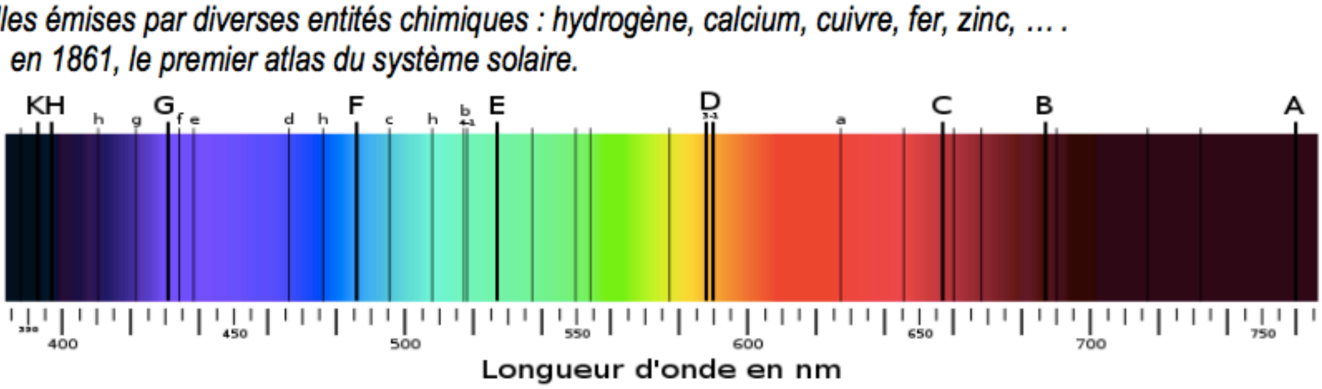
860, Gustav Kirchhoff mesure la longueur d'onde de plusieurs milliers de ces raies et montre qu'elles coïncident celles émises par diverses entités chimiques : hydrogène, calcium, cuivre, fer, zinc, … .
olie, en 1861, le premier atlas du système solaire.



Spectre de la lumière solaire obtenu par Fraunhofer avec des raies principales identifiées par Kirchhoff

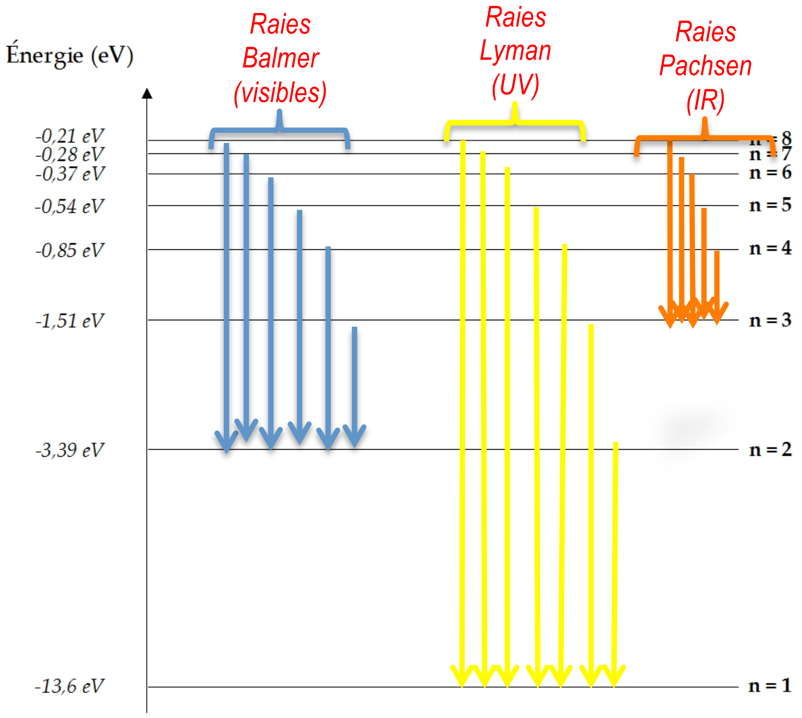
g. En vous aidant du tableau ci-dessous identifier les raies principales du spectre solaire de Fraunhofer.

Longueurs d'onde, exprimées en nm de certaines raies caractéristiques de quelques éléments chimiques								
Éléments chimiques	Hydrogène (H)	Sodium (Na)	Magnésium (Mg)	Calcium (Ca)	Fer (Fe)	Titane (Ti)	Manganèse (Mn)	Dioxygène (O_2)
Longueurs d'onde (nm)	434 486,1 656,3	589,0 589,6	470,3 516,7	396,8 422,7 458,2 526,2 527	438,3 489,1 491,9 495,7 532,8 537,1 539,7	466,8 469,1 498,2	403,6	686,7 762,1

Raie d'absorption	A	B	C	D_1	D_2	E	F	G	H	K
λ (nm)	762,1	686,7	656,3	589,6	589,0	526,2	486,1	434	396,8	392
Elément chimique	O_2	O_2	H	Na	Na	Ca	H	H	Ca	?

