

**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

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

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

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<sup>+</sup> 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 ( $\text{He}^+$ ,  $\text{Li}^{2+}$ ,  $\text{Be}^{3+}$ ...)

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

*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.

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

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

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

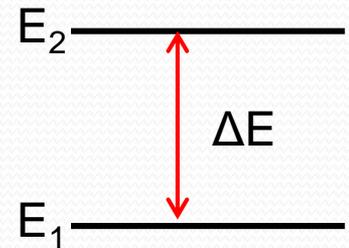
$$n=3 \quad E_3 = -13,6 \times \frac{1^2}{3^2} = \mathbf{-1,51 \text{ eV}}$$

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

# 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  $\lambda$  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 !  $r = (n^{*2} / Z^*) \cdot a_0$

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

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

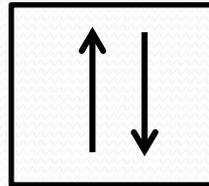
n	1	2	3	4	5	6
n*	1	2	3	3,7	4,0	4,2

**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.

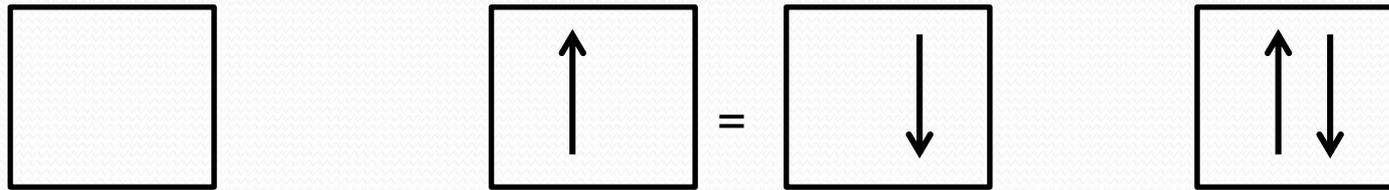
***FAUX:*** spins opposés donc l'un est  $s=+0,5$  et l'autre  $s=-0,5$   
donc les 4 nombres quantiques ne sont pas identiques



# QCM Ch 2

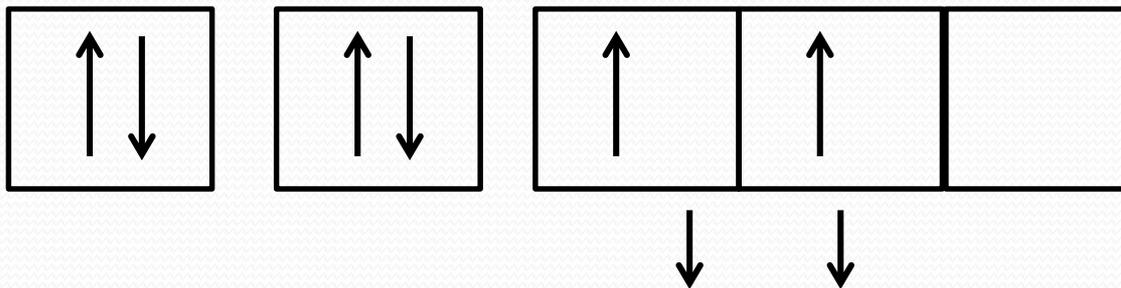
- 4 électrons peuvent occuper la même case quantique

