

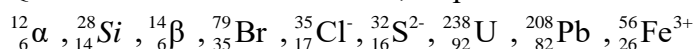


Département de génie des procédés
Travaux Dirigés de chimie générale (S1)

Série 1

Exercice 1 :

1. Quel est le nombre d'électrons, de protons et de neutrons que possèdent les éléments suivants :



2. Déterminer le symbole de : α , β , quels sont, parmi ces éléments, ceux qui sont des isotopes ?

Exercice 2 :

Quelle est la masse d'un atome des éléments suivants : le sodium, l'or, l'aluminium ?

Exercice 3 :

Il y a 2.8×10^{22} atomes de cuivre ${}^{63}_{29}\text{Cu}$ (63g/mole) dans une pièce de cuivre de 3g.

☞ Combien y en a-t-il : d'électrons, de protons et de neutrons dans cette pièce ?

☞ Quelles sont leurs contributions à la masse totale de la pièce ?

Exercice 4 :

Calculer le nombre de moles de molécules de saccharose ($\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$) dans un cube de sucre de 3g.

Exercice 5 :

1. Quel est le nombre d'atome contenu dans 100 mg d'Or ?

2. Lequel des échantillons suivants, contient le plus d'argent : 5g d'Ag, 5uma d'Ag ou 5.10^{22} atomes d'Ag ?

Exercice 6 :

Parmi les 3 pièces métalliques de masse 3g suivantes, laquelle qui contient le plus grand nombre d'atomes : (Al, Cr, Cu) ?

Exercice 7 :

Un échantillon d'oxyde de cuivre CuO a une masse $m = 1,59$ g.

Combien y a-t-il de moles et de molécules de CuO et d'atomes de Cu et de O dans cet échantillon ?

On donne :

- Masse molaires : $\text{Na} = 23 \text{ g.mol}^{-1}$, $\text{Au} = 197 \text{ g.mol}^{-1}$, $\text{Ag} = 107.9 \text{ g.mol}^{-1}$, $\text{Al} = 27 \text{ g.mol}^{-1}$, $\text{Cr} = 52 \text{ g.mol}^{-1}$, $\text{Cu} = 63.5 \text{ g.mol}^{-1}$, $\text{O} = 16 \text{ g.mol}^{-1}$.
- Masse de l'électron : $m_e = 9.109 \times 10^{-28} \text{ g}$, Masse du proton : $m_p = 1.673 \times 10^{-24} \text{ g}$, Masse du neutron : $m_n = 1.675 \times 10^{-24} \text{ g}$.
- Nombre d'Avogadro : $N = 6.023.10^{23}$.



Département de génie des procédés
Travaux Dirigés de chimie générale (S1)

Série 2

Exercice 1 :

1. Etablir pour un atome hydrogénoïde (noyau de charge $+Ze$ autour duquel gravite un électron), l'expression de l'énergie totale en fonction du rayon de l'orbite dans l'état stationnaire.
2. En tenant compte des hypothèses de Bohr, établir les formules donnant :
 - a) Le rayon de l'orbite de rang n .
 - b) L'énergie du système noyau-électron correspondant à cette orbite.
 - c) Exprimer le rayon et l'énergie totale de rang n pour l'hydrogénoïde en fonction des mêmes grandeurs relatives à l'atome d'hydrogène.
3. Calculer en eV et en joules, l'énergie des quatre premiers niveaux de l'ion hydrogénoïde Li^{2+} , sachant qu'à l'état fondamental, l'énergie du système noyau-électron de l'atome d'hydrogène est égale à $-13,6$ eV.
4. Quelle énergie doit absorber un ion Li^{2+} , pour que l'électron passe du niveau fondamental au premier niveau excité ?
5. Si cette énergie est fournie sous forme lumineuse, quelle est la longueur d'onde λ du rayonnement capable de provoquer cette transition ?

On donne :

Li ($Z=3$), $eV = 1,6 \cdot 10^{-19}$ Joules, $h = 6,62 \cdot 10^{-34}$ J.s, $c = 3 \cdot 10^8$ m.s $^{-1}$

Exercice 2 :

Pour les atomes suivant (lire sur le tableau périodique les informations manquantes) :

3Li , 6C , 7N , 12Mg , 14Si , P , Sc , 28Ni , 30Zn , 40Zr , Pb , I , 58Te , 79Au .

1. Donner les configurations électroniques à l'état fondamental correspondant.
2. Utiliser les cases quantiques pour déterminer la configuration électronique de la couche de valence correspondante.
3. Dédire le nombre d'électrons de valence.
4. Donner les quatre nombres quantiques et déterminer la famille et la période auxquelles ils appartiennent (situer ces atomes dans la classification périodique).

