Ch 1

- ^{12}C et ^{13}C sont deux isotopes de l'élément carbone ($Z=6$)

VRAI : C $Z = 6 \rightarrow {}_6\text{C}$

Nucléide 12: $^{12}\text{C} \rightarrow A = 12 = Z+N$ ($N=6$)

Nucléide 13: $^{13}\text{C} \rightarrow A = 13 = Z+N$ ($N=7$)

} 2 isotopes

- Un élément est l'ensemble des atomes ou des ions ayant le même nombre de masse A

FAUX: élément même nombre de protons: Z

QCM Ch 1

- 4 électrons peuvent occuper la même case quantique

FAUX: 2 max

- Deux isotopes partagent le même nombre de neutrons et de protons

FAUX: isotopes même nombre de protons mais N et A différents

- Le spin est un nombre caractérisant le noyau de l'atome et pouvant prendre deux valeurs : $+0,5$ ou $-0,5$

FAUX: le spin s est un des 4 nombres quantiques caractérisant l'électron et $s = \pm 0,5$

QCM Ch 1

- Le nombre quantique principal est un nombre entier positif compris entre 0 inclus et l'infini.

FAUX: n ne peut pas être égal à 0

- Le Chlore ${}_{17}^{37}\text{Cl}$ a 17 protons et 20 neutrons

VRAI

- L'énergie d'un photon absorbé par un atome correspond un saut de l'électron du niveau n_1 à n_2 ($n_1 < n_2$)

VRAI

QCM Ch 1

- Le spectre d'émission d'un atome d'hydrogène est identique à celui de ${}_{2}\text{He}^{+}$

FAUX : *H et He⁺ ont 1 seul électron mais He a 2 protons et H 1 proton. Donc énergies et transitions d'énergies différentes ($E_n = -13,6 Z^2/n^2 \text{ eV}$)*

- Lors d'une transition d'un électron d'un niveau excité vers le niveau fondamental on libère toujours un seul photon

FAUX: *parfois plusieurs photons libérés*

QCM Ch 1

- Le modèle de Slater permet de prendre en compte l'attraction des protons vis-à-vis des électrons

FAUX : prend en compte la répulsion inter électronique

- Dans la configuration suivante : $1s^2 2s^2 2p^2$ chaque électron de valence est écranté de 0,85

FAUX : 0,35 $\times 3 + 0,85 \times 2$

- Dans la configuration suivante : $1s^2 2s^2 2p^2$ chaque électron 1s est écranté de 0,35

FAUX : pour les 1s écran 0,31

QCM Ch 1

- Dans la configuration suivante : $1s^2 2s^2 2p^5$ la valeur de Z^* pour chaque électron de valence est de 4,85

FAUX : $Z=9$ donc $Z^* = 9 - (0,85 \times 2) - (0,35 \times 6) = 5,2$

- Le rayon atomique de Slater de l'atome ${}_{12}\text{Mg}$ est égal à $3,16 a_0$

VRAI : $r = (n^{*2} / Z^*) \cdot a_0$ $Z=12$ donc $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$ donc $Z^* = 12 - (2 \times 1) - (8 \times 0,85) - (0,35 \times 1) = 2,85$ et $r = (n^{*2} / Z^*) \cdot a_0 = 3^2 / 2,85 a_0 = 3,16 a_0 = 167,05 \text{ pm}$

Ex1 Ch 1

- 1°) Donner l'expression littérale de l'énergie E_n (en eV) des niveaux électroniques d'un système hydrogénoïde
- 2°) Calculer les énergies des quatre premiers niveaux de l'atome d'hydrogène.
- 3°) Quelle est la plus petite quantité d'énergie que doit absorber un atome d'hydrogène pour passer de l'état fondamental à un état excité ?
- 4°) Si cette énergie est fournie sous forme lumineuse, quelle est la longueur d'onde de la radiation nécessaire pour produire cette excitation?
- 5°) Calculez l'énergie nécessaire à obtenir la même transition pour ${}_3\text{Li}^{2+}$

Ex1 Ch 1

1° Donner l'expression littérale de l'énergie E_n (eV) des niveaux électroniques d'un système hydrogénoïde

- **Hydrogénoïdes** : ion avec 1 seul électron (He^+ , Li^{2+} , Be^{3+} ...)

$$E_n = -13,6 \times \frac{Z^2}{n^2} \text{ eV}$$

Relation valable pour H et hydrogénoïdes

- n : nombre quantique principal (couche, période)
- Z : n° atomique
- énergie négative !
- $hcR_H = 6.626 \cdot 10^{-34} \times 2,998 \cdot 10^8 \times 1,097 \cdot 10^7 \text{ J} = \mathbf{13,6 \text{ eV}}$
(avec $1\text{eV}=1,6 \cdot 10^{-19} \text{ J}$)

Ex1 Ch 1

2°) Calculer les énergies des quatre premiers niveaux de l'atome d'hydrogène.

$$E_n = -13,6 \times \frac{Z^2}{n^2} \text{ eV}$$

$$n=1 \quad E_1 = -13,6 \times \frac{1^2}{1^2} = \mathbf{-13,6 \text{ eV (niveau fondamental)}}$$

$$n=2 \quad E_2 = -13,6 \times \frac{1^2}{2^2} = \mathbf{-3,4 \text{ eV}}$$

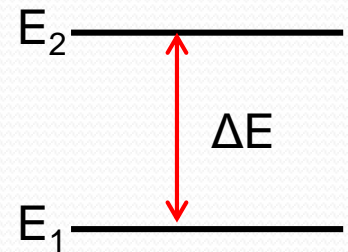
$$n=3 \quad E_3 = -13,6 \times \frac{1^2}{3^2} = \mathbf{-1,51 \text{ eV}}$$

$$n=4 \quad E_4 = -13,6 \times \frac{1^2}{4^2} = \mathbf{-0,85 \text{ eV}}$$

Ex1 Ch 1

3°) Quelle est la plus petite quantité d'énergie que doit absorber un atome d'hydrogène pour passer de l'état fondamental à un état excité ?