**FAUX:** 0, 1 ou 2 électrons max



- La configuration électronique de  ${}_6\text{C}$  s'écrit :  $1s^2 2s^1 2p^3$

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

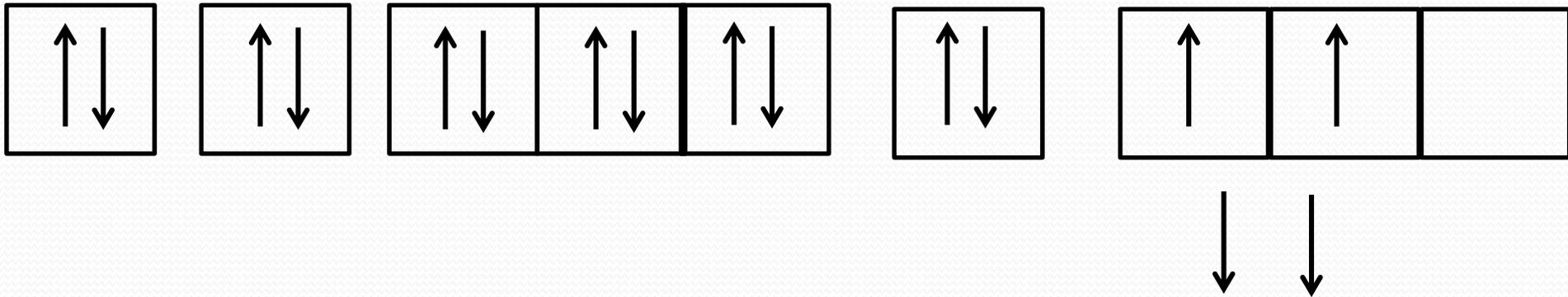


# QCM Ch 2

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



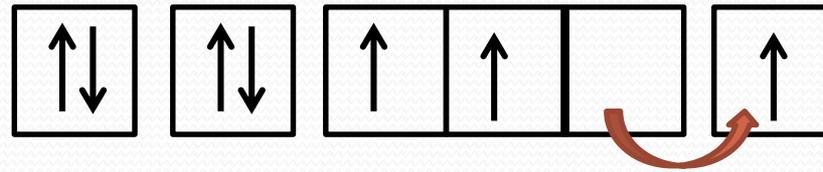
***VRAI** Si  $Z=14$  donc état fondamental, 14  $e^-$*



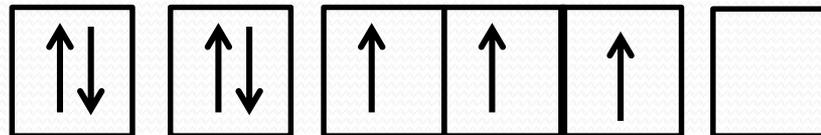
# QCM Ch 2

- 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 =  $\text{Ag}^+$  ( $Z=47$ ) 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  $5s^2 4d^9$ )

$\text{Ag}^+$  :  $47 - 1 = 46 e^-$  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<sup>-</sup> de valence et 2 e<sup>-</sup> 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 ?

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$  4s<sup>2</sup> 3d<sup>10</sup> 4p<sup>1</sup> : 28 e<sup>-</sup> de cœur et 3 e<sup>-</sup> 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  $1s^2 2s^2$   **$2p^6 3p^6 4p^1$**   $3d^{10} \rightarrow$  **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  $\text{Mg}^{2+}$  ?
- Cl ou  $\text{Cl}^-$  ?

# Ex 2 Ch 3

Mg ou Mg<sup>2+</sup> ?

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

Mg    Z=12 donc 1s<sup>2</sup>2s<sup>2</sup>2p<sup>6</sup>3s<sup>2</sup>    Z\* = 12 – (1 x 2 + 0,85 x 8 – 0,35) = 2,85

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

Mg<sup>2+</sup>    Z=12 donc 1s<sup>2</sup>2s<sup>2</sup>2p<sup>6</sup>3s<sup>0</sup>    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<sup>-</sup> ?

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

$$\text{Cl} \quad Z=17 \text{ donc } 1s^2 2s^2 2p^6 \underline{3s^2 3p^5} \quad Z^* = 17 - (1 \times 2 + 0,85 \times 8 + 0,35 \times 6) = \mathbf{6,1}$$
$$r_{\text{Cl}} = (3^2 / 6,1) \cdot a_0 = 1,47 a_0 = \mathbf{78,04 \text{ pm}}$$

$$\text{Cl}^- \quad Z=17 \text{ donc } 1s^2 2s^2 2p^6 \underline{3s^2 3p^6} \quad Z^* = 17 - (1 \times 2 + 0,85 \times 8 + 0,35 \times 7) = \mathbf{5,75}$$
$$r_{\text{Cl}^-} = (3^2 / 5,75) \cdot a_0 = 1,56 a_0 = \mathbf{82,52 \text{ pm}}$$

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

# 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  $\Psi^2$  représente la probabilité de trouver l'électron dans une orbitale.

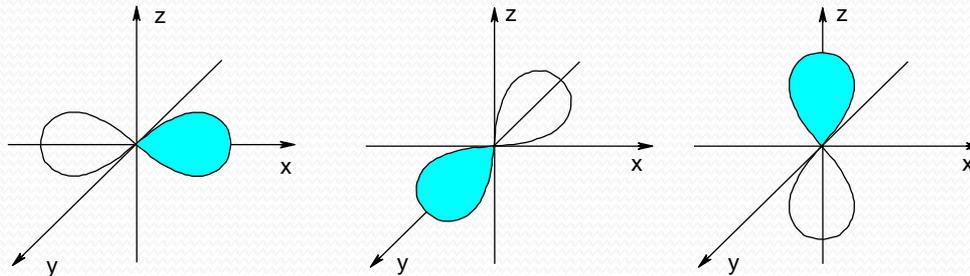
**VRAI:**  $\Psi$  est la fonction d'onde (énergie/trajectoire de l'électron) n'a pas de réalité physique,  $\Psi^2$  en a une