Exercice 3 :

Donner les configurations électroniques des ions suivants : $_{24}\text{Cr}^{3+}$, $_{26}\text{Fe}^{2+}$, $_{27}\text{Co}^{2+}$, $_{28}\text{Ni}^{2+}$.

Exercice 4 :

1. Classer par ordre de rayon croissant : $_{12}\text{Mg}^{2+}$, $_{18}\text{Ar}$, $_{35}\text{Br}^-$, $_{20}\text{Ca}^{2+}$.
2. Classer par ordre d'énergie d'ionisation croissante : $_{11}\text{Na}$, $_{11}\text{Na}^+$, $_{10}\text{Ne}$, $_{8}\text{O}$.



Département de génie des procédés
Travaux Dirigés de chimie générale (S1)

Série 3

Exercice 1 :

Déterminer le nombre d'oxydation des espèces suivantes et indiquer dans quel couple redox ces espèces interviennent.

- | | |
|--|------------|
| 1. Cu^{2+} ; Cu ; Cu^+ | (NO de Cu) |
| 2. Cr^{3+} ; $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$; CrO_4^{2-} | (NO de Cr) |
| 3. MnO_4^- ; Mn^{2+} | (NO de Mn) |
| 4. Cl_2 ; Cl^- ; ClO_4^- ; ClO^- | (NO de Cl) |
| 5. H_2O ; O_2 | (NO de O) |
| 6. BrO_3^- ; Br^- ; Br_2 | (NO de Br) |
| 7. LiH ; H_2 | (NO de H) |
| 8. Hg ; Hg_2Cl_2 ; Hg^{2+} | (NO de Hg) |

Exercice 2 :

Pour chaque couple, écrire la demi-équation redox correspondant et indiquer l'espèce qui joue le rôle d'oxydant ou de réducteur.

1. $\text{Cu}^{2+} / \text{Cu}$
2. $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} / \text{Cr}^{3+}$
3. $\text{H}_2\text{O}_2 / \text{H}_2\text{O}$
4. $\text{O}_2 / \text{H}_2\text{O}$
5. I_2 / I^-
6. $\text{PbBr}_2 / \text{Pb}$
7. $\text{IO}_3^- / \text{I}_2$
8. $\text{Nb}_2\text{O}_5 / \text{Nb}$
9. $\text{PdCl}_4^{2-} / \text{Pd}$
10. $\text{Cu}^{2+} / \text{CuCl}$

Exercice 3 :

Equilibrer les réactions d'oxydoréduction suivantes :

- | | |
|--|---------------------|
| 1. $\text{Al (s)} + \text{H}_2\text{O (l)} \rightarrow \text{Al(OH)}_4^- \text{ (aq)} + \text{H}_2 \text{ (g)}$ | (en milieu basique) |
| 2. $\text{MnO}_4^- \text{ (aq)} + \text{Fe}^{2+} \text{ (aq)} \rightarrow \text{Mn}^{2+} \text{ (aq)} + \text{Fe}^{3+} \text{ (aq)}$ | (en milieu acide) |
| 3. $\text{Al (s)} + \text{S (s)} \rightarrow \text{Al(OH)}_3 \text{ (s)} + \text{HS}^- \text{ (aq)}$ | (en milieu basique) |



Département de génie des procédés
Corrigés -Travaux Dirigés de chimie générale

(S1)

Série 1

Exercice 1 :

1.

Elément	nombre d'électrons	nombre de protons	nombre de neutrons
${}^12_6\alpha$	6	6	$12-6=6$
${}^{28}_{14}Si$	14	14	$28-14=14$
${}^{14}_6\beta$	6	6	$14-6=8$
${}^{79}_{35}Br$	35	35	44
${}^{35}_{17}Cl^-$	$17+1=18$	17	18
${}^{32}_{16}S^{2-}$	$16+2=18$	16	16
${}^{238}_{92}U$	92	92	146
${}^{208}_{82}Pb$	82	82	126
${}^{56}_{26}Fe^{3+}$	$26-3=23$	26	30

Le symbole de ${}^{12}_6\alpha = {}^{12}_6C$; ${}^{14}_6\beta = {}^{14}_6C$; les isotopes du carbone comportent tous 6 électrons et 6 protons : carbone 12(6 neutrons), et carbone 14 (8 neutrons)

Exercice 2 :

masse atome= $Z \times m \text{ protons} + (A-Z) \times m \text{ neutron} + Z \times m \text{ électrons}$

Nous prendrons par exemple l'élément Sodium (${}_{11}Na$)