- Etat fondamental : de plus basse énergie donc $n=1$
- Etat excité le plus « accessible » : $n=2$
- $E_1 = -13,6 \text{ eV}$ et $E_2 = -3,4 \text{ eV}$
- $E_{\text{excitation}} = \Delta E = E_2 - E_1 = -3,4 - (-13,6) = \mathbf{10,2 \text{ eV}}$
- $E_{\text{excitation}} > 0$



$E_{\text{ionisation}} = E_i = I =$ énergie nécessaire à arracher l'électron.

Pour H: l'électron est à $-13,6 \text{ eV}$ donc $I_H = \mathbf{+13,6 \text{ eV}}$

Ex1 Ch 1

4°) Si cette énergie est fournie sous forme lumineuse, quelle est la longueur d'onde de la radiation nécessaire pour produire cette excitation?

Relation λ et E :

$$\Delta E = hc / \lambda \text{ donc } \lambda = hc / \Delta E$$

$$\Delta E = 10,2 \text{ eV}$$

$$1 \text{ eV} = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$



Unités!

$$\Delta E = 16,32 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

$$\lambda = hc / \Delta E = 6,626 \cdot 10^{-34} \times 2,9998 \cdot 10^8 / 16,32 \cdot 10^{-19} = 1,215 \cdot 10^{-7} \text{ m} =$$

$$121,5 \text{ nm}$$

$$\lambda = 121,5 \text{ nm}$$

Ex1 Ch 1

5°) Calculez l'énergie nécessaire à obtenir la même transition pour ${}_3\text{Li}^{2+}$

Transition de $n=1$ à $n=2$

$$\Delta E = 13,6 \times Z^2 \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$

$$\Delta E = 13,6 \times 3^2 \left(\frac{1}{1^2} - \frac{1}{2^2} \right) = 91,8 \text{ eV}$$



Autre méthode :

$$E_1 = -13,6 \times (3^2 / 1^2) = -122,4 \text{ eV}$$

$$E_2 = -13,6 \times (3^2 / 2^2) = -30,6 \text{ eV} \quad \text{puis } E_2 - E_1 = 91,8 \text{ eV}$$

Ex 2 Ch 1

1°) Calculer la charge nucléaire effective pour un électron de la couche de valence dans le cas des 2 atomes suivants: $_{19}\text{K}$ et $_{16}\text{S}$.

2°) Lequel de ces deux éléments a le plus grand rayon atomique ? Valider par le calcul

Ex 2 Ch 1

1°) Calculer CNE = Z^*

Ecrire la configuration et identifier les électrons de valence :

${}_{19}\text{K}$ $Z=19$ donc $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 \underline{4s^1}$

$$Z^* = Z - \sum \sigma = 19 - (1 \times 2 + 1 \times 8 + 0,85 \times 8) = 2,2$$

${}_{16}\text{S}$ $Z=16$ donc $1s^2 2s^2 2p^6 \underline{3s^2 3p^4}$

$$Z^* = Z - \sum \sigma = 16 - (1 \times 2 + 0,85 \times 8 + 0,35 \times 5) = 5,45$$

Ex 2 Ch 1

2°) Lequel de ces deux éléments a le plus grand rayon atomique ? Valider par le calcul

${}_{19}\text{K} : Z^* = 2,2$
 ${}_{16}\text{S} : Z^* = 5,45$

Z^* varie en sens opposé du rayon car $Z^* + \text{grande} \leftrightarrow +$
attraction donc rayon + petit. Attention, valable sur une
même période ! $r = (n^{*2} / Z^*) \cdot a_0$

$$r_{\text{K}} = (3,7^2 / 2,2) \cdot a_0 = 6,22 a_0 = 329,18 \text{ pm}$$

$$r_{\text{S}} = (3^2 / 5,45) \cdot a_0 = 1,65 a_0 = 87,35 \text{ pm}$$

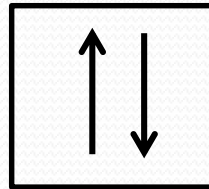
n	1	2	3	4	5	6
n*	1	2	3	3,7	4,0	4,2

Par le calcul : le rayon atomique du K est plus grand que celui du S (K est en dessous et à gauche dans le tableau donc logique!)

QCM Ch 2

- Deux électrons peuvent avoir les quatre nombres quantiques identiques, à condition qu'ils soient de spins opposés.