- 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

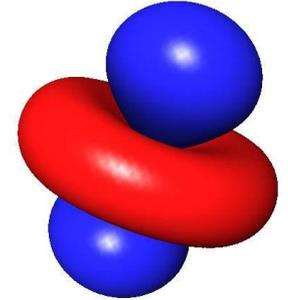
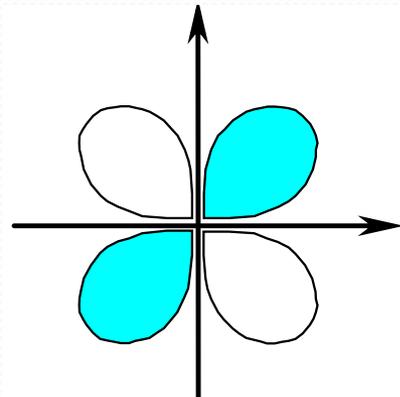
**FAUX:**  $dz^2$  aucun plan nodal

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

# Ex Ch 5

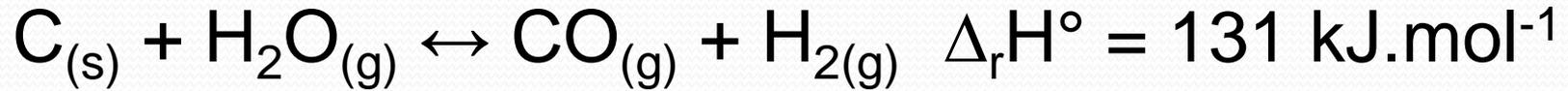
- Les liaisons faibles influencent les  $T^\circ$  de changement d'état
- + l. faibles sont importantes +  $T^\circ$  de changement d'état sont élevées (+ difficile de briser liaisons)
- Ici: liaisons de type Van der Waals (London, Debye, Keesom)
  - + masse molaire grande + liaisons faibles importantes
  - $N_2$  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 <sub>2</sub>	OF <sub>2</sub>	O <sub>2</sub>
Masse molaire g/mol	28	54	32
Moment dipolaire D	0	0,3	0
Point d'ébullition °C	<b>-196</b>	<b>-144</b>	<b>-183</b>

# 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**

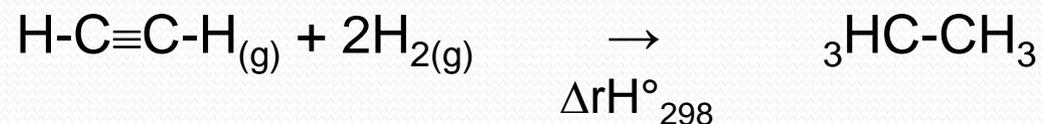
# Ex 1 Ch 6



- 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**
- H<sub>2</sub>O ↗ : 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 H<sub>2</sub> ↗ : la réaction est déplacée de la droite vers la gauche sens **indirect**

# Ex 3 Ch 6

Calculer le  $\Delta H^\circ_r$  de la réaction suivante :



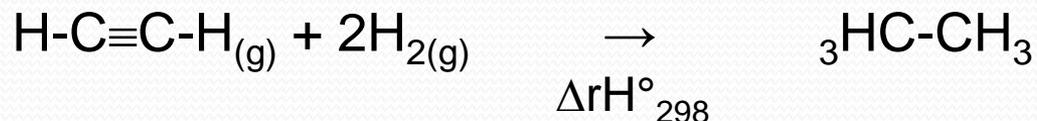
On donne :

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

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

# Ex 3 Ch 6

Calculer le  $\Delta H^{\circ}_r$  de la réaction suivante :



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

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

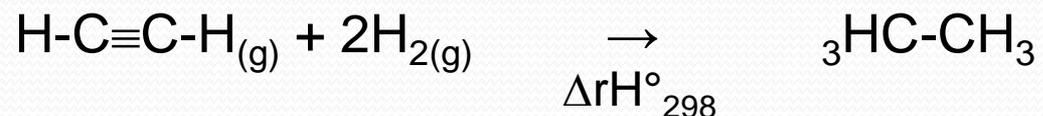
$$\Delta H^{\circ}_R = \sum v_i \Delta H^{\circ}_f(\text{produits}) - \sum v_j \Delta H^{\circ}_f(\text{réactifs})$$