Pour expliquer le spectre solaire, en particulier la présence des raies d'absorption, il faudra attendre le début du XXème siècle avec l'avènement de la mécanique quantique. Dans l'atome d'Hydrogène que nous allons étudier, tous les niveaux d'énergie ne sont pas accessibles, seuls certains le sont, on parle de quantification. Un atome excité émettra un photon possédant une certaine énergie, donc à une certaine fréquence.
Voici le diagramme d'énergie de l'atome d'Hydrogène :

Les valeurs numériques de ces niveaux sont les niveaux d'énergie $\mathcal{E}$ de l'atome d'hydrogène



Remarque : 1 eV = 1,602.10^{-19} J

h. Calculer la variation d'énergie $\Delta\mathcal{E}_{n\rightarrow 2}$ correspondant aux transitions entre les niveaux d'énergie $\mathcal{E}_n$ et $\mathcal{E}_2$, pour n = 3 à n = 8.
(*se rapporte aux 6 transitions repérées en bleu sur le diagramme)*

$\Delta\mathcal{E}_{n2} = \mathcal{E}_2 - \mathcal{E}_n$

ex

$\mathcal{E}_2$	-3,39	-3,39	-3,39	-3,39	-3,39	-3,39

$\Delta\mathcal{E}_{3\rightarrow 2}$ = -3,39 – (-1,51) = - 1,88 eV

que l'on convertit en joules

$\Delta\mathcal{E}_{3\rightarrow 2}$ = - 1,88 x 1,6.10^{-19} J

I $\Delta\mathcal{E}_{3\rightarrow 2}$ I = 1,88 x 1,6.10^{-19} J

On procède de la même façon pour les autres transitions (voir tableau ci dessous)

$\mathcal{E}n$	-1,51	-0,85	-0,54	-0,37	-0,28	-0,21
$\Delta\mathcal{E}_{i \to f}$ (eV)	1,88	2,54	2,85	3,02	3,11	3,18
$\lvert \Delta\mathcal{E}_{n \to 2} \rvert$ (J)	3,01E-19	4,06E-19	4,56E-19	4,83E-19	4,98E-19	5,09E-19

i. En déduire la fréquence ν_{n2} du photon émis par l'atome d'Hydrogène pour chaque transition. Puis calculer la longueur d'onde correspondante.

La fréquence du photon émis ou absorbé est lié à l'énergie de ce photon $\Delta E = h.\nu_{n2}$

Cette énergie est égale à la valeur absolue de la variation d'énergie $\Delta\mathcal{E}$ correspondant à la transition n➔2