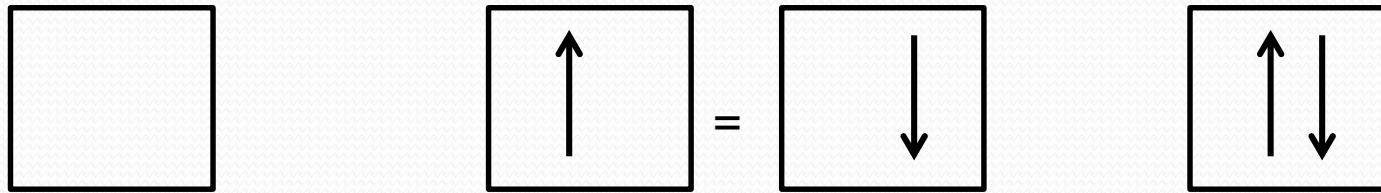
FAUX: spins opposés donc l'un est $s=+0,5$ et l'autre $s=-0,5$
donc les 4 nombres quantiques ne sont pas identiques



QCM Ch 2

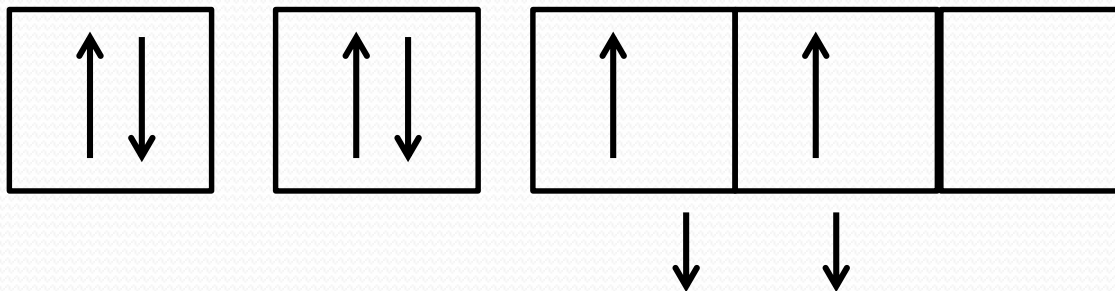
- 4 électrons peuvent occuper la même case quantique

FAUX: 0, 1 ou 2 électrons max



- La configuration électronique de ${}_6\text{C}$ s'écrit : $1s^22s^12p^3$

FAUX : C $Z=6$ donc 6 e^- soit état **fondamental** : $1s^22s^22p^2$

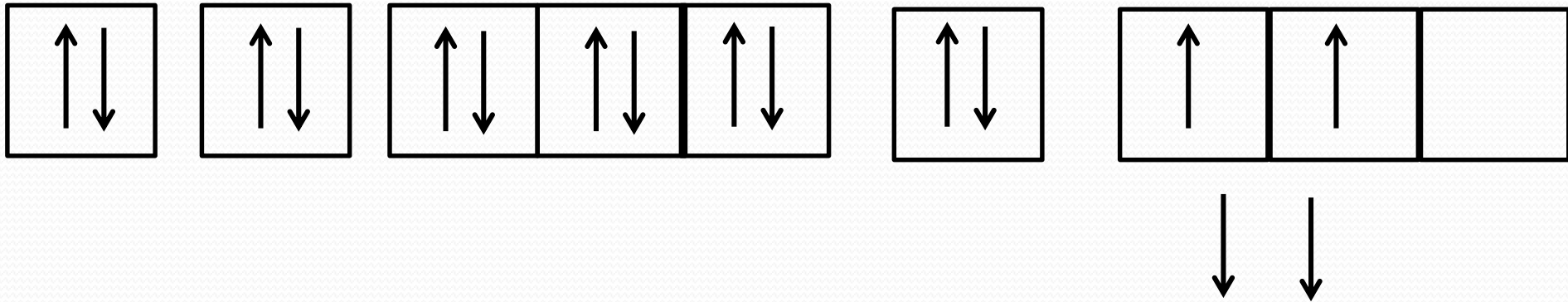


QCM Ch 2

- La configuration électronique de ${}_{14}\text{Si}$ s'écrit :



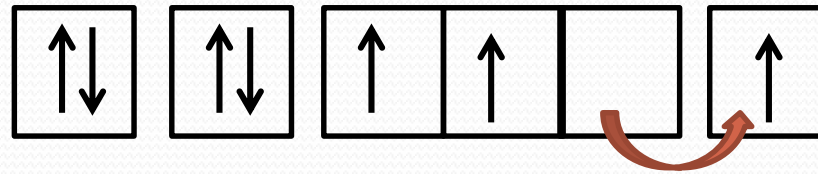
***VRAI** Si $Z=14$ donc état fondamental, 14 e^-*



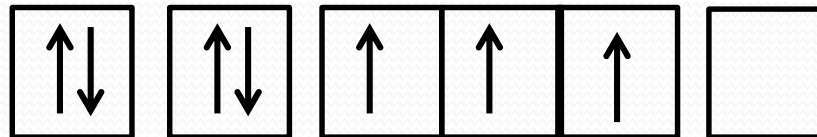
QCM Ch 2

- Pour ${}_{7}\text{N}$ la configuration $1s^2 2s^2 2p^2 3s^1$ est possible

VRAI : $1s^2 2s^2 2p^2 3s^1$ configuration (état) excitée

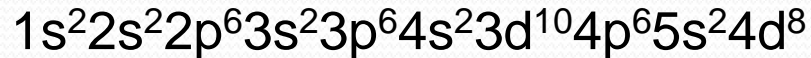


Etat fondamental (+ basse E) : $1s^2 2s^2 2p^3$



QCM Ch 2

- La configuration électronique de l'ion Argent I = Ag^+ ($Z=47$) est :



FAUX: Ecrire d'abord l'atome neutre $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^1 4d^{10}$

Ag exception: **$5s^1 4d^{10}$** (et pas $5s^2 4d^9$)

Ag^+ : $47 - 1 = 46 e^-$ on enlève les e^- de valence (**couche n la + grande**):



- L'ion ${}^8\text{O}^{2-}$ a le même nombre de proton que ${}_{10}\text{Ne}$

FAUX : on ajoute 2 électrons mais Z est inchangé ! ${}^8\text{O}^{2-}$ possède la même configuration que Ne mais Z différents

QCM Ch 2

- ${}_{12}\text{Mg}$ appartient au bloc s

VRAI : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$

- ${}_{23}\text{V}$ appartient au bloc p

FAUX : bloc d : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^3$

- Les électrons tendent à avoir un spin antiparallèle dans une sous-couche $\frac{1}{2}$ pleine.