1 mole = $6,02 \cdot 10^{23}$ atomes --> 23 g

1 atome --> ? g

Donc si Na atomes pèsent 23 g alors un atome de sodium pèse $3,8 \cdot 10^{-23}$ g

Exercice 3 :

- Chaque atome de cuivre a 29 électrons car $Z=29$. Le nombre total d'électrons est donc
29 électrons par atome $\times (2,8 \times 10^{22} \text{ atomes})$
 $= 8,1 \times 10^{23} \text{ électrons}$

La masse d'un électron est $9,11 \times 10^{-28}$ g, ainsi la masse totale des électrons présents est :
 $(8,1 \times 10^{23} \text{ électrons}) \times (9,11 \times 10^{-28} \text{ g}) = 7,4 \times 10^{-4} \text{ g}$

- Ce qui signifie que l'ensemble des électrons ne représente que 0.74mg ; les noyaux de cuivres sont responsables de pratiquement toute la masse.

Exercice 4 :

Calculer la masse molaire moléculaire du saccharose. $M = 12 \times 12 + 1 \times 22 + 11 \times 16 = 342 \text{ g/mol}$

$$\begin{array}{l} 1 \text{ mole} \text{ -----} > 342 \text{ g} \\ x \text{ mole} \text{ -----} > 3 \text{ g} \end{array}$$

Donc le nombre de moles de molécules de saccharose $X = 8.8 \times 10^{-3} \text{ mol}$.

Exercice 5 :

- Le nombre d'atome contenu dans 100 mg d'Or :

$$\begin{array}{l} 1 \text{ mole} \text{ -----} > 197 \text{ g} \\ x \text{ mole} \text{ -----} > 100 \text{ mg} \end{array}$$

Nombre d'atomes $X = \text{Nombre de moles} \times \text{Nombre d'Avogadro}$

Soit le nombre d'atome dans 100mg est $= (0.1/197) \times 6,02 \cdot 10^{23} = 3.06 \times 10^{20} \text{ atomes}$.

- Lequel des échantillons suivants, contient le plus d'argent : 5g d'Ag, 5uma d'Ag ou $5 \cdot 10^{22}$ atomes d'Ag?

- Le nombre de moles d'argent pour 5g

$$\begin{array}{l} 107.9 \text{ g} \text{ -----} > 1 \text{ mol} \\ 5 \text{ g} \text{ -----} > X_1 \text{ mol} \end{array}$$

$$X_1 = (5 \times 1) / 107.9 \text{ -----} > X_1 = 46.3 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

- Pour 5uma

$$\begin{array}{l} 5 \text{ uma d'Ag} \text{ -----} > 5 \text{ uma} = 5 \times 1.6603 \times 10^{-24} \text{ g} \\ \text{Pour le } ^{12}\text{C} \quad 1 \text{ uma} = (12) / (12 \times 6.023 \cdot 10^{23}) = 0.166 \cdot 10^{-23} \text{ g} \end{array}$$

$$\begin{array}{l} \text{Pour le } ^{12}\text{C} \text{ ----} \rightarrow 12 \text{ g} \text{ ----} \rightarrow 1 \text{ mol} \\ X \text{ g} \text{ ----} \rightarrow \text{at} \end{array}$$

$$X_2(\text{mol}) = (5 \times 1.66 \times 10^{-24} \times 1) / 107.9$$

- Pour 5×10^{22} atomes ---- $\rightarrow X_3(\text{mol}) = 5 \times 10^{22} / N_a$

Comparer X_1 , X_2 et X_3 .

Exercice 6 :

Nombre d'atomes : 3g de Al, 3g de Cr et 3g de Cu

Nous prendrons par exemple l'élément Al

Nombre de mol de 3 g Al

$$\begin{array}{l} 1 \text{ mole} \text{ -----} > 27 \text{ g} \\ x \text{ mole} \text{ -----} > 3 \text{ g} \end{array}$$

$$X = (3 \times 1) / 27 = 0.11 \text{ mol}$$

Nombre d'atomes $X = (3/27) \times \text{Nombre d'Avogadro}$

Exercice 7 :

Nombre de mole de CuO : $n = m/M_{\text{CuO}} = 1.59 / (63.54 + 16) = 0.01999 \text{ moles}$

Nombre de molécules de CuO $= (m/M_{\text{CuO}}) \cdot N = 0.12 \cdot 10^{23} \text{ molécules}$

Nombre d'atomes de Cu = nombre d'atomes de O $= (m/M_{\text{CuO}}) \cdot N = 0.12 \times 10^{23} \text{ atomes}$