Soit

$\Delta E = \Delta\mathcal{E} = h.\nu_{n \to 2}$

d'où

$\nu_{n2} = \Delta\mathcal{E} / h$

pour la première transition

$\nu_{8 \to 2} = \Delta\mathcal{E}_{8 \to 2} / h$

avec pour la constante de Planck h = 6,6.10^-34 J.s

$\nu_{8 \to 2} = 3{,}01.10^{-19} / 6{,}60.10^{-34}$

$= 4{,}56.10^{14}$ Hz

la longueur d'onde correspondante λ_{n2} se déduit de la fréquence par

$\lambda_{n \to 2} = c / \nu_{n \to 2}$

Soit

$\lambda_{8 \to 2} = c / \nu_{8 \to 2}$

$\lambda_{8 \to 2} = 3{,}00.10^{8} / 45{,}6.10^{14}$

$\lambda_{8 \to 2} = 6{,}58 .10^{-7}$ m

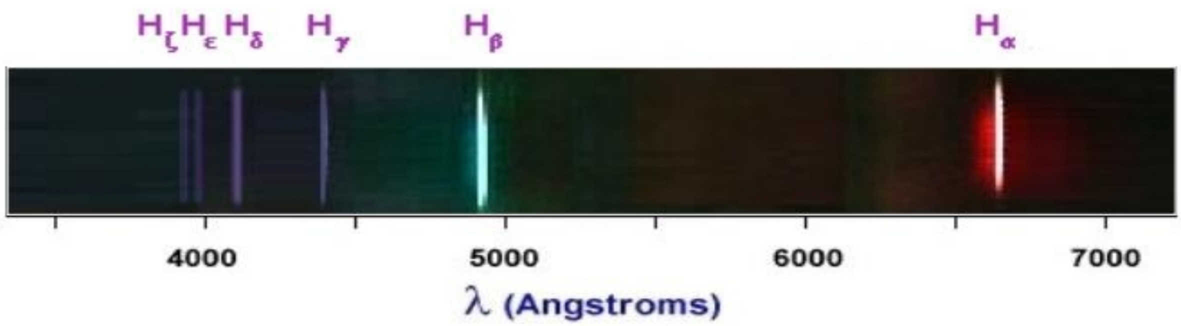
$\lambda_{8 \to 2} = 658$ nm

de lamême façon

$\Delta\mathcal{E}_{i==>f}$ (J)	3,01E-19	4,06E-19	4,56E-19	4,83E-19	4,98E-19	5,09E-19
$\nu_{f=>2} = \lvert\Delta\mathcal{E}_{i=>f}\rvert / h$ (Hz)	4,56E+14	6,16E+14	6,91E+14	7,32E+14	7,54E+14	7,71E+14
$\lambda_{f=>2} = c/\nu_{f=>2}$ (m)	6,58E-07	4,87E-07	4,34E-07	4,10E-07	3,98E-07	3,89E-07
$\lambda_{f=>2} = c/\nu_{f=>2}$ (nm)	658	4,87	4,34	4,10	3,98	3,89
couleur	rouge	Bleu-clair	violet	violet	violet	violet

j. En observant le spectre d'émission de l'atome d'Hydrogène, identifier les raies en fonction des longueurs d'onde calculées précédemment. (*1 Angstrom = 0,1 nanomètre*)

$\lambda_{f=>2} = c/\nu_{f=>2}$ (nm)	658	4,87	4,34	4,10	3,98	3,89
Raies de Balmer	H_α	H_β	H_γ	H_γ	H_ε	H_ζ



Ces raies sont appelées « raies de Balmer ». Il existe d'autres raies, invisibles à l'œil nu, appelées « raies de Lyman » dans l'ultra-violet (transitions E_{n1}) et les « raies de Paschen » dans l'infrarouge (transitions E_{n3}).
Retrouver les raies de Balmer dans le spectre solaire de Fraunhofer.
Les autres raies

Lyman

$\mathcal{E}_f$ (eV)	-13,6	-13,6	-13,6	-13,6	-13,6	-13,6
$\mathcal{E}_i$ (eV)	-3,39	-1,51	-0,85	-0,54	-0,28	-0,21
$\Delta\mathcal{E}_{i==>f}$ (eV)	1,02E+01	1,21E+01	1,28E+01	1,31E+01	1,33E+01	1,34E+01
$\Delta\mathcal{E}_{i==>f}$ (J)	1,63E-18	1,93E-18	2,04E-18	2,09E-18	2,13E-18	2,14E-18
$\nu_{f==>2} = \lvert\Delta\mathcal{E}_{i==>f}\rvert/h$ (Hz)	2,47E+15	2,92E+15	3,08E+15	3,16E+15	3,22E+15	3,24E+15
$\lambda_{f==>2} = c/\nu$ (m)	1,22E-07	1,03E-07	9,74E-08	9,50E-08	9,32E-08	9,27E-08
$\lambda_{f==>2} = c/\nu$ (m)	1,22E+02	1,03E+02	9,74E+01	9,50E+01	9,32E+01	9,27E+01

Ultra violet

Lyman

$\mathcal{E}_f$ (eV)	-1,51	-1,51	-1,51	-1,51	-1,51
$\mathcal{E}_i$ (eV)	-0,85	-0,54	-0,28	-0,21	-0,28
$\Delta\mathcal{E}_{i==>f}$ (eV)	6,60E-01	9,70E-01	1,23E+00	1,30E+00	1,23E+00
$\Delta\mathcal{E}_{i==>f}$ (J)	1,06E-19	1,55E-19	1,97E-19	2,08E-19	1,97E-19
$\nu_{f==>2} = \lvert\Delta\mathcal{E}_{i==>f}\rvert/h$ (Hz)	1,60E+14	2,34E+14	2,97E+14	3,14E+14	2,97E+14
$\lambda_{f==>2} = c/\nu$ (m)	1,88E-06	1,28E-06	1,01E-06	9,55E-07	1,01E-06
$\lambda_{f==>2} = c/\nu$ (nm)	1,88E+03	1,28E+03	1,01E+03	9,55E+02	1,01E+03
	Infra-rouge				