FAUX: sous couche $\frac{1}{2}$ pleine (s^1 , p^3 , d^5) spins parallèles pour + de stabilité

QCM Ch 2

- ${}_{9}\text{F}$ appartient au bloc p

VRAI : halogène s^2p^5 : $1s^22s^22p^5$

- L'ion ${}_{11}\text{Na}^+$ possède autant d'électrons de valence et de cœur que le ${}_{10}\text{Ne}$

VRAI : ${}_{11}\text{Na}^+$ $1s^22s^22p^6$ donc 8 e⁻ de valence et 2 e⁻ de cœur tout comme ${}_{10}\text{Ne}$: $1s^22s^22p^6$

Configuration identique

Ex Ch 2

Soit la configuration électronique : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^1$

1°) Quel est le numéro atomique de l'atome correspondant ? Cette configuration électronique correspond-elle à l'état fondamental ?

2°) Combien d'électrons de cœur et d'électrons de valence ?

3°) Combien d'électrons de nombre quantique $n = 3$?

4°) Combien d'électrons de nombre quantique $l = 0$?

5°) Combien d'électrons de nombre quantique $l = 1$?

6°) Combien d'électrons non appariés ?

7°) Combien d'électrons de nombre quantique $m = +1$?

8°) Combien d'électrons de nombre quantique $s = -\frac{1}{2}$?

Ex Ch 2

Soit la configuration électronique : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^1$

1°) Quel est le numéro atomique de l'atome correspondant ? Cette configuration électronique correspond-elle à l'état fondamental ?

Nombre électrons = nombre protons = Z

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^1$ 31 électrons donc Z=31 (**Gallium**)

Etat fondamental ? **oui**

2°) Combien d'électrons de cœur et d'électrons de valence ?

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ 4s² 3d¹⁰ 4p¹ : 28 e⁻ de cœur et 3 e⁻ de valence

Ex Ch 2

Soit la configuration électronique : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^1$

3°) Combien d'électrons de nombre quantique $n = 3$?

$1s^2 2s^2 2p^6$ **$3s^2 3p^6$** $4s^2 3d^{10} 4p^1 \rightarrow$ **18 électrons sur la couche $n=3$**

4°) Combien d'électrons de nombre quantique $l = 0$?

$l=0$ pour sous-couche s = bloc s **$1s^2 2s^2 3s^2 4s^2$** $2p^6 3p^6 3d^{10} 4p^1 \rightarrow$ **8 électrons**

5°) Combien d'électrons de nombre quantique $l = 1$?

$l=1$ sous-couche p = bloc p $1s^2 2s^2$ **$2p^6 3p^6 4p^1$** $4s^2 3d^{10} \rightarrow$ **13 électrons**

Ex Ch 2

Soit la configuration électronique : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^1$

6°) Combien d'électrons non appariés ?

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^1 \rightarrow$ **1 seul électron non apparié = célibataire**

7°) Combien d'électrons de nombre quantique $m = +1$?

$m=1$ donc on ne peut pas être sur $l=0$ (car $m=0$) donc pas en s

Pour $n=2$ et $l=1$ alors $m = -1, 0, +1$

Pour $n=2$ et $l=2$ $m = -2, -1, 0, +1, +2$

} donc on cherche les e- en p et d sur **une**
case (soit 2 e-/case)

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^1 \rightarrow 2+2+2 (+1)$ soit **6 e- sûr, 7 peut être**

Ex Ch 2

Soit la configuration électronique : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^1$

8°) Combien d'électrons de nombre quantique $m_s = -1/2$?

On cherche tous les e- de signe $-1/2$ donc toutes les cases m avec 1 e- compté /case

$$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^1 \rightarrow 1 + 1 + 3 + 1 + 3 + 5 + 1 (+1) =$$

15 e- sur et 16 peut être

QCM Ch 3

- Les métaux ont une électronégativité supérieure à 2 et conduisent généralement à des cations

FAUX : métal faible En et donnent des cations

- Dans le tableau périodique, les éléments sont rangés par numéro atomique croissant

VRAI

QCM Ch 3

- Le fluor ($Z=9$) est l'élément le plus électronégatif du tableau périodique

VRAI (en haut colonne 17, s^2p^5)

- Les métaux de transition ont une électronégativité toujours inférieure à 3

VRAI: métaux de transition=métal donc $E_n < 2$

- Le rayon atomique augmente dans la période

FAUX: la CNE augmente d'une colonne à l'autre donc + attraction protons/électrons donc rayons + contractés = + petits

QCM Ch 3

- L'électronégativité augmente régulièrement dans une période de l'alcalin vers l'halogène

VRAI (\neq irrégulier pour E_i)

- Tout atome ayant une configuration électronique sur sa couche de valence en s^2p^5 est un halogène

VRAI (avant dernière colonne: 17)

- L'énergie d'ionisation augmente régulièrement dans une période de l'alcalin vers l'halogène

FAUX: effet de stabilisation en s^2 et en p^3 (sous-couche pleine ou $\frac{1}{2}$ pleine)

Ex 1 Ch 3

- 1°) Ecrire les configurations électroniques et donner les électrons de valence : soufre $_{16}\text{S}$; sélénium $_{34}\text{Se}$; tellure $_{52}\text{Te}$
- 2°) Classer ces éléments par ordre d'énergie d'ionisation croissante.
- 3°) Classer ces éléments par ordre d'électronégativité croissante.
- 4°) Classer ces éléments par ordre de rayon atomique croissant.