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

Donc réaction exothermique

# Ex 4 Ch 6 en autonomie

Calculer le  $\Delta H^\circ_r$  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  $\Delta H^\circ_r$  de la réaction suivante :



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



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

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

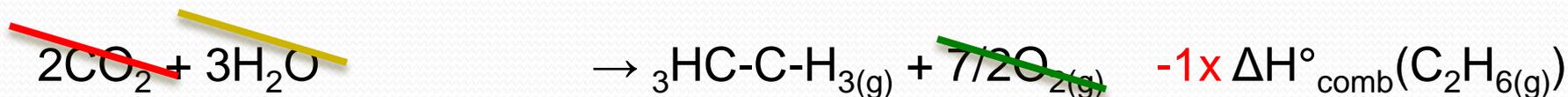
$$\Delta H^\circ_{\text{comb}}(\text{H}_{2(g)}) = - 40 \text{ kJ.mol}^{-1}$$

# Ex 4 Ch 6

Calculer le  $\Delta H^\circ_r$  de la réaction suivante :



**Combinaison linéaire (Loi de Hess)**



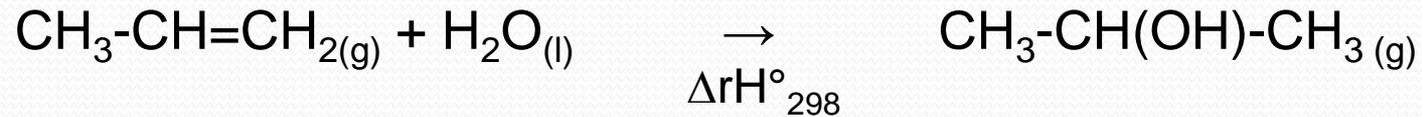
$$\Delta H^\circ_r = \Delta H^\circ_{\text{Comb}}(\text{C}_2\text{H}_{2(g)}) + (-\Delta H^\circ_{\text{comb}}(\text{C}_2\text{H}_{6(g)})) + 2 \Delta H^\circ_{\text{comb}}(\text{H}_{2(g)})$$

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

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

# Ex 5 Ch 6

Calculer le  $\Delta H^{\circ}_r$  de la réaction suivante :



On donne :

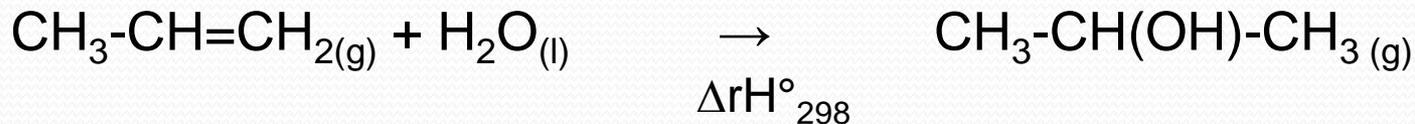
$$\Delta H^{\circ}_{\text{comb}}(\text{C}_3\text{H}_{6(g)}) = 500 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$

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

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

# Ex 5 Ch 6

Calcul le  $\Delta H^{\circ}_r$  de la réaction suivante :



On écrit les réactions de combustion et formation



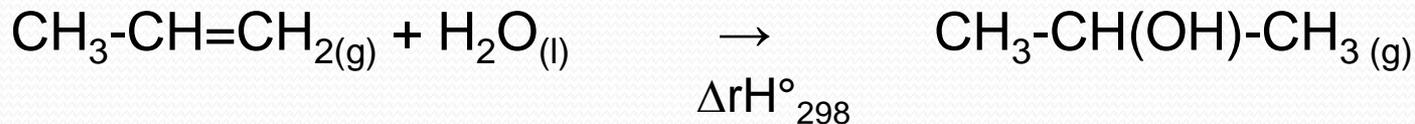
$$\Delta H^{\circ}_{\text{comb}}(\text{C}_3\text{H}_{6(g)}) = 500 \text{ kJ.mol}^{-1}$$

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

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

# Ex 5 Ch 6

Calcul le  $\Delta H^\circ_r$  de la réaction suivante :



L'équation de formation de  $\text{H}_2\text{O}$  n'est pas utilisée !



$$\Delta H^\circ_r = \Delta H^\circ_{\text{Comb}}(\text{C}_3\text{H}_{6(g)}) + (-\Delta H^\circ_{\text{comb}}(\text{C}_3\text{H}_8\text{O}_{(g)}))$$

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

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