Ex 1 Ch 3

1°) Ecrire les configurations électroniques et préciser les électrons de valence : $_{16}\text{S}$; $_{34}\text{Se}$; $_{52}\text{Te}$

- soufre $_{16}\text{S}$: $Z=16$ $1s^2 2s^2 2p^6$ **$3s^2 3p^4$**
- sélénium $_{34}\text{Se}$: $Z=34$ $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ **$4s^2 3d^{10} 4p^4$**
- tellure $_{52}\text{Te}$ $Z=52$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6$ **$5s^2 4d^{10} 5p^4$**

Même colonne : 16 !

Bloc p : 6 électrons de valence

Ex 1 Ch 3

2°) Classer ces éléments par ordre d'énergie d'ionisation croissante.

Energie d'ionisation = énergie nécessaire à arracher un électron de valence (le – accroché). Varie en sens opposé du rayon atomique c'ad qu'elle diminue avec les périodes et qu'elle augmente avec les colonnes

Donc **$E_i \text{ Te} < E_i \text{ Se} < E_i \text{ S}$**

Ex 1 Ch 3

3°) Classer ces éléments par ordre d'électronégativité croissante

Electronégativité = tendance à récupérer les électrons dans la liaison chimique

Variation identique à E_i et en sens opposé au rayon atomique, donc E_n diminue avec les périodes et augmente avec les colonnes

Donc **$E_n \text{ Te} < E_n \text{ Se} < E_n \text{ S}$**

Ex 1 Ch 3

4°) Classer ces éléments par ordre de rayon atomique croissant

Plus on descend dans le tableau (période augmentent) plus le rayon est gros

$$\text{Donc } r_{\text{S}} < r_{\text{Se}} < r_{\text{Te}}$$

Ex 2 Ch 3 en autonomie

Quelle espèce possède le plus grand rayon (atomique ou ionique) ? Vérifier par le calcul

- Mg ou Mg^{2+} ?
- Cl ou Cl^- ?

Ex 2 Ch 3

Mg ou Mg²⁺ ?

- Même élément : le rayon du cation est < rayon atome neutre (cation : - écrantage donc Z* + grande donc rayon + petit)
- Calcul :

Mg Z=12 donc 1s²2s²2p⁶3s² Z* = 12 – (1 x 2 + 0,85 x 8 – 0,35) = 2,85

$$r_{\text{Mg}} = (3^2 / 2,85) \cdot a_0 = 3,15 a_0 = \mathbf{167,05 \text{ pm}}$$

Mg²⁺ Z=12 donc 1s²2s²2p⁶3s⁰ Z* = 12 – (0,85 x 2 + 0,35 x 7) = 7,85

$$r_{\text{Mg}^{2+}} = (2^2 / 7,85) \cdot a_0 = 0,509 a_0 = \mathbf{26,95 \text{ pm}}$$

$$r_{\text{Mg}} > r_{\text{Mg}^{2+}}$$

Ex 2 Ch 3

Cl ou Cl⁻ ?

- Même élément : anion + gros que atome neutre (+ écrantage donc Z^* + faible donc rayon + gros)
- Calcul :

Cl $Z=17$ donc $1s^2 2s^2 2p^6 \underline{3s^2 3p^5}$ $Z^* = 17 - (1 \times 2 + 0,85 \times 8 + 0,35 \times 6) = \mathbf{6,1}$

$$r_{Cl} = (3^2 / 6,1) \cdot a_0 = 1,47 a_0 = \mathbf{78,04 \text{ pm}}$$

Cl⁻ $Z=17$ donc $1s^2 2s^2 2p^6 \underline{3s^2 3p^6}$ $Z^* = 17 - (1 \times 2 + 0,85 \times 8 + 0,35 \times 7) = \mathbf{5,75}$

$$r_{Cl^-} = (3^2 / 5,75) \cdot a_0 = 1,56 a_0 = \mathbf{82,52 \text{ pm}}$$

$$r_{Cl^-} > r_{Cl}$$

QCM Ch 4

- Les orbitales atomiques sont définies par les 4 nombres quantiques n, l, m et s

FAUX : n, m et l seulement (s : spin de l' e^- dans la case=orbitale)

- $\Psi_{(x,y,z)}^2 \cdot dV$ est la probabilité de présence ponctuelle de l'électron.

VRAI (dV volume élémentaire \leftrightarrow ponctuelle)

- L'orbitale $\Psi(2,0,0)$ est l'orbitale $2p_z$

FAUX : sachant que $\Psi(n,l,m)$, si $n=2$ et $l=0$ c'est une $2s$

- $\Psi(r, \theta, \varphi) = R(r) \cdot Y(\theta, \varphi)$: dans cette expression $R(r)$ est appelée partie radiale.

VRAI

QCM Ch 4

- La fonction Ψ^2 représente la probabilité de trouver l'électron dans une orbitale.

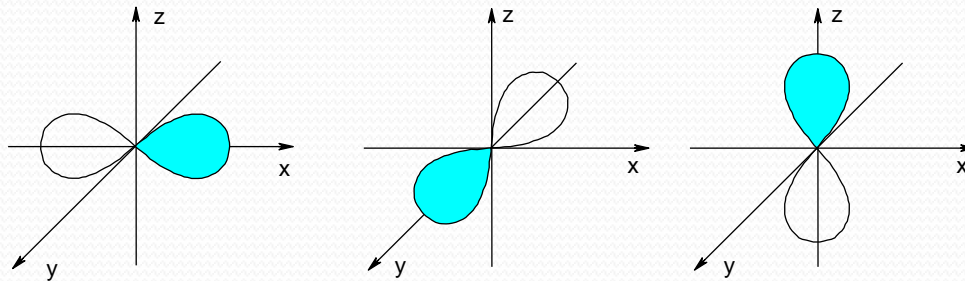
VRAI: Ψ est la fonction d'onde (énergie/trajectoire de l'électron) n'a pas de réalité physique, Ψ^2 en a une

- L'orbitale atomique de type s est une sphère

VRAI

- L'orbitale atomique P_x dispose de deux plans nodaux

FAUX: 1 seul



QCM Ch 4

- Une orbitale d admet toujours deux plans nodaux

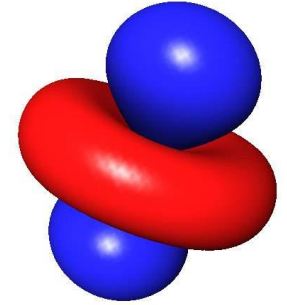
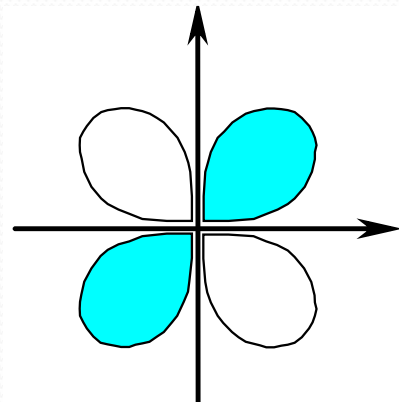
FAUX: dz^2 aucun plan nodal

- Une orbitale de type dz^2 présente seulement 2 lobes orientés suivant l'axe z

VRAI : 2 lobes et une bouée au centre

- L'orbitale $d(xy)$ admet deux plans nodaux

VRAI :



QCM Ch 5 en autonomie

- Les liaisons covalentes impliquent les électrons de cœur

FAUX : électrons de valence

- La géométrie des molécules est due aux liaisons de Van der Waals

FAUX : elle est due aux liaisons chimiques

- Les liaisons faibles influencent les 3 états de la matière

VRAI

QCM Ch 5 en autonomie

- Les liaisons ioniques se forment entre deux atomes peu électronégatifs

FAUX : différence très grande d'En

- Les liaisons hydrogène ont une énergie de l'ordre de 150 kJ/mol

FAUX : 40 kJ/mol (150 kJ/mol : liaison forte)

- Les forces de London peuvent être retrouvées dans toutes les molécules

VRAI (London: liaison faible type VdW molécules apolaires)

QCM Ch 5 en autonomie

- Il n'existe aucun moment dipolaire sur une molécule constituée de 2 atomes identiques.

FAUX : *moment dipolaire instantané et moment induit instantané*

- Seules les liaisons hydrogènes et les liaisons covalentes interviennent dans la structuration de l'ADN double brin

FAUX : *VdW : London*

QCM Ch 5 en autonomie

- Une liaison covalente polaire correspond au transfert d'un électron d'un atome vers un autre

FAUX : chaque atome partage un électron de valence

- La température d'ébullition de C_2H_6 est supérieure à celle de CH_4

VRAI : molécule + grosse + de liaisons faibles

Ex Ch 5 en autonomie

- Attribuer à chaque molécule, pour lesquelles la masse molaire et le moment dipolaire sont indiqués dans le tableau, le point d'ébullition :

-196, -144, -183 °C ?

	N ₂	OF ₂	O ₂
Masse molaire g/mol	28	54	32
Moment dipolaire D	0	0,3	0
Point d'ébullition °C			

Ex Ch 5

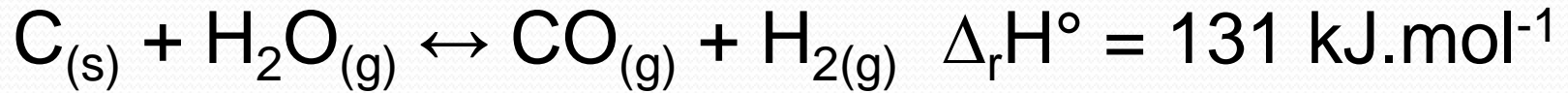
- Les liaisons faibles influencent les T° de changement d'état
- + l. faibles sont importantes + T° de changement d'état sont élevées (+ difficile de briser liaisons)
- Ici: liaisons de type Van der Waals (London, Debye, Keesom)
 - + masse molaire grande + liaisons faibles importantes
 - N_2 et O_2 sont 2 molécules apolaires \rightarrow London
 - Masse $O_2 > N_2 \rightarrow T^\circ$ d'ébullition $O_2 > N_2$
 - OF_2 molécule polaire \rightarrow London + Keesom \rightarrow forces + grandes
ET poids supérieur donc + forces / O_2 et N_2

Ex Ch 5

-196, -144, -183 °C ?

	N ₂	OF ₂	O ₂
Masse molaire g/mol	28	54	32
Moment dipolaire D	0	0,3	0
Point d'ébullition °C	-196	-144	-183

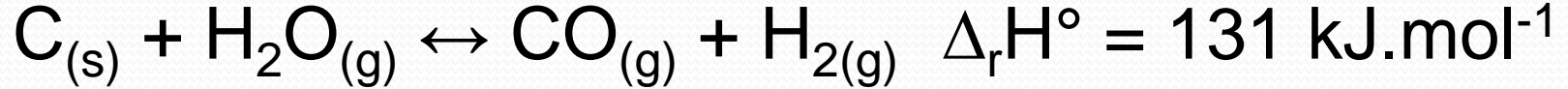
Ex 1 Ch 6



La réaction se passe dans une enceinte indilatable

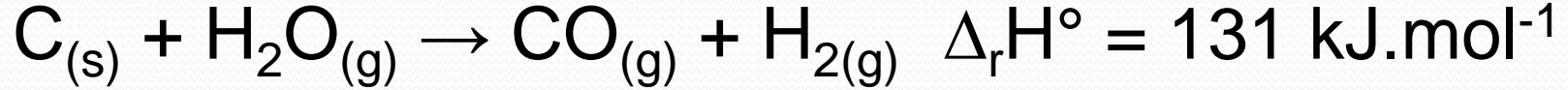
- Quel effet sur l'équilibre aura l'augmentation de T?
- Quel effet sur l'équilibre aura l'augmentation de P ?
- Quel effet sur l'équilibre aura l'ajout de $\text{H}_2\text{O}(g)$?
- Quel effet sur l'équilibre aura l'ajout de $\text{C}(s)$?
- Quel effet sur l'équilibre aura l'ajout de $\text{CO}(g)$ ou $\text{H}_{2(g)}$?

Ex 1 Ch 6



- Évolution du système en fonction de différents paramètres : T, P, réactif/produit
- Bien regarder l'état de la matière et la stœchiométrie
- Variation d'enthalpie : $\Delta_r H^\circ$
 - $\Delta_r H^\circ > 0$: réaction endothermique, absorbe la chaleur
 - $\Delta_r H^\circ < 0$: réaction exothermique, dégage de la chaleur
- Sens direct : réactifs vers produits (vers la droite)
- Sens indirect: produits vers réactifs (vers la gauche)
- **Généralisation de Le Châtelier: le système s'oppose toujours à mon action**

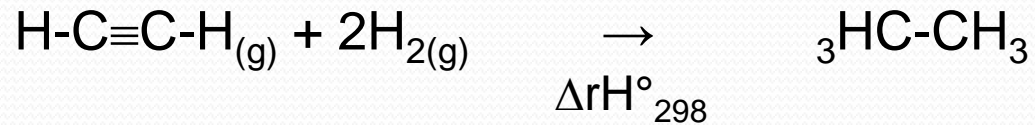
Ex 1 Ch 6



- T ↗ ? réaction endothermique, si on augmente la température, elle est déplacée dans le sens **direct**
- P ↗ ? réaction est déplacée vers le sens d'une diminution de la quantité de matière gazeuse, c'est à dire de la droite vers la gauche: sens **indirect**
- H₂O ↗ : la réaction est déplacée dans le sens de son élimination (de la gauche vers la droite) sens **direct**
- C ↗ : aucun effet car solide (a = 1)
- CO ou H₂ ↗ : la réaction est déplacée de la droite vers la gauche sens **indirect**

Ex 3 Ch 6

Calculer le ΔH°_r de la réaction suivante :



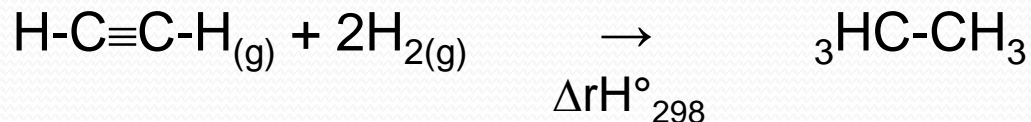
On donne :

$$\Delta H^{\circ}_f(\text{C}_2\text{H}_{2(g)}) = 150 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$\Delta H^{\circ}_f(\text{C}_2\text{H}_{6(g)}) = 50 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$

Ex 3 Ch 6

Calculer le ΔH_r° de la réaction suivante :



$$\Delta H_f^\circ(\text{C}_2\text{H}_{2(g)}) = 150 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1} ; \Delta H_f^\circ(\text{C}_2\text{H}_{6(g)}) = 50 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$\Delta H_f^\circ(\text{H}_{2(g)}) = 0 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1} \text{ (corps simple, état standard)}$$

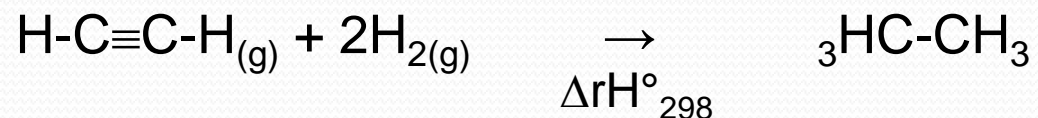
$$\Delta H_R^0 = \sum v_i \Delta H_f^0(\text{produits}) - \sum v_j \Delta H_f^0(\text{réactifs})$$

$$\Delta H_r^\circ = 1 \times 50 - (2 \times 0 + 1 \times 150) = -100 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$

Donc réaction exothermique

Ex 4 Ch 6 en autonomie

Calculer le ΔH°_r de la réaction suivante :



On donne :

$$\Delta H^\circ_{\text{comb}}(\text{C}_2\text{H}_{2(g)}) = - 80 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$\Delta H^\circ_{\text{comb}}(\text{C}_2\text{H}_{6(g)}) = - 260 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$\Delta H^\circ_{\text{comb}}(\text{H}_{2(g)}) = - 40 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$

Ex 4 Ch 6

Calcul le ΔH°_r de la réaction suivante :



Combustion : on brûle dans O_2 : C donne CO_2 et H donne $\frac{1}{2} \text{H}_2\text{O}$
On écrit donc les réactions de combustion et on équilibre!



$$\Delta H^{\circ}_{\text{comb}}(\text{C}_2\text{H}_{2(g)}) = - 80 \text{ kJ.mol}^{-1}$$

$$\Delta H^{\circ}_{\text{comb}}(\text{C}_2\text{H}_{6(g)}) = - 260 \text{ kJ.mol}^{-1}$$

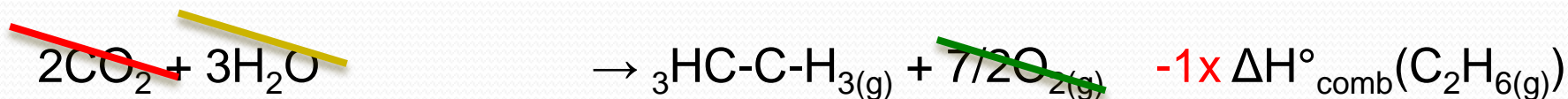
$$\Delta H^{\circ}_{\text{comb}}(\text{H}_{2(g)}) = - 40 \text{ kJ.mol}^{-1}$$

Ex 4 Ch 6

Calculer le ΔH°_r de la réaction suivante :



Combinaison linéaire (Loi de Hess)



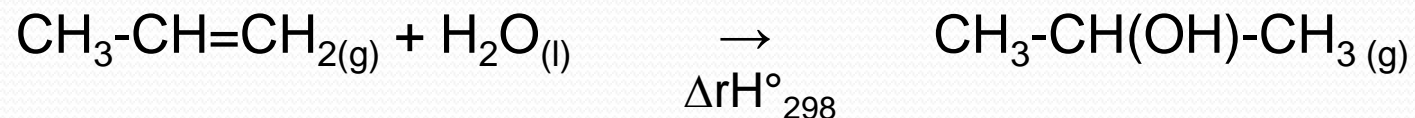
$$\Delta H^\circ_r = \Delta H^\circ_{\text{Comb}}(\text{C}_2\text{H}_{2(g)}) + (-\Delta H^\circ_{\text{comb}}(\text{C}_2\text{H}_{6(g)})) + 2 \Delta H^\circ_{\text{comb}}(\text{H}_{2(g)})$$

$$\Delta H^\circ_r = 1 \times -80 \quad + -1 \times (-260) \quad + (2 \times -40)$$

$$\Delta H^\circ_r = +100 \text{ kJ.mol}^{-1}$$

Ex 5 Ch 6

Calculer le ΔH°_r de la réaction suivante :



On donne :

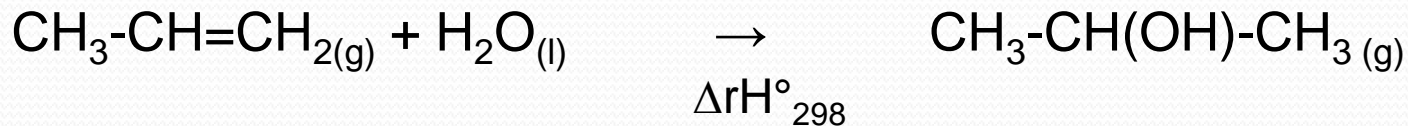
$$\Delta H^\circ_{\text{comb}}(\text{C}_3\text{H}_{6(g)}) = 500 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$\Delta H^\circ_f(\text{H}_2\text{O}_{(l)}) = -150 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$\Delta H^\circ_{\text{comb}}(\text{C}_3\text{H}_8\text{O}_{(g)}) = 300 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$

Ex 5 Ch 6

Calcul le ΔH°_r de la réaction suivante :



On écrit les réactions de combustion et formation



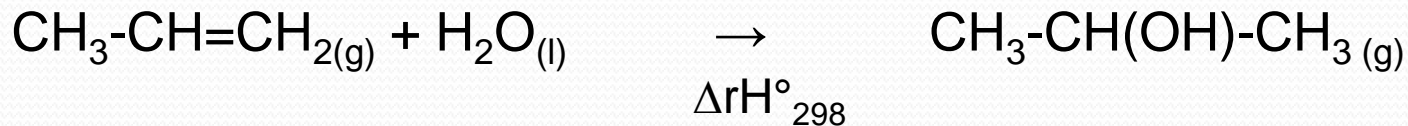
$$\Delta H^\circ_{\text{comb}}(\text{C}_3\text{H}_{6(g)}) = 500 \text{ kJ.mol}^{-1}$$

$$\Delta H^\circ_f(\text{H}_2\text{O}_{(l)}) = -150 \text{ kJ.mol}^{-1}$$

$$\Delta H^\circ_{\text{comb}}(\text{C}_3\text{H}_8\text{O}_{(g)}) = 300 \text{ kJ.mol}^{-1}$$

Ex 5 Ch 6

Calcul le ΔH°_r de la réaction suivante :



L'équation de formation de H_2O n'est pas utilisée !



$$\Delta H^\circ_r = \Delta H^\circ_{\text{Comb}}(\text{C}_3\text{H}_6_{(g)}) + (-\Delta H^\circ_{\text{comb}}(\text{C}_3\text{H}_8\text{O}_{(g)}))$$

$$\Delta H^\circ_r = 1 \times 500 \quad + \quad (-1 \times 300)$$

$$\Delta H^\circ_r = + 200 \text{ kJ.mol}^{-1}$$